

# Química I

Arturo Abreu Corona  
Felipe Aparicio Platas



Docencia

# **QUÍMICA I**

**Felipe Aparicio Platas**

**Arturo Abreu Corona**

**Universidad Autónoma Metropolitana**





Casa abierta al tiempo

**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA**

## **UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA**

**DR. GUSTAVO PACHECO LÓPEZ**

Rector General

**DRA. ESTHELA IRENE SOTELO NÚÑEZ**

Secretaria General

**DR. ALFONSO MAURICIO SALES CRUZ**

Rector de la Unidad Cuajimalpa

**DRA. MARÍA DE LOURDES DELGADO NÚÑEZ**

Secretaria de la Unidad

**DR. GERARDO PÉREZ HERNÁNDEZ**

Director de la División de Ciencias Naturales e Ingeniería

**DRA. ANA LUISA BRAVO DE LA GARZA**

Secretaria Académica de la DCNI

QD40  
A63  
2025

Aparicio Platas, Felipe

Química I / Felipe Aparicio Platas, Arturo Abreu Corona . --  
Ciudad de México : UAM, Unidad Cuajimalpa, División de Ciencias  
Naturales e Ingeniería, 2025.

Datos electrónicos (1 archivo pdf : 49.90 MB) . -- (Docencia)

ISBN: 978-607-28-3559-7

1. Química -- Enseñanza superior -- Problemas, ejercicios,  
etc. 2. Química -- Libros de texto. 3. Universidad Autónoma  
Metropolitana. Unidad Cuajimalpa. Currícula -- Libros de texto.

I. Abreu Corona, Arturo, coaut.

Clasificación Dewey: 540.71 AP639 2025

Esta obra fue dictaminada positivamente y evaluada para su publicación por el Consejo Editorial de la División de Ciencias Naturales e Ingeniería, UAM, Unidad Cuajimalpa.

Primera edición, 2025.

Datos electrónicos (1 archivo pdf :). -- (ISBN:).

D.R. © 2025, De esta edición, Universidad Autónoma Metropolitana, Unidad Cuajimalpa  
Avenida Vasco de Quiroga 4871

Col. Santa Fe Cuajimalpa

Alcaldía de Cuajimalpa de Morelos, 05348, Ciudad de México

[www.cua.uam.mx](http://www.cua.uam.mx)

Prohibida la reproducción parcial o total de este libro por cualquier medio sin la autorización por escrito de la Universidad Autónoma Metropolitana, el editor o el autor.

Diseño de portada: Lic. Claudia Domínguez Cedillo

Imagen en portada generada por DALL·E, diseñada por el Dr. Felipe Aparicio Platas

*A mi esposa Elizabeth:*

Mi refugio sereno y faro incansable,  
gracias por guardar mis desvelos, creer antes que nadie  
y sostener mis pasos aun cuando yo mismo dudaba de ellos.

*A mis hijos Paola y Fernando:*

mis dos horizontes llenos de luz,  
en sus risas descubro cada día el sentido de todo esfuerzo  
y en sus miradas encuentro la promesa de un futuro  
más grande que cualquier sueño.

Para ustedes escribo, vivo y aprendo.

Que cada página de este libro les recuerde cuánto los amo  
y lo profundamente agradecido que estoy  
por compartir el camino a su lado.

*Felipe*



*Dedico este libro a:*

Mi compañera de vida, por caminar conmigo,  
y a mis hijos, por dar sentido a cada día.

*Arturo*





## Prólogo

La química, a menudo conocida como la ciencia central, juega un papel crucial al conectar disciplinas como la física, la biología, la medicina y las ingenierías. Este libro, que hemos titulado **Química I**, está diseñado para ser una guía accesible y completa para estudiantes que están comenzando a explorar el fascinante mundo de la química.

Nuestro objetivo es enseñar los conceptos fundamentales de la química de manera clara y comprensible, al mismo tiempo que inspirar un gusto duradero por esta ciencia, dada la importancia que esta tiene en nuestra vida diaria y en el avance científico.

A lo largo de la historia, la química ha sido una fuerza impulsora detrás del desarrollo de la humanidad. Desde los antiguos alquimistas que buscaban transformar los metales en oro hasta los científicos contemporáneos que desarrollan nuevos materiales y medicamentos, la química ha sido un motor de innovación y descubrimiento. Este libro pretende rendir homenaje a esta rica historia, proporcionando una base sólida en los principios de la química y destacando sus aplicaciones prácticas e impacto en el mundo real.

Hemos estructurado esta obra de manera que los conceptos se desarrollen de forma progresiva, facilitando una comprensión profunda y clara. Cada capítulo aborda un tema clave, desde la estructura atómica y la tabla periódica hasta las reacciones químicas y las teorías ácido-base. Además, se incluyen numerosos ejemplos y problemas prácticos que permiten a los estudiantes aplicar lo aprendido y desarrollar sus habilidades para la resolución de problemas.

La enseñanza de la química va más allá de memorizar fórmulas y ecuaciones; se trata de fomentar una mentalidad científica, aprender a observar, cuestionar y experimentar. Por ello, hemos integrado en el texto una serie de preguntas abiertas que promueven el pensamiento crítico y la curiosidad intelectual.

Agradecemos a los educadores, investigadores y estudiantes que han contribuido a la elaboración de este libro. Sus comentarios y sugerencias han sido invaluable para crear una obra tanto informativa como inspiradora. También queremos reconocer a los pioneros de la química cuyas contribuciones han allanado el camino para las futuras generaciones.

Esperamos que este libro sea una herramienta valiosa en la trayectoria académica de los estudiantes y que despierte en ellos la misma pasión por la química que ha motivado a tantos científicos a explorar los misterios de la materia y la energía. Que este libro les sirva no solo para aprobar exámenes, sino también para apreciar la belleza y complejidad del mundo que nos rodea.

Bienvenidos al mundo de la química.

*Arturo Abreu*

*Felipe Aparicio*

## Prefacio a la Primera Edición

Es un honor y un privilegio presentar la primera edición de **Química I**. Este libro surge del deseo de proporcionar a los estudiantes una guía integral y accesible que los acompañe en su viaje a través del fascinante campo de la química. Nuestro objetivo es no solo enseñar los conceptos fundamentales, sino también inspirar una pasión duradera por la química y su relevancia en el mundo moderno.

La química es una ciencia dinámica, en constante evolución, y su estudio nos permite comprender y transformar el mundo que nos rodea. A través de este libro, esperamos mostrar cómo los principios de la química se aplican en diversas áreas, desde la medicina y la ingeniería hasta el medio ambiente y la industria. Hemos incluido secciones que destacan estas aplicaciones prácticas, mostrando la importancia y el impacto de la química en nuestra vida diaria.

En la creación de esta obra, hemos tenido en cuenta los desafíos y necesidades que enfrentan los estudiantes de hoy; en particular, los estudiantes de la Universidad Autónoma Metropolitana (UAM). La química es una disciplina vasta y, a veces, puede parecer abrumadora. Por eso, hemos diseñado este libro para ser claro y progresivo, con una estructura que permite a los estudiantes construir su conocimiento paso a paso. Cada capítulo ha sido cuidadosamente elaborado para proporcionar explicaciones claras, ejemplos prácticos y problemas que fomentan la aplicación y el entendimiento de los conceptos.

En este libro hemos abarcado una amplia variedad de temas que son cruciales para los estudiantes en los cursos, definidos como Unidades de Enseñanza Aprendizaje (UEA), y laboratorios que son parte de su formación académica en la UAM y en otras universidades en México.

Es relevante destacar que este libro fue diseñado originalmente para cubrir el contenido de la UEA de Química de la Licenciatura en Biología Molecular (LBM) que se imparte en el Departamento de Ciencias Naturales (DCN) de la UAM. Sin embargo, este diseño no fue excluyente ya que el libro también puede ser de utilidad para los estudiantes de la Licenciatura en Ingeniería Biológica (LIB) del Departamento de Procesos y Tecnología (DPT) de la UAM, toda vez que los temas aquí abordados cubren prácticamente el 95% del contenido de la UEA de Química de ese plan de estudios. Además, este libro se puede usar en otras UEA, tanto de la LBM como de la LIB. En lo que respecta a la LBM, en la UEA de Laboratorio de Introducción a la Experimentación se exploran temas como el cálculo y la determinación de concentraciones en disoluciones, así como el pH y  $pK_w$ . En la UEA de Equilibrio y Cinética Química, se estudian aspectos como la teoría cinética, la velocidad y el orden de reacción, junto con el equilibrio químico. En la UEA de Técnicas de Caracterización Molecular, se abordan los fundamentos del electromagnetismo y el espectro electromagnético. Por otro lado, en la UEA de Balance de Materia de la LIB se abordan temas como el balance de materia en sistemas reactivos, la estequiometría de las reacciones químicas, la conversión o la fracción del reactivo de interés que se transforma en productos, el rendimiento y las reacciones de combustión, entre otros. Todos estos temas se desarrollan a lo largo de esta obra.

La elaboración de este libro ha sido un esfuerzo colaborativo. Queremos expresar nuestro más profundo agradecimiento a los colegas, estudiantes y revisores que han aportado su tiempo y

conocimientos para hacer de este libro una realidad. Sus valiosas aportaciones han enriquecido el contenido y han asegurado que el material sea tanto riguroso como accesible.

Esperamos sinceramente que esta primera edición de **Química I** sea una herramienta valiosa en la educación de las y los estudiantes, además de que los motive a continuar explorando las maravillas de la química. Que este libro no solo les ayude a dominar los fundamentos, sino que también los inspire a pensar críticamente, experimentar y, sobre todo, disfrutar del proceso de aprendizaje.

Agradecemos la confianza en esta obra y les damos la bienvenida al maravilloso mundo de la química.

*Los autores*

## Constantes físicas

| Cantidad                         | Símbolo      | Valor                            | Unidad SI            |
|----------------------------------|--------------|----------------------------------|----------------------|
| Aceleración de la gravedad       | $g$          | 9.806                            | m/s <sup>2</sup>     |
| Carga eléctrica elemental        | $e$          | $1.602\,176\,53 \times 10^{-19}$ | C                    |
| Constante de Boltzmann           | $k$          | $1.3807 \times 10^{-23}$         | J/K                  |
| Constante de Faraday             | $F$          | 96485                            | C/mol e <sup>-</sup> |
| Constante de los gases           | $R$          | 8.3145                           | J/mol K              |
| Constante de Planck              | $h$          | $6.6260693 \times 10^{-34}$      | J s                  |
| Constante de Rydberg             | $R_{\infty}$ | $1.0974 \times 10^7$             | m <sup>-1</sup>      |
| Masa del electrón                | $m_e$        | $9.10938 \times 10^{-31}$        | kg                   |
| Masa del neutrón                 | $m_n$        | $1.67493 \times 10^{-27}$        | kg                   |
| Masa del protón                  | $m_p$        | $1.67262 \times 10^{-27}$        | kg                   |
| Número de Avogadro               | $N$          | $6.0221415 \times 10^{23}$       | partículas/mol       |
| Radio de Bohr                    | $a_0$        | $5.2918 \times 10^{-11}$         | m                    |
| Relación carga/masa del electrón | $e/m$        | $1.75882 \times 10^{11}$         | C/kg                 |
| Velocidad de la luz en el vacío  | $c$          | $2.99792458 \times 10^8$         | m/s                  |

## Introducción

¿Por qué es importante aprender química? La respuesta a esta pregunta es simple: la química está en gran parte de la vida diaria del ser humano. La podemos encontrar en los alimentos que consumimos, en el aire que respiramos, en los materiales usados para fabricar diversos productos, etc. El cuerpo humano es un universo de sustancias, procesos y transformaciones químicas. Por esta razón, algunos autores afirman que la química es la ciencia central. Podemos decir que la química está en todas partes. El mundo en el que vivimos está lleno de sustancias químicas: muchas son de origen natural y otras han sido sintetizadas por el ser humano.

El origen de la palabra *química* es incierto, aunque existen dos teorías predominantes al respecto. Una teoría sugiere que el término se originó en la palabra egipcia *khemeia*, que se deriva de *Khem* o *Kemet*, el nombre antiguo de Egipto, que significa *tierra negra*. Este nombre se refería al fértil suelo negro del delta del Nilo, en contraste con el desierto circundante. Esta teoría se fortalece ya que hoy sabemos que las *artes químicas* habían logrado un desarrollo notable en Egipto, donde los sacerdotes se interesaban en técnicas de embalsamamiento y preservación del cuerpo humano tras la muerte. Además, sabemos que los egipcios no solo eran hábiles metalúrgicos, sino que también sabían cómo preparar pigmentos minerales y extractos e infusiones vegetales.

Otra teoría propone que la palabra *química* proviene del vocablo *khemeia*, que evolucionó del griego *khēmeia* (χημεία), que significa *el arte de la transmutación*. Los griegos fueron influenciados por las prácticas egipcias y extendieron el término para significar el arte de transformar metales simples en metales preciosos, como el oro. Una acepción de la palabra *khemeia* es que proviene del griego *khumos*, que significa *jugo de planta*. Según esta variante de la teoría sobre el origen de la palabra *química*, *khemeia* sería *el arte de extraer jugos*. Este concepto de jugo de plantas podría extenderse a los metales, implicando que la palabra se refiere al *arte de la metalurgia*.

También podemos identificar una contribución árabe en el origen de la palabra *química*. El término *alquimia*, un precursor de la palabra *química*, proviene del árabe *al-kīmiyā*, que se deriva del griego *khēmeia*. La alquimia era una práctica medieval que combinaba elementos de la química, la filosofía y el misticismo, con el objetivo de transformar sustancias y descubrir la piedra filosofal.

Se puede afirmar que la química es tan antigua como la humanidad misma, aunque el concepto que manejamos hoy en día es relativamente moderno. Históricamente, el nacimiento de la química como ciencia se ubica con la publicación del libro *El químico escéptico* de Robert Boyle (1627-1691) en 1661. Los estudios de Boyle marcaron el fin de los términos *alquimia* y *alquimista*, eliminando la primera sílaba de estos términos. A partir de entonces, la disciplina se conoció como química, y sus practicantes como químicos.

En resumen, la palabra *química* tiene una historia etimológica rica y diversa, que proviene de influencias egipcias, griegas y árabes, y ha evolucionado significativamente a lo largo de los siglos hasta convertirse en la ciencia que conocemos hoy.

Discutir sobre química nos lleva inevitablemente a explorar el concepto de materia. La materia abarca todo lo que tiene presencia física, desde nuestros cuerpos y los objetos que usamos diariamente, hasta las estructuras más gigantescas del cosmos. Una definición común de **materia** es: *cualquier cosa que ocupe espacio y posea masa*. Basándonos en esta idea, podemos definir la química de la siguiente forma:

**Química** es la ciencia que estudia a la materia, sus propiedades, los cambios que esta sufre y los procesos energéticos asociados a estos cambios.

De este modo, la química se centra en el estudio de la materia y sus cambios. En estos procesos, la energía desempeña un papel crucial. Por ello, al definir la química, es esencial considerar el concepto de energía. La **energía** se define como *la capacidad de realizar trabajo o transferir calor*. Existen diversas formas de energía, como la mecánica, eléctrica, luminosa, térmica y, por supuesto, la energía química, entre otras. En términos generales, todas las formas de energía se pueden dividir en dos categorías principales: energía cinética y energía potencial.

Como todo conocimiento humano, la química se ha diversificado a tal grado que hoy en día es muy difícil que una sola persona conozca y domine todos los conceptos que la constituyen. Las áreas de la química moderna comprenden una amplia variedad de disciplinas que estudian diferentes aspectos de la materia y sus interacciones. Algunas de las principales disciplinas de la química son las siguientes:

- **Química General:** Es la base de todas las ramas de la química, abordando conceptos fundamentales como la estructura atómica, enlaces químicos, reacciones, y las leyes que rigen el comportamiento de la materia.
- **Química Inorgánica:** Explora compuestos que no incluyen enlaces carbono-hidrógeno, tales como metales, minerales y complejos de coordinación.
- **Química Orgánica:** Esta rama se centra en el estudio de compuestos que contienen carbono, con énfasis en su estructura, propiedades y reacciones. Es crucial para comprender procesos

biológicos y para la creación de nuevos materiales.

- **Fisicoquímica:** Se enfoca en los principios físicos que subyacen los procesos químicos, abarcando la termodinámica, cinética y mecánica cuántica.
- **Química Analítica:** Esta disciplina se dedica al análisis de la composición de sustancias, utilizando técnicas cualitativas y cuantitativas para identificar y medir los componentes de una muestra.
- **Bioquímica:** Se especializa en el estudio de las moléculas y procesos químicos fundamentales en los organismos vivos, incluyendo enzimas, proteínas y ácidos nucleicos.
- **Química Teórica y Computacional:** Utiliza métodos matemáticos y simulaciones computacionales para entender y predecir el comportamiento de sistemas químicos.
- **Química de Materiales:** Esta área se enfoca en el diseño, la síntesis y la caracterización de nuevos materiales con aplicaciones tecnológicas, como polímeros, nanomateriales y compuestos avanzados.
- **Química Ambiental:** Investiga los procesos químicos que ocurren en el medio ambiente y su impacto, incluyendo la química atmosférica y la contaminación.
- **Química Medicinal:** Se dedica al diseño y síntesis de compuestos con actividad farmacológica y al estudio de sus interacciones con el organismo.
- **Química Industrial:** Aplica los principios químicos en la producción en masa de productos, optimizando procesos y desarrollando nuevas tecnologías en la industria química.

Estas áreas no son excluyentes entre sí, y frecuentemente se superponen, dando lugar a subdisciplinas y campos interdisciplinarios.

Este libro fue diseñado para apoyar a las y los estudiantes en su proceso de aprendizaje de los fundamentos de química, es decir, es una introducción al campo de la química general. El principal interés de los autores es proporcionar un compendio de problemas de química general que apoye a las y los estudiantes a fortalecer su comprensión de los conceptos y principios químicos, y que les permita reconocer la función fundamental que la química desempeña en su vida cotidiana y, en particular, en su formación profesional.

La resolución de un problema es, generalmente, la mejor forma de ilustrar un concepto, ley, principio o propiedad en las ciencias y en particular, en la química. De manera recíproca, si se comprenden bien los fundamentos, no se tendrá dificultad en la resolución de problemas. Se puede decir que la comprensión de los fundamentos de la química y la resolución de problemas son actividades complementarias. Los problemas propuestos en este libro fueron obtenidos de diferentes libros de texto que el alumno podrá consultar en la sección de bibliografía. Algunos problemas fueron diseñados a partir de las experiencias de clase o de algunos ejercicios similares propuestos en los libros consultados.

Esperamos que este libro sea de utilidad para las y los estudiantes, y contribuya a mejorar su formación en esta área del conocimiento. Agradeceremos todas las opiniones y sugerencias que tengan sobre el libro, las cuales servirán para mejorar este material en ediciones posteriores.





# Índice general

|                                                                   |           |
|-------------------------------------------------------------------|-----------|
| <b>Prólogo</b>                                                    | <b>I</b>  |
| <b>Prefacio</b>                                                   | <b>II</b> |
| <b>Constantes físicas</b>                                         | <b>IV</b> |
| <b>Introducción</b>                                               | <b>V</b>  |
| <b>1 ESTRUCTURA DE LA MATERIA</b>                                 | <b>1</b>  |
| 1.1 Conceptos básicos                                             | 1         |
| 1.2 Estructura atómica                                            | 2         |
| 1.3 Radiación electromagnética y origen de la teoría cuántica     | 7         |
| 1.4 Modelo atómico de Bohr e hipótesis de De Broglie              | 24        |
| 1.5 Mecánica cuántica moderna y átomos hidrogenoides              | 33        |
| 1.6 Átomos polielectrónicos, espín y configuraciones electrónicas | 39        |
| <b>2 PROPIEDADES PERIÓDICAS</b>                                   | <b>45</b> |
| 2.1 Tabla periódica y configuraciones electrónicas                | 45        |
| 2.2 Tamaños de los átomos, radio atómico y radio iónico           | 59        |
| 2.3 Energía de ionización                                         | 67        |
| 2.4 Afinidad electrónica                                          | 72        |

|          |                                                                   |            |
|----------|-------------------------------------------------------------------|------------|
| 2.5      | Electronegatividad                                                | 76         |
| 2.6      | Metales, no metales y metaloides                                  | 78         |
| <b>3</b> | <b>ENLACE QUÍMICO .....</b>                                       | <b>83</b>  |
| 3.1      | Enlace químico                                                    | 83         |
| 3.2      | Modelo de Lewis y regla del octeto                                | 85         |
| 3.3      | Enlace metálico                                                   | 87         |
| 3.4      | Enlace iónico                                                     | 89         |
| 3.5      | Enlace covalente                                                  | 97         |
| 3.6      | Electronegatividad y polaridad del enlace                         | 100        |
| 3.7      | Estructuras de Lewis                                              | 102        |
| 3.8      | Cargas formales                                                   | 106        |
| 3.9      | Estructuras de resonancia                                         | 110        |
| 3.10     | Propiedades de los compuestos covalentes                          | 111        |
| 3.11     | Excepciones a la regla del octeto                                 | 115        |
| <b>4</b> | <b>FUNDAMENTOS DE ESTEQUIOMETRÍA .....</b>                        | <b>119</b> |
| 4.1      | Clasificación de la materia: elementos, compuestos y mezclas      | 119        |
| 4.2      | Propiedades de la materia                                         | 122        |
| 4.3      | Mediciones en química y análisis dimensional                      | 126        |
| 4.4      | Estructura del átomo: número atómico, número de masa e isótopos   | 132        |
| 4.5      | El concepto de mol: masa atómica, masa molar y número de Avogadro | 135        |
| 4.6      | Composición porcentual                                            | 153        |
| 4.7      | Fórmulas químicas: fórmula empírica y fórmula molecular           | 157        |
| <b>5</b> | <b>REACCIÓN QUÍMICA .....</b>                                     | <b>165</b> |
| 5.1      | Ecuaciones y reacciones químicas                                  | 165        |
| 5.2      | Estequiometría de reacciones químicas                             | 174        |
| 5.3      | Reactivo limitante                                                | 184        |
| 5.4      | Rendimiento de una reacción                                       | 190        |
| <b>6</b> | <b>REACCIONES QUÍMICAS EN SOLUCIÓN .....</b>                      | <b>197</b> |
| 6.1      | Propiedades de las soluciones acuosas y molaridad                 | 197        |
| 6.2      | Otras unidades de concentración                                   | 206        |
| 6.3      | Diluciones                                                        | 211        |

|          |                                                                     |            |
|----------|---------------------------------------------------------------------|------------|
| 6.4      | Estequiometría de reacciones en solución                            | 215        |
| 6.5      | Tipos de reacciones químicas en solución acuosa                     | 221        |
| <b>7</b> | <b>NOCIONES DE EQUILIBRIO QUÍMICO .....</b>                         | <b>225</b> |
| 7.1      | Velocidad de una reacción química                                   | 225        |
| 7.2      | Equilibrio químico y constante de equilibrio                        | 228        |
| 7.3      | Cociente de reacción                                                | 232        |
| 7.4      | Cálculo de la constante de equilibrio                               | 234        |
| 7.5      | Cálculo de las concentraciones en el equilibrio y grado de reacción | 238        |
| 7.6      | El principio de Le Châtelier                                        | 245        |
| 7.7      | Factores que afectan el equilibrio químico                          | 245        |
| <b>8</b> | <b>EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE .....</b>                                  | <b>253</b> |
| 8.1      | Clasificación de ácidos y bases                                     | 253        |
| 8.2      | Pares conjugados ácido-base                                         | 255        |
| 8.3      | El pH y cálculo de concentraciones en el equilibrio ácido-base      | 259        |
| 8.4      | Autoionización del agua                                             | 262        |
| 8.5      | Hidrólisis                                                          | 267        |
| 8.6      | Relación entre $K_a$ y $K_b$                                        | 273        |
| 8.7      | Porcentaje de ionización o disociación                              | 275        |
| 8.8      | Neutralización                                                      | 277        |
| <b>9</b> | <b>RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS .....</b>                            | <b>281</b> |
|          | <b>Bibliografía .....</b>                                           | <b>308</b> |
|          | Libros                                                              | 309        |
|          | Artículos                                                           | 309        |



# 1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

## 1.1 Conceptos básicos

La química es una ciencia fundamental que nos permite comprender la naturaleza de la materia y las transformaciones que esta puede experimentar. A través del estudio de los conceptos básicos de la química, adquirimos las herramientas necesarias para explorar y entender el mundo que nos rodea. En este capítulo, abordaremos los principios fundamentales que constituyen los cimientos de esta disciplina, sentando las bases para un aprendizaje más profundo y detallado en capítulos posteriores. Nos enfocaremos en las definiciones esenciales y los conceptos fundamentales que son vitales para el estudio de la química.

Como lo expresamos en la Introducción, la siguiente es la definición de la química más común y aceptada en los libros de texto:

**Química** es la ciencia que estudia a la materia, sus propiedades, los cambios que puede experimentar y los procesos energéticos asociados a estos cambios.

Los conceptos clave en esta definición son:

**Ciencia:** Proviene del latín *scientia*, que significa *conocimiento* o *saber*. El término *scientia* a su vez deriva del verbo latino *scire*, que significa *saber* o *conocer*. En el contexto original, *scientia* se refería al conocimiento en un sentido general, abarcando tanto el conocimiento práctico como el teórico. En su versión moderna, la palabra **ciencia** ha evolucionado para referirse específicamente al conocimiento sistemático y organizado obtenido a través del método científico, que implica la observación, la experimentación y el razonamiento lógico para formular leyes y teorías sobre el mundo natural.

**Materia:** Es cualquier *cosa* que tiene masa y ocupa espacio. Esto significa que la materia es *cuantificable*, es decir, se puede medir. Además, posee una cierta cantidad de energía y está sujeta a cambios con el tiempo.

Podemos afirmar que el objeto central de la química es la materia, por lo que el estudio de esta ciencia se puede abordar por dos caminos:

1. Estudiando la **estructura** de la materia.
2. Estudiando las **transformaciones** que experimenta la materia.

Ambas rutas se basan en una idea fundamental: la existencia del **átomo** como la unidad básica de la materia.

El concepto de átomo se originó en la antigua Grecia entre un grupo de filósofos conocidos como los *atomistas*. Destacan entre ellos Demócrito de Abdera (460-370 a.C.) y Leucipo (499-400 a.C.). La idea central de estos filósofos era que la materia está compuesta por partículas pequeñas, indivisibles y fundamentales llamadas **átomos**. Los atomistas postulaban que los átomos eran eternos, infinitos en número y variaban en forma y tamaño, lo que les permitía explicar la diversidad de sustancias y fenómenos observados en el universo.

En contraste, Aristóteles de Estagira (384-322 a.C.) sostenía que la materia era continua, oponiéndose a las ideas atomistas. Por otro lado, Platón (427-347 a.C.), aunque más afín a las ideas de los atomistas, postulaba la existencia de formas elementales sin considerarlas indivisibles en partículas más pequeñas del mismo tipo.

Hoy en día, el **átomo** se define de la siguiente manera:

***Átomo** es la unidad básica e indivisible de un elemento químico, constituido por un núcleo central compuesto de protones y neutrones, rodeado por una nube de electrones. Los protones tienen carga positiva, los electrones tienen carga negativa y los neutrones son neutros.*

Los átomos se combinan entre sí a través de enlaces químicos para formar moléculas y compuestos, y son indivisibles por métodos químicos ordinarios, aunque pueden ser divididos mediante reacciones nucleares. El número de protones en el núcleo define el elemento y sus propiedades químicas.

En este libro, comenzaremos el estudio de la química por la primera ruta: conociendo **la estructura de la materia**, es decir, la estructura de los átomos.

## 1.2 Estructura atómica

Nuestra comprensión contemporánea de la estructura de la materia tiene sus raíces en la **teoría atómica** propuesta por John Dalton (1766-1844) a principios del siglo XIX. En la actualidad, sabemos que toda la materia está constituida por átomos, moléculas e iones. La química está intrínsecamente ligada a estas entidades.

En 1808, Dalton estableció los fundamentos de la teoría atómica en su obra *Nuevo sistema de filosofía química*, donde postuló que la materia se compone de unidades básicas llamadas átomos. Sus postulados principales fueron los siguientes:

1. Los **elementos** están formados por átomos, que son partículas independientes, inmutables e indivisibles.
2. Los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa y propiedades idénticas.
3. Los átomos de diferentes elementos poseen masas y propiedades distintas.
4. Los **compuestos** se forman por la unión de los átomos de los correspondientes elementos con base en una relación de números enteros sencilla.
5. En las **reacciones químicas**, los átomos no se crean ni se destruyen, solo se reorganizan para formar nuevos compuestos.

Estas propuestas constituyen el primer modelo teórico de la química moderna. La principal evidencia a favor de la teoría atómica de Dalton radica en su capacidad para interpretar de manera coherente todas las leyes ponderales:

1. **Ley de las proporciones definidas** de Joseph Louis Proust (1754-1826): esta ley afirma que *“diferentes muestras de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción de masa”*.
2. **Ley de las proporciones múltiples**: esta ley está establecida por el cuarto postulado de Dalton.
3. **Ley de la conservación de la masa**: el quinto postulado de Dalton es una expresión de esta ley.

Dalton describió el átomo como una partícula indivisible y extremadamente diminuta, tan pequeña que no puede ser observada a simple vista. Sin embargo, una serie de investigaciones llevadas a cabo desde alrededor de 1850 hasta el siglo XX revelaron que los átomos tienen una estructura interna y están compuestos por partículas aún más pequeñas, conocidas como **partículas subatómicas**. Estas investigaciones llevaron al descubrimiento de tres partículas fundamentales: electrones, protones y neutrones.

Además de las ideas de los filósofos griegos del siglo V a. C. y de Dalton a principios del siglo XIX, se han propuesto varios modelos a lo largo de la historia para explicar la estructura de los átomos. A continuación, presentamos una breve descripción de los modelos atómicos.

- Joseph John Thomson (1856-1940) propuso que el átomo era una esfera de carga positiva con electrones distribuidos en su interior.
- Ernest Rutherford (1871-1937) sugirió que el átomo tenía un núcleo central con electrones orbitando alrededor. Este es el modelo nuclear.
- Niels Bohr (1885-1962) desarrolló un modelo para el átomo de hidrógeno utilizando la teoría cuántica de la radiación electromagnética.
- Erwin Schrödinger (1887-1961) creó un modelo matemático conocido como la ecuación de Schrödinger, basado en la teoría cuántica de Max Planck (1858-1947), para explicar la estructura atómica. Simultáneamente, Werner Karl Heisenberg (1901-1976) propuso un

modelo atómico utilizando un enfoque matemático más complejo, y junto con la ecuación de Schrödinger, sentaron las bases de la teoría cuántica moderna.

Resumiendo los descubrimientos clave sobre partículas subatómicas y los modelos atómicos de Thomson y Rutherford, tenemos:

1. La masa y la carga de las partículas subatómicas se presentan en la tabla 1.1.

Tabla 1.1: Masa y carga de las partículas subatómicas.

| Partícula | Masa (g)                  | Carga                     |                 |
|-----------|---------------------------|---------------------------|-----------------|
|           |                           | Coulomb                   | Unidad de carga |
| Electrón  | $9.10938 \times 10^{-28}$ | $-1.6022 \times 10^{-19}$ | -1              |
| Protón    | $1.67262 \times 10^{-24}$ | $+1.6022 \times 10^{-19}$ | +1              |
| Neutrón   | $1.67493 \times 10^{-24}$ | 0                         | 0               |

2. La masa del protón es 1836 veces mayor que la del electrón.
3. El núcleo atómico, que contiene protones y neutrones, representa más del 99.9% de la masa del átomo.
4. Los electrones se encuentran alrededor del núcleo atómico.
5. Los átomos pueden estar en **estado neutro** cuando el número de protones es igual al número de electrones, resultando en un balance de cargas de cero.
6. Los átomos también pueden estar en **estado ionizado** cuando pierden o ganan electrones:
  - Un **ion positivo (catión)** es un átomo que ha perdido uno o más electrones, resultando en una carga neta positiva.  
Ejemplo:
    - $\text{Na}^+$ : significa que el átomo de sodio (Na) ha perdido un electrón.
  - Un **ion negativo (anión)** es un átomo que ha ganado uno o más electrones, resultando en una carga neta negativa.  
Ejemplo:
    - $\text{S}^{2-}$ : significa que el átomo de azufre (S) ha ganado dos electrones.
7. Los núcleos atómicos se caracterizan por dos números:
  - El **número atómico (Z)** indica el número de protones ( $p^+$ ) en el núcleo de un átomo. Coincide con el número de electrones ( $e^-$ ) si el átomo es neutro.
  - El **número másico o número de masa (A)** indica la suma de protones y neutrones en el núcleo atómico. Podemos calcularla como

$$A = p^+ + n^0 = Z + n^0$$

donde  $p^+$  es el número de protones y  $n^0$  es el número de neutrones. El número de masa prácticamente coincide con la masa total del átomo.

Una forma sencilla de representar la información previa es usando el símbolo de un elemento



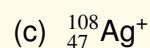
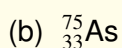
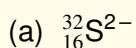
(X) rodeado de cuatro números, de la siguiente manera:



- $A$  es el número de masa; se escribe en la parte superior izquierda.
- $Z$  es el número atómico; se escribe en la parte inferior izquierda.
- $q$  es la carga iónica; se escribe en la parte superior derecha.
- $n$  es el número de átomos presentes de ese elemento; se escribe en la parte inferior derecha.

### Ejemplo 1.1: Número de partículas atómicas

Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos o iones:



#### Estrategia:

Para resolver este problema, tomamos la representación de un elemento químico de la forma  ${}^A_ZX_n^q$ , descrita previamente.

#### Solución:

- (a) El ion sulfuro ( $\text{S}^{2-}$ ) tiene 16 protones porque su  $Z = 16$ , y como su carga total es -2 (ha ganado 2 electrones) tendrá 18 electrones, y dado que su número de masa es 32, tiene  $32 - 16 = 16$  neutrones.
- (b) El arsénico (As) tiene 33 protones y 33 electrones por ser un átomo neutro, con  $Z = 33$ , y tiene 42 neutrones porque el número de neutrones  $= (A - Z) = 75 - 33 = 42$ .
- (c) El ion plata ( $\text{Ag}^+$ ) tiene 47 protones porque su  $Z = 47$ , la carga positiva indica que ha perdido un electrón, así que tiene 46 electrones, y tiene 61 neutrones porque el número de neutrones  $= (A - Z) = 108 - 47 = 61$ .

#### Verificación:

Para verificar los resultados, sólo hay que revisar que las operaciones aritméticas estén bien realizadas.

Los átomos del mismo elemento que difieren el número de neutrones se denominan **isótopos**. Debido a esta diferencia en el número de neutrones, también varía su número másico. Los isótopos de un elemento se nombran según el número de neutrones que tengan; por ejemplo, los isótopos del carbono son: carbono-12, carbono-13 y carbono-14. El hidrógeno es un caso único, ya que sus isótopos tienen nombres específicos: el hidrógeno o protio (sin neutrones), el deuterio (con un neutrón) y el tritio (con dos neutrones).

Un concepto fundamental en química es la **masa atómica**, que se define como *la masa relativa de los átomos de un elemento, teniendo en cuenta la abundancia relativa de sus isótopos*. Este concepto será examinado con mayor detalle más adelante. Es crucial destacar que la masa atómica

de un elemento no es equivalente a su número másico.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 1.1.** ¿Qué personaje, en la historia de la química, propuso los siguientes postulados?

1. Los elementos están formados de pequeñas partículas indivisibles (átomos).
2. Todos los átomos del mismo elemento son idénticos; diferentes elementos tienen diferentes tipos de átomos.
3. Los átomos no se pueden crear ni destruir.
4. Los *elementos compuestos* (también conocidos como *compuestos*) se forman cuando se unen átomos de diferentes elementos, en relaciones simples, para formar *átomos compuestos* (también conocidos como *moléculas*).

**Ejercicio 1.2.** Describe un acierto y un error de cada uno de los postulados de Dalton, descritos en el ejercicio previo.

**Ejercicio 1.3.** ¿En qué leyes se basó John Dalton para postular su teoría atómica?

**Ejercicio 1.4.** ¿A qué ley se refiere la siguiente expresión? *Si dos elementos forman más de un compuesto, estableciéndose fija la composición de uno de ellos, el otro elemento estará en razón de números naturales (enteros y sencillos)*

**Ejercicio 1.5.** Describe la ley de la composición constante.

**Ejercicio 1.6.** *La materia no se crea ni se destruye, únicamente se transforma.* ¿Cómo se llama esta ley?

**Ejercicio 1.7.** ¿Quién descubrió el electrón?

**Ejercicio 1.8.** ¿Cuál fue la contribución más importante de Robert Andrews Millikan (1868-1953)?

**Ejercicio 1.9.** ¿Quién descubrió los rayos X?

**Ejercicio 1.10.** Según la historia de la ciencia, ¿cuál fue la contribución más importante de Joseph Louis Proust para la determinación de la estructura del átomo?

**Ejercicio 1.11.** Nombre del científico francés que descubrió la radiactividad y compartió el Premio Nobel con Pierre Curie (1859-1906) y Maria Salomea Skłodowska-Curie, mejor conocida como Marie Curie (1867-1934).

**Ejercicio 1.12.** ¿Quién fue la científica francesa de origen polaco que estudió la radiactividad (ella acuñó el término), desarrolló técnicas para el aislamiento de isótopos radiactivos y descubrió dos elementos: el polonio y el radio?

**Ejercicio 1.13.** ¿Qué experimento realizó Ernest Rutherford que le permitió contribuir a la determinación de la estructura del átomo?

**Ejercicio 1.14.** Identifica la principal falla del experimento de Ernest Rutherford.

**Ejercicio 1.15.** ¿Cuál fue la contribución de James Chadwick (1891-1974) al desarrollo de la teoría atómica en su época?

**Ejercicio 1.16.** Define los conceptos de número atómico y número de masa, usando como referencia el isótopo de Carbono-12.

**Ejercicio 1.17.** A partir del número atómico de un átomo neutro:

- ¿Qué tipo de partículas atómicas puedes calcular?
- ¿Podrías usar el número de masa para determinar la cantidad de esas partículas?

**Ejercicio 1.18.** Indica si es verdadera o falsa cada una de las siguientes afirmaciones:

- Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico, sin embargo, pueden tener diferente número de masa.
- Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico y el mismo número de masa.
- Existen átomos del mismo elemento pero con diferente número de masa.

**Ejercicio 1.19.** ¿Cuál es el número de masa de un átomo neutro de mercurio (Hg) que contiene 121 neutrones?

**Ejercicio 1.20.** ¿Cuántos neutrones tiene el Torio 232 (Th-232)?

**Ejercicio 1.21.** Completa la siguiente tabla, usando únicamente la información que se muestra:

| Isótopo                   | Número de protones | Número de neutrones | Número de electrones |
|---------------------------|--------------------|---------------------|----------------------|
| ${}^1_1\text{H}$          |                    |                     |                      |
| ${}^3_1\text{H}$          |                    |                     |                      |
| ${}^6_3\text{Li}^+$       |                    |                     |                      |
| ${}^{12}_6\text{C}$       |                    |                     |                      |
| ${}^{48}_{20}\text{Ca}$   |                    |                     |                      |
| ${}^{80}_{35}\text{Br}^-$ |                    |                     |                      |
| ${}^{197}_{79}\text{Au}$  |                    |                     |                      |
| ${}^{207}_{82}\text{Pb}$  |                    |                     |                      |

### 1.3 Radiación electromagnética y origen de la teoría cuántica

A lo largo del siglo XIX, los físicos intentaron entender la estructura y el comportamiento de los átomos y moléculas, pero estos intentos no siempre fueron exitosos. Al suponer que los

átomos y las moléculas eran similares a pequeñas esferas elásticas, lograron predecir y explicar algunos fenómenos a nivel macroscópico, como la presión de un gas. Sin embargo, este **modelo corpuscular** no pudo explicar las fuerzas que mantenían unidos a los átomos dentro de las moléculas.

Desde el siglo XVII, se sabía que la materia presentaba propiedades ondulatorias. La **luz** proporcionaba una evidencia clara de esta naturaleza ondulatoria, al mostrar fenómenos como la reflexión y la difracción, propios de una onda. En 1678, Christiaan Huygens (1629-1695) propuso la primera **teoría ondulatoria de la luz**.

- Huygens definió la luz como un tipo de movimiento ondulatorio análogo al del sonido. Debido a que las ondas se propagan en el vacío, propuso que las ondas luminosas necesitaban un medio ideal para su transmisión, el éter, presente tanto en el vacío como en los cuerpos materiales.
- Esta teoría lograba explicar las leyes de la reflexión y la refracción.

Las ondas están presentes en nuestra vida diaria; el sonido es una onda mecánica que se propaga a través de medios como el aire; un terremoto es una onda mecánica de tipo elástico; un tsunami es otro ejemplo de onda mecánica.

## Ondas

Aún cuando la palabra es de uso cotidiano, es importante saber ¿qué es una **onda**?

*Una **onda** es una perturbación oscilatoria periódica que transporta energía y cantidad de movimiento sin desplazar materia: las partículas oscilan alrededor de su posición de equilibrio pero no se trasladan con la perturbación.*

Las ondas tienen las siguientes propiedades:

- **Longitud de onda ( $\lambda$ ):** Representa la distancia entre dos puntos consecutivos que están en fase, como dos crestas o dos valles sucesivos. Su unidad de medida estándar es el metro, aunque también puede expresarse en centímetros, nanómetros ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ) y angstroms ( $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$ ).
- **Amplitud (A):** Es la distancia vertical desde la línea media de la onda hasta su cresta o valle. La unidad de medida es el metro, aunque puede utilizarse la misma unidad que en la longitud de onda.
- **Frecuencia ( $\nu$ ):** Indica el número de ciclos u oscilaciones que pasan por un punto fijo en un segundo. Se mide en  $\text{s}^{-1}$  (ciclos por segundo), también conocido como **hercio** o **hertz (Hz)**. Una oscilación es una vibración que genera una onda de longitud  $\lambda$ .
- **Periodo (T):** Es el tiempo necesario para que la onda recorra una longitud de onda completa, es decir, el tiempo para que se produzca una oscilación completa. Se mide en unidades de

tiempo, usualmente en segundos. Su relación con la frecuencia es:

$$T = \frac{1}{\nu} \quad (1.1)$$

■ **Rapidez de la onda (c):** Es el producto de la longitud de onda por la frecuencia:

$$c = \lambda \cdot \nu \quad (1.2)$$

Aunque no son sinónimos, comúnmente se utiliza el término **velocidad** para referirse a la **rapidez** de la onda.

Estas propiedades se ilustran en la figura 1.1.

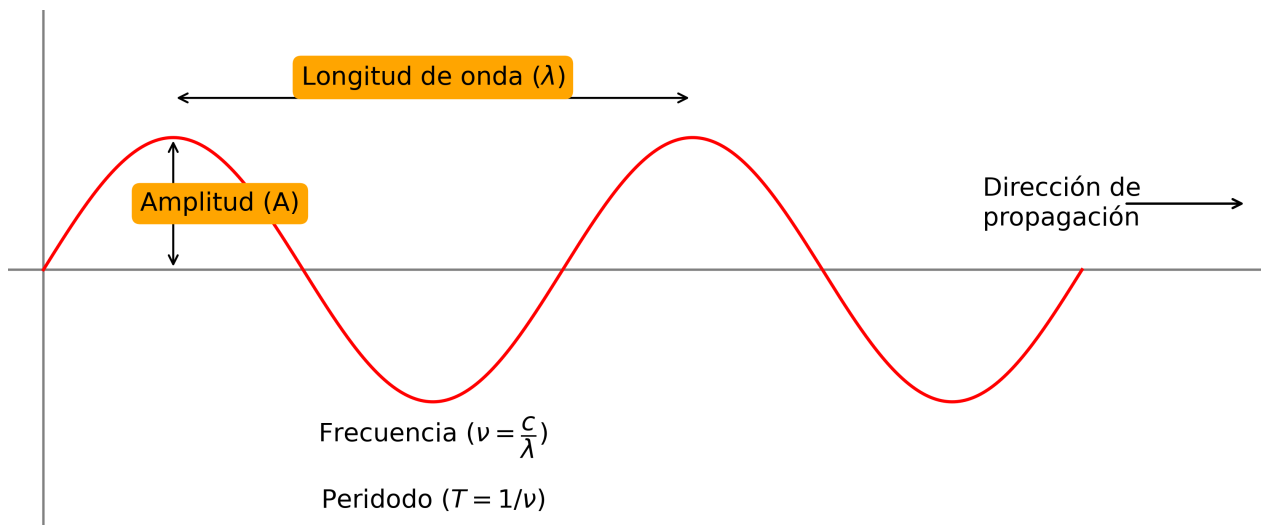


Figura 1.1: Principales propiedades de las ondas.

### Ejemplo 1.2: Cálculo de propiedades de las ondas

La longitud de onda de la luz verde de un semáforo es de alrededor de 522 nm. ¿Cuál es la frecuencia de este tipo de luz?

#### Estrategia:

Se nos proporciona la longitud de una onda luminosa y se nos pide calcular su frecuencia. Estas dos cantidades están relacionadas en la ecuación (1.2), la cual tenemos que escribir como:

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

Debemos considerar que se trata de luz que viaja a una velocidad de 300,000 km/s o  $3.00 \times 10^8$  m/s.

**Solución:**

Como la velocidad de la luz está en m/s tenemos que convertir la longitud de onda a metros (m). Recuerda que  $1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$ . Escribimos:

$$\lambda = 522 \text{ nm} \times \frac{1 \times 10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} = 5.22 \times 10^{-7} \text{ m}$$

Sustituyendo la longitud de onda y la velocidad de la luz, tenemos:

$$\begin{aligned} v &= \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{5.22 \times 10^{-7} \text{ m}} \\ &= 5.75 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} \\ v &= 5.75 \times 10^{14} \text{ Hz} \quad \blacksquare \end{aligned}$$

**Verificación:**

El resultado significa que por un punto dado pasan  $5.75 \times 10^{14}$  ondas completas cada segundo. Esta es una frecuencia alta que tiene sentido por la gran velocidad de la luz. De la ecuación (1.2) se ve que la velocidad de una onda es directamente proporcional a la frecuencia: a mayor velocidad, mayor frecuencia.

**Ondas electromagnéticas**

Recordemos que una onda transporta energía sin mover la materia. Las ondas mecánicas, como las ondas de sonido, requieren un medio como el aire para propagarse.

Existe un tipo de ondas que se propagan a través del espacio sin necesidad de un medio físico. Estas ondas se llaman **ondas electromagnéticas**. Las ondas electromagnéticas transportan energía, incluso en el vacío, a través de un **proceso radiante**, también conocido como **radiación**.

En 1865, James Clerk Maxwell (1831-1879) demostró matemáticamente que *las ondas electromagnéticas se generan por la aceleración de cargas eléctricas y consisten campos eléctricos y magnéticos oscilantes e interconectados, que se propagan perpendiculares entre sí y en la dirección de desplazamiento de la onda*. Además, Maxwell mostró que la velocidad de propagación de las ondas electromagnéticas en el vacío es de aproximadamente 300,000 km/s, igual a la velocidad de la luz, representada por la letra **c**.

En 1887, Heinrich Rudolf Hertz (1857-1894) confirmó las ecuaciones de Maxwell al generar un tipo de ondas electromagnéticas en el laboratorio, que se movían a la velocidad de la luz. En 1894, cuando Guillermo Marconi (1874-1937) usó las ondas de Hertz en la telegrafía sin hilos, fueron denominadas **ondas de radio**. Hoy en día, a estas ondas también se les conoce como **ondas hertzianas**.

El científico italiano Augusto Righi (1850-1920) demostró que las ondas de radio experimentan fenómenos de reflexión, refracción e interferencia, al igual que la luz. Los resultados de Righi convencieron a la comunidad científica de que las ondas de radio y las luminosas son del mismo

tipo, es decir, ambas pertenecen a un tipo de radiación conocida como **radiación electromagnética**.

La radiación electromagnética se compone de ondas que viajan a la velocidad de la luz ( $c$ ). Recordemos que la velocidad de una onda está relacionada con su longitud de onda ( $\lambda$ ) y su frecuencia ( $\nu$ ) mediante la ecuación (1.2). En el vacío, esta velocidad es constante para todas las longitudes de onda. Los diferentes tipos de radiación electromagnética han sido clasificados y medidos, representándose en el **espectro electromagnético**. En la figura 1.2 puedes ver una representación de este espectro.

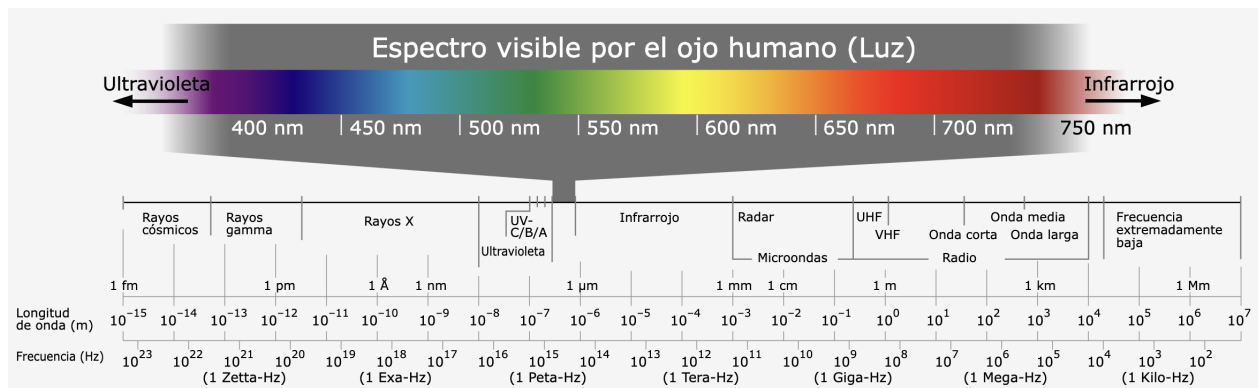


Figura 1.2: Espectro electromagnético.

Hoy en día sabemos que las ondas electromagnéticas nos proporcionan luz, calor (IR), nos broncean (UV), se utilizan en medicina (Rayos X), en aplicaciones domésticas (microondas) e incluso se escuchan (ondas de radio), por mencionar algunos ejemplos.

La **luz visible** incluye ondas electromagnéticas con longitudes de onda entre 400 y 700 nm, y frecuencias que van de 750 a 430 terahertz (THz). En el extremo inferior de esta banda se encuentra el color violeta, mientras que en el extremo superior se encuentran los tonos rojos. Estas características se ilustran en la figura 1.3. Para investigar la estructura interna de los

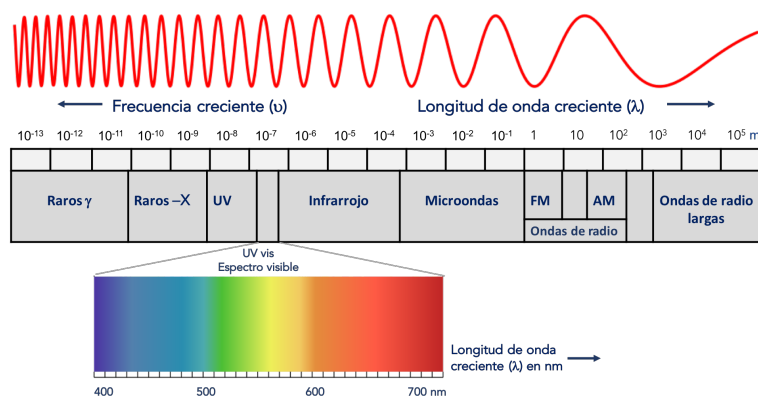


Figura 1.3: Tipos de radiación en el espectro electromagnético.

átomos, generalmente se utilizan técnicas experimentales en las que las ondas electromagnéticas

interactúan con la materia. A partir de los resultados de estas interacciones, es posible deducir las características y propiedades fundamentales de los átomos.

### Ejemplo 1.3: Radiaciones electromagnéticas en la vida diaria

La frecuencia máxima de transmisión de una señal de teléfono celular, en la red 4 G, es de 2100 MHz. ¿Cuál es la longitud de onda, en centímetros, de esta señal?

#### Estrategia:

Se nos proporciona la frecuencia de la señal de teléfono celular y se nos pide calcular su longitud de onda. Estas dos cantidades están relacionadas en la ecuación (1.2), la cual tenemos que escribir como:

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

Al igual que en el problema anterior, debemos considerar que se trata de una señal que viaja a una velocidad de  $3.00 \times 10^8$  m/s.

#### Solución:

Como la velocidad de la luz está en m/s tenemos que convertir la frecuencia a  $\text{s}^{-1}$  o  $\text{Hz}$ . Recuerda que  $1 \text{ MHz} = 1 \times 10^6 \text{ Hz} = 1 \times 10^6 \text{ s}^{-1}$ . Escribimos:

$$\nu = 2100 \text{ MHz} \times \frac{1 \times 10^6 \text{ Hz}}{1 \text{ MHz}} = 2.10 \times 10^9 \text{ Hz}$$

Sustituyendo la frecuencia y la velocidad de la luz en la ecuación de la longitud de onda, tenemos:

$$\lambda = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{2.10 \times 10^9 \text{ s}^{-1}} = 1.43 \times 10^{-1} \text{ m} = 0.143 \text{ m} = 14.3 \text{ cm} \quad \blacksquare$$

#### Verificación:

El resultado significa que las ondas generadas por los teléfonos celulares, cuando transmiten la red 4 G, tienen una longitud de onda de 14.3 cm. Si pudiéramos observar estas ondas, como si fueran las ondas en un estanque, tendrían una longitud igual al largo de un iPhone 11, ¿coincidencia?

Cuando la radiación electromagnética interactúa con la materia, los átomos pueden absorber y luego emitir ciertas longitudes de onda (o frecuencias) específicas, de acuerdo con su estructura interna.

En 1900, Max Planck (1858-1947) propuso, como una hipótesis, que la *energía de la radiación electromagnética, absorbida o emitida por los átomos, está constituida por pequeños paquetes de energía a los que llamó **cuantos***, del latín **quantum** que significa *cantidad*. En 1905, Albert Einstein (1879-1955) definió como **fotones** a las partículas o *cuantos* que constituyen la luz visible.

Con su hipótesis, Planck estableció que la energía ( $E$ ) de cada uno de los *quantum* o *cuantos*



estaba determinada por la ecuación:

$$E = h \cdot \nu \quad (1.3)$$

donde  $h$  es la constante universal llamada constante de Planck ( $h = 6.62607 \times 10^{-34}$  J s) y  $\nu$  es la frecuencia de la radiación absorbida o emitida.

Así nació la teoría cuántica, que ha tenido un desarrollo constante desde 1900 hasta nuestros días, lo que ha permitido explicar con absoluto detalle cómo están constituidos los átomos y por tanto cómo está constituida la materia.

Con las ideas de Planck y Einstein, la física y la química clásicas se tambalearon, porque estos científicos propusieron que *la energía asociada a una radiación electromagnética no era una propiedad continua sino discreta*. Así nació la **teoría cuántica**. Estas ideas pusieron en jaque el conocimiento adquirido sobre la naturaleza de la luz, ya que hasta antes de 1900 a ésta se le consideraba como una radiación electromagnética y por consecuencia se creía que la luz era una onda que se propagaba como una cantidad continua.

### Propiedades discretas y propiedades continuas

Debido a que la teoría cuántica estableció que la energía es una propiedad discreta, es importante comprender qué es una propiedad discreta y qué es una propiedad continua.

En general, nos referimos a una propiedad como aquella cualidad de la materia o la energía que se puede medir. Si en un experimento, el valor de una propiedad cambia por las condiciones en las que la materia o la energía se encuentran, decimos que dicha propiedad es *variable* y la representamos con un símbolo; los valores que toma dicha variable se expresan en un sistema de unidades. Por ejemplo, para la temperatura usamos la letra  $T$  y las unidades pueden ser grados Celsius, Kelvin, etc. Por otra parte, si el valor de una propiedad no cambia durante el experimento, decimos que es una *constante* y le asignamos un número y un sistema de unidades. Por ejemplo, la velocidad de la luz es de 300,000 km/s.

Podemos clasificar a las variables en dos grupos:

1. **Variable o propiedad discreta:** es aquella que puede tomar cualquier valor de un conjunto finito y numerable, en un intervalo dado. Por ejemplo:
  - El número de hojas en un libro.
  - La cantidad de estrellas en una galaxia.
2. **Variable o propiedad continua:** es aquella que puede tomar cualquier valor de un conjunto infinito y no numerable, en un intervalo. Por ejemplo:
  - La temperatura de un objeto.
  - La velocidad de un objeto en el universo.

En otras palabras:

- Entre dos valores de una propiedad discreta no existe un valor adicional que se pueda medir.
- Entre dos valores de una propiedad continua hay un número infinito de posibles valores.

### Interacción de la luz con la materia

Cuando la luz solar atraviesa un prisma en un espectroscopio, se descompone en un **espectro**. Cada color de este espectro se corresponde con una frecuencia específica. La luz solar produce un espectro que incluye todos los colores del arcoíris, conocido como **espectro visible**. Este espectro parece continuo porque los límites entre los colores no están claramente definidos, creando una transición suave e ininterrumpida, como se muestra en la figura 1.2. Sin embargo, el espectro visible en particular y el espectro electromagnético en general están constituidos por un conjunto de radiaciones con energía discreta.

Cuando las sustancias gaseosas se excitan mediante descargas eléctricas o calentamiento, pueden emitir radiación electromagnética. Si esta radiación se descompone al pasar por un prisma y se registra en un diagrama, obtenemos el **espectro de emisión** de la sustancia. Los sólidos y líquidos incandescentes, como los metales fundidos, emiten espectros continuos, mientras que los gases emiten espectros discontinuos, caracterizados por la presencia de líneas específicas.

Por otro lado, si se hace pasar radiación electromagnética a través de un gas, este gas absorberá parte de la radiación. Al analizar la radiación no absorbida y representarla en un diagrama, se obtiene el **espectro de absorción** del gas.

Cada elemento químico, al ser tratado como se ha descrito anteriormente, emite siempre las mismas líneas espectrales, cuyas frecuencias son únicas para ese elemento y, por lo tanto, pueden utilizarse para su identificación. Esta propiedad se manifiesta consistentemente tanto si el elemento está puro como si está mezclado con otros, haciendo de esta técnica una herramienta fundamental para la identificación atómica.

### Origen de la teoría cuántica

Pero ¿qué tienen que ver los espectros atómicos de emisión y absorción, con las ideas de Planck y Einstein sobre la naturaleza de la radiación electromagnética?

Las ideas revolucionarias de estos y otros científicos, al inicio del siglo XX, fueron inspiradas por 3 grandes problemas que pusieron a temblar a la física clásica en esa época.

- Problema 1: El espectro de emisión del átomo de hidrógeno.
- Problema 2: La radiación del cuerpo negro.
- Problema 3: El efecto fotoeléctrico

A principios del siglo XIX, científicos como John Herschel (1792-1871) observaron que cada elemento químico tiene un espectro de emisión único, como una huella dactilar. Esta observación permitió el descubrimiento de nuevos elementos, como el helio.

En la década de 1860, el físico Gustav Robert Kirchhoff (1824-1887) y el químico Robert Wilhelm Bunsen (1811-1899) unieron fuerzas para realizar un descubrimiento trascendental. Utilizando un espectroscopio, un dispositivo que descompone la luz en sus colores constituyentes, observaron el espectro del vapor de agua mineral. Para su sorpresa, detectaron líneas de emisión nunca antes vistas, lo que les llevó a la deducción de la presencia de dos nuevos elementos: rubidio y cesio.

Durante ese periodo, Kirchhoff se enfrentó al enigma de por qué el espectro de absorción del

hidrógeno muestra seis líneas claramente definidas en las regiones visible y casi ultravioleta. A estas líneas les llamó  $H_\alpha$ ,  $H_\beta$ ,  $H_\gamma$ ,  $H_\delta$ ,  $H_\epsilon$  y  $H_\zeta$ .

El espectro de emisión del hidrógeno es particularmente notable por su importancia histórica y teórica. En las regiones visible y casi ultravioleta, este espectro consiste en una serie de líneas que exhiben un patrón ordenado. Johann Jakob Balmer (1825-1898) fue el primero en abordar este problema, descubriendo en 1885 una fórmula empírica para las longitudes de onda ( $\lambda$ ) de las líneas espectrales del hidrógeno:

$$\lambda = b \left( \frac{n^2}{n^2 - 2^2} \right) \quad (1.4)$$

donde  $b$  es una constante igual a  $364.56 \times 10^{-9}$  m, determinada empíricamente por Balmer, y  $n$  es un **número entero** diferente para cada línea. Aunque la fórmula de Balmer fue un avance significativo, aún quedaba la pregunta: ¿Qué representaba el valor de  $n$ ?

El siguiente avance vino de Johannes Robert Rydberg (1854-1919), quien en 1888 encontró una fórmula empírica más general:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (1.5)$$

donde  $\lambda$  es la longitud de onda de cada línea,  $n_1$  y  $n_2$  son números enteros (con  $n_1 < n_2$ ) y  $R_H$  es la constante de Rydberg, con un valor de  $1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ . A la cantidad  $1/\lambda$  se le denomina **número de onda**.

Tomó casi tres décadas más entender por qué las fórmulas de Balmer y Rydberg funcionaban tan bien y por qué el hidrógeno emitía en longitudes de onda con esa regularidad tan simple.

### Radiación del cuerpo negro

El origen de este problema se remonta a más de 3,000 años antes de Cristo, con el invento del vidrio. Sin embargo, alcanzó más relevancia en la época medieval. Los artesanos del vidrio sabían que, combinando diferentes minerales, podían crear vidrios de colores y así surgió el arte de fabricar vitrales. Pero había un fenómeno que les intrigaba más: cuando se calentaba un trozo de mineral (obviamente su temperatura aumentaba), había un momento en el que éste empezaba a emitir una luz incandescente.

A mediados del siglo XIX, los físicos intentaron explicar este fenómeno. Calentaban un objeto metálico y después de un intervalo breve de tiempo podían sentir como su temperatura aumentaba. Esto ocurría porque el metal empezaba a irradiar energía en forma de calor, ya que se encontraba en la zona infrarroja del espectro electromagnético, una región de baja energía. Si continuaban suministrándole calor, el metal comenzaba a emitir una luz roja débil; con un poco más de calor se veía anaranjada y con más calor, se veía amarilla. Cuando los científicos midieron la **intensidad** de la luz emitida en este proceso, vieron que ésta dependía de su frecuencia, como se muestra en la

figura 1.4.

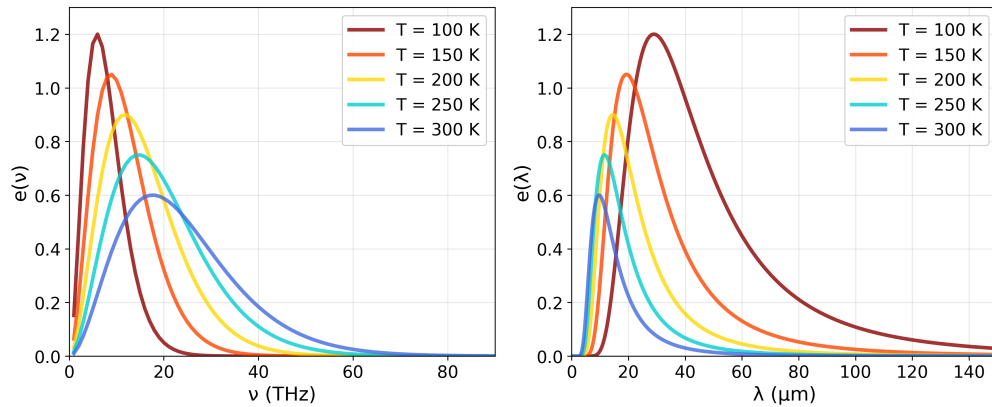


Figura 1.4: Distribución de la radiación de un cuerpo negro en función de la temperatura.

Las curvas mostradas en la figura 1.4 se llaman distribuciones de intensidad luminosa, las cuales tienen un máximo que depende de la temperatura. A mayor temperatura, el máximo se desplaza a frecuencias mayores (gráfico izquierdo) o longitudes de onda menores (gráfico derecho).

En 1862 Gustav Kirchhoff propuso un modelo teórico, al que llamó **cuerpo negro**, para explicar este fenómeno; lo imaginó como un objeto que absorbe toda la luz y la energía radiante que incide sobre él. Ninguna radiación incidente se refleja o pasa a través del cuerpo. Después de cierto tiempo de absorber energía, el cuerpo negro empieza a irradiar.

La física clásica trató de predecir las distribuciones de energía utilizando la ecuación de Rayleigh-Jeans:

$$B_{\lambda}(T) = \frac{2ckT}{\lambda^2} \quad (1.6)$$

donde  $B_{\lambda}$  es la densidad de energía del cuerpo negro,  $c$  representa la velocidad de la luz,  $k$  es la constante de Boltzmann,  $T$  la temperatura (en Kelvin) y  $\lambda$  la longitud de onda (en metros). Aunque esta ecuación funcionaba correctamente para longitudes de onda largas, fallaba en la región ultravioleta, ya que predecía que la energía radiada sería infinita a longitudes de onda muy cortas. Este fenómeno fue denominado la **catástrofe ultravioleta**, sugiriendo que cualquier objeto calentado debería volverse invisible a simple vista, ya que el ojo humano no puede detectar radiación ultravioleta. Esto era evidentemente incorrecto.

La solución a este dilema fue propuesta por Max Planck en 1900. Para resolverlo, Planck tuvo que abandonar los principios de la física clásica y asumir que el cuerpo negro emite radiación en forma de pequeños paquetes discretos de energía, llamados **cuantos** (del latín *quantum*). La **energía** de cada uno de estos cuantos está descrita por la ecuación 1.3, conocida como la ecuación de Planck, que presentamos nuevamente:

$$E = h \cdot \nu$$

donde  $h$  es la constante de Planck ( $6.62607 \times 10^{-34}$  J s). Cada *cuanto* de energía es un múltiplo entero de  $h\nu$ . Como la frecuencia ( $\nu$ ) de una radiación está relacionada con su velocidad ( $c$ ) y su longitud de onda ( $\lambda$ ) mediante la ecuación 1.2,  $\nu = \frac{c}{\lambda}$ , la ecuación de Planck también puede expresarse de la siguiente manera:

$$E = \frac{hc}{\lambda} \quad (1.7)$$

Las dos representaciones de la ecuación de Planck (ecuaciones 1.3 y 1.7) muestran que la energía ( $E$ ) de cualquier radiación electromagnética, es directamente proporcional a su frecuencia ( $\nu$ ) e inversamente proporcional a su longitud de onda ( $\lambda$ ).

### Efecto fotoeléctrico

Una serie de descubrimientos accidentales a finales del siglo XIX había llevado a la conclusión de que la luz era capaz de arrancar electrones de un metal. Este fenómeno fue observado en 1888 por Heinrich Hertz. Para entonces, se conocían algunos aspectos cualitativos:

1. El efecto era fácil de producir con luz azul o ultravioleta, pero no con roja.
2. El número de electrones emitidos depende de la intensidad de la radiación incidente.
3. Si se medía la energía de los electrones desprendidos, resultaba que era independiente de la intensidad de la luz, pero parecía que dicha energía dependía de la frecuencia de la luz.

Este problema fue resuelto por Albert Einstein en 1905, aprovechando las ideas de Planck. La explicación que dio fue muy sencilla: un metal es como un mar de electrones, los cuales se encuentran unidos a los núcleos atómicos del material por una energía conocida como **función trabajo, energía de ligado o energía de amarre** ( $E_{\text{amarre}} = E_{\phi}$ ). Cada metal tiene una función trabajo que lo caracteriza. Cuando la luz incide sobre la superficie del metal, lo hace como partícula con una energía equivalente al cuanto de Planck ( $h\nu$ ). En la interacción de la luz con el metal, debe ocurrir un equilibrio energético de la siguiente forma:

$$E_{\text{fotón}} = E_{\phi} + E_{\text{cinética}} \quad (1.8)$$

donde  $E_{\text{fotón}}$  es la energía de la luz incidente,  $E_{\phi}$  es la función trabajo del metal y  $E_{\text{cinética}}$  es la energía para mover a los electrones. Cuando los electrones viajan de la placa 1 a la placa 2, a través de la cámara de vacío (ver figura 1.5), es posible generar corriente eléctrica.

La ecuación 1.8 se puede escribir como:

$$h\nu_{\text{fotón}} = E_{\phi} + E_{\text{cinética}} \quad (1.9)$$

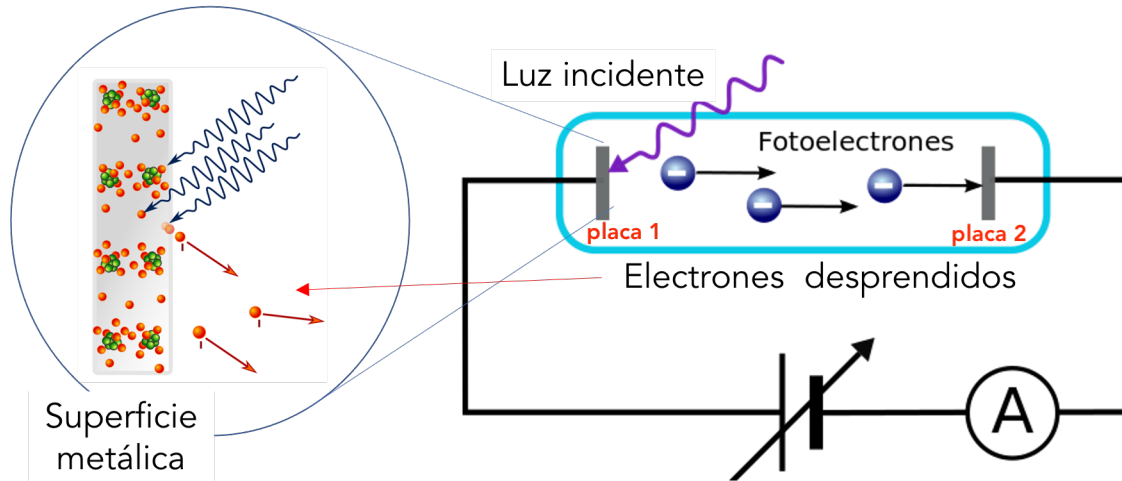


Figura 1.5: Representación del experimento para mostrar el efecto fotoeléctrico.

donde  $\nu_{\text{fotón}}$  es la frecuencia de la luz incidente. De esta ecuación se desprenden 3 posibilidades:

- Si  $h\nu_{\text{fotón}} < E_{\phi}$ 
  - El efecto fotoeléctrico no se produce, porque la energía del fotón es menor que la energía de amarre de los electrones (frecuencias bajas).
- Si  $h\nu_{\text{fotón}} = E_{\phi}$ 
  - El efecto fotoeléctrico si ocurre, pero no hay corriente eléctrica, porque la energía del fotón sólo vence la energía de amarre de los electrones. A la frecuencia de esta radiación se le conoce como **frecuencia umbral** ( $\nu_{\phi}$ ).
- Si  $h\nu_{\text{fotón}} > E_{\phi}$ 
  - El efecto fotoeléctrico si ocurre y hay corriente eléctrica.

Con esta teoría, Einstein estableció que **la naturaleza de la luz es dual**: onda y partícula al mismo tiempo. De esta manera quedó resuelto el problema. En 1916 Robert Andrews Millikan demostró que la teoría sobre el efecto fotoeléctrico propuesta por Einstein era correcta. Eso permitió que Einstein y Millikan recibieran el Premio Nobel de Física en 1921 y 1923, respectivamente.

Uno de los conceptos importante de la física y la química es el de energía, que podemos definir como:

**La energía** es la capacidad de un sistema para realizar trabajo o producir cambios en su entorno.

La energía es una propiedad fundamental de la materia y se presenta en diversas formas, tales como energía cinética, potencial, térmica, eléctrica, química, nuclear y radiante. La energía se conserva en sistemas aislados, conforme al **principio de conservación de la energía**, lo que significa que no puede ser creada ni destruida, solo transformada de una forma a otra.

La unidad de la energía, en el SI, es el **joule** (J), en honor al físico inglés James Prescott Joule

(1818-1889). El joule se define como el trabajo realizado sobre un objeto cuando se le aplica una fuerza de 1 newton y se desplaza 1 metro ( $1 \text{ J} = 1 \text{ N m}$ ). En el SI, las unidades fundamentales del joule son:

$$1 \text{ J} = 1 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$$

Existen otras unidades para expresar los valores de energía, que se usan comúnmente en química y física. Aquí hay una tabla de equivalencias:

Tabla 1.2: Equivalencias de unidades de energía.

|                 |                                                                                                                                                |
|-----------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <b>Energía:</b> | $1 \text{ J} = 10^7 \text{ erg} = 0.738 \text{ ft-lb} = 0.239 \text{ cal} = 9.48 \times 10^{-4} \text{ Btu} = 2.78 \times 10^{-7} \text{ kWh}$ |
|                 | $1 \text{ kcal} = 4,186 \text{ J} = 3.968 \text{ Btu}$                                                                                         |
|                 | $1 \text{ Btu} = 1055 \text{ J} = 778 \text{ ft-lb} = 0.252 \text{ kcal}$                                                                      |
|                 | $1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J} = 3.97 \times 10^{-3} \text{ Btu} = 3.09 \text{ ft-lb}$                                                       |
|                 | $1 \text{ ft-lb} = 1.36 \text{ J} = 1.29 \times 10^{-3} \text{ Btu}$                                                                           |
|                 | $1 \text{ eV} = 1.60 \times 10^{-19} \text{ J}$                                                                                                |

#### Ejemplo 1.4: La ecuación de Planck en la vida diaria

Cuando el cobre es bombardeado con partículas de alta energía, se emiten rayos X que se usan para obtener radiografías. Calcula la energía (en joules) asociada con los fotones si la longitud de onda de los rayos X es 0.154 nm.

##### Estrategia:

Tenemos la longitud de onda de los rayos X y se nos pide calcular su energía. Estas dos cantidades están relacionadas en la ecuación de Planck (ecuación 1.4). Recuerda que la constante de Planck  $h$  es igual a  $6.62607 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ . Como en los ejercicios previos, debemos considerar que se trata de una radiación que viaja a una velocidad de  $3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$ .

##### Solución:

Como la longitud de onda está en nm, debemos convertirla a m. Recuerda que  $1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$ . Escribimos:

$$0.154 \text{ nm} = 0.154 \text{ nm} \frac{(1 \times 10^{-9} \text{ m})}{1 \text{ nm}} = 1.54 \times 10^{-10} \text{ m}$$

Ahora sustituimos los valores de  $h$ ,  $c$  y  $\lambda$  en la ecuación de Planck (ecuación 1.4) y tenemos:

$$\begin{aligned} E &= \frac{hc}{\lambda} \\ &= \frac{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (3.00 \times 10^8 \text{ m/s})}{1.54 \times 10^{-10} \text{ m}} \\ E &= 1.29 \times 10^{-15} \text{ J} \quad \blacksquare \end{aligned}$$

**Verificación:**

El resultado es un valor muy pequeño de energía, porque se trata de un sola onda-partícula. Pero si tuviéramos una cantidad del orden de  $6 \times 10^{23}$  ondas-partículas, la energía de esa cantidad de rayos X sería de aproximadamente  $7 \times 10^8$  J. Sólo para comparar, un foco de 60 watts emite una radiación de 60 J por segundo.

**Ejemplo 1.5: El efecto fotoeléctrico**

La función trabajo del metal titanio es de  $6.93 \times 10^{-19}$  J. Calcula la energía cinética de los electrones expulsados si se utiliza luz de frecuencia  $2.50 \times 10^{15} \text{s}^{-1}$  para irradiar el metal.

**Estrategia:**

Tenemos la frecuencia de la luz incidente sobre el metal y la función trabajo del mismo. Estas dos cantidades están relacionadas en la ecuación del efecto fotoeléctrico propuesta por Einstein (ecuación 1.9).

**Solución:**

La ecuación de Einstein la escribimos en la forma:

$$E_{\text{cinética}} = h\nu_{\text{fotón}} - E_{\phi}$$

Sustituimos los datos y tenemos:

$$\begin{aligned} E_{\text{cinética}} &= h\nu_{\text{fotón}} - E_{\phi} \\ &= (6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (2.50 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}) - 6.93 \times 10^{-19} \text{ J} \\ E_{\text{cinética}} &= 9.64 \times 10^{-19} \text{ J} \quad \blacksquare \end{aligned}$$

**Verificación:**

El valor de la energía cinética obtenida es menor que la energía del fotón ( $h\nu_{\text{fotón}}$ ), por lo tanto, la respuesta es razonable.

**Ejercicios de la Sección**

**Ejercicio 1.22.** El *ensayo a la llama* (también conocido como *prueba de llama* o *prueba de la flama*) es una técnica de química analítica que permite la identificación de elementos en una muestra. Esta se basa en el principio de que al arder algunos elementos emiten luz de un color específico. Las longitudes de onda características de algunos elementos se muestran en la siguiente tabla:



|    |            |    |            |
|----|------------|----|------------|
| Al | 396.152 nm | Fe | 359.941 nm |
| Cd | 228.802 nm | K  | 766.491 nm |
| Hg | 253.652 nm | Mg | 279.553 nm |
| Ca | 422.673 nm | Na | 589.592 nm |
| Cu | 324.754 nm | Ni | 231.604 nm |
| V  | 292.464 nm | Zn | 213.856 nm |

- Sin necesidad de realizar cálculos, indica cuál elemento emite la radiación de mayor energía y cuál la de menor energía.
- Cuando se quema una muestra de una sustancia desconocida, emite luz cuya frecuencia es  $7.098 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ , ¿cuál de los elementos, reportados en la tabla, es probable que se encuentre en la muestra?

**Ejercicio 1.23.** Una luz de argón emite radiación con una longitud de onda de 514.5 nm.

- Determina la frecuencia de dicha radiación.
- Con la ayuda de un esquema del espectro electromagnético, indica el color asociado a esta longitud de onda.

**Ejercicio 1.24.** De acuerdo con el Sistema Internacional (SI) de unidades, el *segundo* es la unidad de tiempo y expresa la duración de 9 192 631 770 períodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de Cesio-133. (tip: recuerda la definición de frecuencia de una onda). A partir de esta información, determina:

- La energía de la radiación emitida por el Cesio-133 en un segundo.
- Indica si esta radiación es visible por el ojo humano. Si no lo es, ¿en qué región del espectro electromagnético se localiza?

**Ejercicio 1.25.** El compuesto sensible a la luz, en la mayoría de las películas fotográficas, es el bromuro de plata (AgBr). Una película queda expuesta cuando la energía luminosa absorbida disocia esta molécula en sus átomos. La energía de disociación de una molécula de AgBr es de 1.04 eV (eV es una unidad de energía llamada *electrón-Volt*;  $1 \text{ eV} = 1.602 \times 10^{-19} \text{ J}$ ).

- ¿Cuál es la longitud de onda de la radiación que posee la energía necesaria para exponer la película?
- ¿Se podría utilizar esta película para fotografía infrarroja?

**Ejercicio 1.26.** Ordena las siguientes radiaciones electromagnéticas en orden decreciente de su longitud de onda:

- Radiación de una estación de radio FM en el 89.7 del cuadrante. Recuerda que la frecuencia de las estaciones de radio de FM está dada en MHz.
- La radiación de una estación de radio AM en el 1640 del cuadrante. Recuerda que la frecuencia de las estaciones de radio de AM está dada en kHz.
- Los rayos X utilizados en el diagnóstico médico.

- d) La luz roja de un diodo emisor de luz (LED), como el utilizado en las pantallas de las calculadoras.

**Ejercicio 1.27.** ¿A qué partícula atómica corresponde la siguiente definición?: *Partícula mínima de energía luminosa o de otra energía electromagnética que se produce, se transmite y se absorbe en forma de luz.*

**Ejercicio 1.28.** Nombre del científico alemán, de origen judío, que explicó el fenómeno fotoeléctrico.

**Ejercicio 1.29.** Usando un diagrama sencillo, explica en qué consiste el efecto fotoeléctrico.

**Ejercicio 1.30.** Identifica como verdadera o falsa cada una de las siguientes aseveraciones sobre el efecto fotoeléctrico. Justifica tus respuestas.

- a) El número de electrones emitidos es proporcional a la intensidad de una luz incidente cuya frecuencia es mayor a la frecuencia de umbral.
- b) La función trabajo, también llamada energía de amarre, de enlace o ligazón, de un metal depende de la frecuencia de la luz incidente.
- c) La máxima energía cinética de los electrones emitidos es directamente proporcional a la frecuencia de la luz incidente.
- d) La energía de un fotón es directamente proporcional a su frecuencia.

**Ejercicio 1.31.** Un diodo LED transforma hasta el 90 % de la energía eléctrica que consume en luz visible. En cambio, un foco tradicional solo convierte en luz el 15 % de la energía que gasta, por lo que el restante 85 % se pierde en forma de calor (radiación infrarroja). Si un LED de 100 Watts (W) convierte 90 % de la energía suministrada en luz visible (supón que la longitud de onda de la luz visible emitida por el foco es de 550 nm), ¿cuántos fotones emite el foco por segundo? (W es la unidad de potencia llamada Watt o vatio, que cumple con la relación  $1 \text{ W} = 1 \text{ J/s}$ ).

**Ejercicio 1.32.** El ojo humano puede percibir luz con una intensidad mínima de aproximadamente  $1 \times 10^{-10} \text{ W/m}^2$ , donde W es la unidad de potencia llamada Watt o vatio ( $1 \text{ W} = 1 \text{ J/s}$ ).

- a) ¿Cuántos fotones de 600 nm de longitud de onda interactúan con la pupila en un segundo si la intensidad de la luz es la mínima para ser percibida? (Área de la pupila =  $0.5 \times 10^{-4} \text{ m}^2$ ).
- b) ¿La cantidad de fotones calculada en el inciso anterior es mayor o menor a  $6.023 \times 10^{23}$  fotones?

**Ejercicio 1.33.** ¿Cuál será el cambio de energía neto (en kJ) cuando una molécula de clorofila absorbe luz azul con  $\lambda = 460 \text{ nm}$  y emite luz roja con  $\lambda = 660 \text{ nm}$ ?

**Ejercicio 1.34.** Una forma de generar rayos X es bombardeando átomos de cobre (Cu) con electrones de alta energía. Si la longitud de onda de los rayos X es de 0.154 nm, calcula la energía, en joules, de esta radiación.

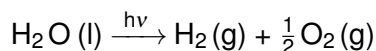
**Ejercicio 1.35.** Indica si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: En el experimento del efecto fotoeléctrico, la energía cinética del electrón emitido siempre es menor que la energía de la luz incidente.

**Ejercicio 1.36.** Dibuja una gráfica que muestre el comportamiento de la energía cinética de los electrones emitidos como una función de la frecuencia de la luz incidente en el efecto fotoeléctrico.

**Ejercicio 1.37.** Dibuja una gráfica que muestre el comportamiento de la energía cinética de los electrones emitidos como una función de la longitud de onda de la luz incidente en el efecto fotoeléctrico.

**Ejercicio 1.38.** Si la superficie de una placa metálica de calcio se ilumina con una luz de longitud de onda de 400 nm, se emiten electrones cuya energía cinética es de  $6.3 \times 10^{-20}$  J. Determina la energía de unión ( $E_\phi$ ) de los electrones en el calcio, la frecuencia mínima y la longitud de onda máxima de la luz requerida para producir este efecto fotoeléctrico.

**Ejercicio 1.39.** En la búsqueda de fuentes alternativas de energía, se ha sugerido que la fotodisociación del agua puede ser una fuente de hidrógeno, de acuerdo con la siguiente reacción:



La energía requerida para disociar una molécula de agua y transformarla en  $\text{H}_2(\text{g})$  y  $\text{O}_2(\text{g})$ , es de  $1.5238 \times 10^{-18}$  J.

- Calcula la máxima longitud de onda (expresada en nm) de la radiación que suministraría la energía necesaria para que la reacción se efectúe.
- ¿Será factible utilizar la luz solar como fuente de energía para llevar a cabo este proceso?

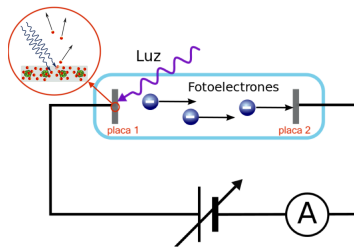
**Ejercicio 1.40.** La energía de enlace químico es la energía requerida para romper un enlace químico y separar los átomos individuales que forman una molécula. Para descomponer una molécula de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) en sus elementos constituyentes, se requiere de una energía mínima de 0.824 aJ ( $1 \text{ aJ} = 1 \times 10^{-18}$  J). Si un mol de moléculas de  $\text{O}_2$  tiene  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{O}_2$ , ¿Cuántos fotones y de qué longitud de onda se necesitan para romper un mol de moléculas de  $\text{O}_2$ ?

**Ejercicio 1.41.** Para extraer un electrón de la superficie del sodio metálico, es necesario bombardear la superficie del metal con una radiación cuya energía mínima sea de 2.3 eV. Recordatorio:  $1 \text{ eV} = 1.6 \times 10^{-19}$  J.

- Si la radiación utilizada es luz amarilla con longitud de onda de 5 890 Å, ¿presentará efecto fotoeléctrico el sodio?
- Calcula la longitud de onda umbral del sodio.

**Ejercicio 1.42.** Usando el aparato experimental que se muestra en la siguiente figura, cuando la luz ultravioleta con una longitud de onda de 240 nm incide sobre una placa de metal, se emiten electrones desde la placa 1 hacia la placa 2, haciendo que fluya una corriente a través del cable que

conecta las dos placas. El voltaje de la batería se incrementa gradualmente hasta que la corriente en el amperímetro cae a cero, momento en el cual el voltaje de la batería es de 1.40 V.



- ¿Cuánto vale la energía de los fotones en el haz de luz, en eV?
- ¿Cuál es el valor de la energía cinética máxima de los electrones emitidos, en eV?
- ¿Cuál es la función trabajo del metal, en eV?
- ¿Cuál es la longitud de onda máxima que causaría la emisión de electrones para este metal en particular?
- ¿Está en el espectro visible esta longitud de onda?
- Si no, ¿en qué parte del espectro se encuentra esta luz?

## 1.4 Modelo atómico de Bohr e hipótesis de De Broglie

En 1913, poco después de los avances de Planck y Einstein, el físico danés Niels Henrik David Bohr (1885-1962), conocido simplemente como Niels Bohr, presentó una explicación teórica del espectro de emisión del átomo de hidrógeno. La contribución de Bohr se relaciona con el problema de la física clásica tratado por Balmer y Rydberg. Los espectros atómicos obtenidos experimentalmente indicaban la existencia de estados energéticos discretos en los átomos, sugiriendo que los electrones poseían diferentes niveles de energía dependiendo de su posición en el átomo.

Para dar cuenta de las líneas espectrales observadas en el átomo de hidrógeno, Bohr propuso un modelo atómico innovador que consideraba la existencia de niveles de energía cuantizados, superando así las limitaciones del modelo atómico de Rutherford. Según el modelo de Bohr, el átomo estaba compuesto por electrones que giraban alrededor del núcleo en órbitas circulares a altas velocidades (modelo planetario). En el caso del átomo de hidrógeno, Bohr sugirió que el electrón (con carga negativa) podía orbitar el núcleo (con carga positiva) sin colapsar hacia él, debido a un equilibrio de fuerzas: la fuerza de atracción coulombiana se contrarrestaba con la fuerza centrípeta resultante del movimiento circular del electrón.

El modelo atómico propuesto por Bohr se fundamentaba en los siguientes principios:

- Los electrones en los átomos sólo pueden existir en ciertos niveles energéticos específicos, en los que poseen una energía fija y definida (energía permitida). En otras palabras, la energía de los estados está cuantizada.
- Solo se permiten órbitas con radios específicos, correspondientes a determinadas energías permitidas.

3. La **absorción de radiación** sucede cuando un electrón *brinca* desde una órbita de menor energía a otra de mayor energía. Por otra parte, la **emisión de radiación** ocurre cuando el electrón *cae* de una órbita de mayor energía a otra de menor energía (figura 1.6).

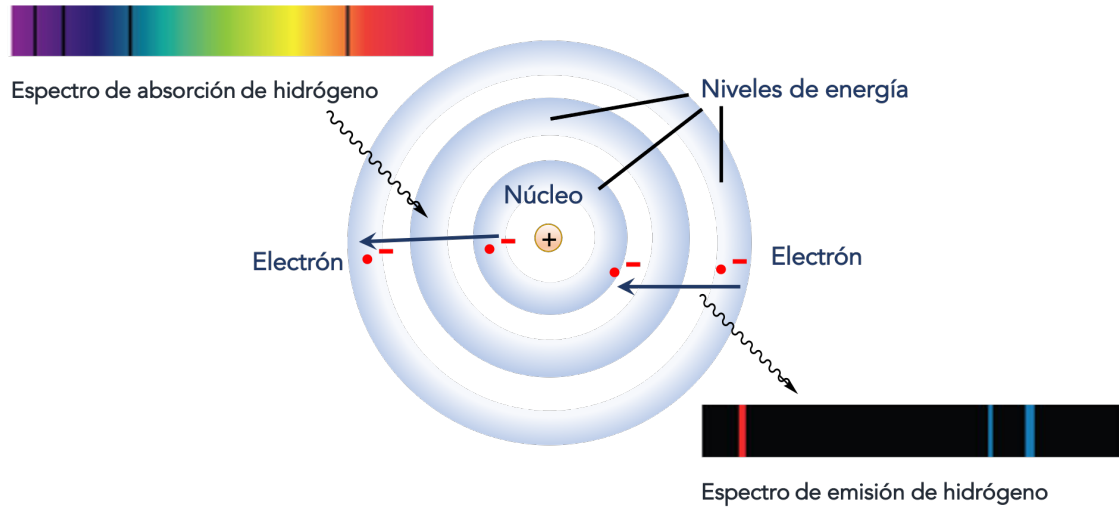


Figura 1.6: Proceso de absorción y emisión según el modelo de Bohr.

Bohr demostró que las energías posibles para el electrón en el átomo de hidrógeno están dadas por:

$$E_n = -R_H \left( \frac{1}{n^2} \right) \quad (1.10)$$

donde el número  $n$ , que Bohr denominó **número cuántico principal**, es un entero que puede tomar los valores  $n = 1, 2, 3, \dots$ , y  $R_H$  es la constante de Rydberg, cuyo valor para el átomo de hidrógeno es  $2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$ . Cabe destacar que la constante de Rydberg puede expresarse en unidades de energía ( $R_H = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$ ) o en unidades de número de onda ( $R_H = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ ), como aparece en la fórmula heurística de Rydberg de la ecuación 1.5. Para obtener el valor de  $2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$ , basta con multiplicar el valor de  $1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$  por la constante de Planck y la velocidad de la luz, es decir, por el producto  $hc$ .

Para explicar los espectros atómicos, Bohr aplicó los conceptos cuánticos introducidos por Planck y Einstein. Bohr consideraba que los niveles de energía estaban vinculados con el movimiento del electrón al describir órbitas alrededor del núcleo. En otras palabras, cada electrón ocupa un nivel de energía específico dentro del átomo.

Bohr propuso que los electrones pueden transitar entre diferentes niveles de energía mediante la absorción (ganancia de energía) o emisión (pérdida de energía) de un fotón, cuya energía es:

$$E_{\text{fotón}} = E_f - E_i = h\nu \quad (1.11)$$

donde los subíndices  $i$  y  $f$  se refieren a los niveles inicial y final, respectivamente.

En el átomo, los electrones ocupan niveles energéticos específicos. Cuando todos los electrones están en los niveles de energía más bajos posibles, se dice que el átomo se encuentra en su **estado fundamental** o **estado basal**. Si al átomo se le proporciona energía, uno o más electrones pueden absorber esta energía y moverse a niveles superiores, lo que se conoce como el **estado excitado** del átomo. Después, los electrones regresan a sus niveles originales, ya sea directamente o a través de niveles intermedios, emitiendo fotones correspondientes a la energía de la transición realizada.

Con su modelo atómico, Bohr también pudo explicar fenómenos como la fluorescencia y la fosforescencia. En la **fluorescencia**, un material absorbe energía de la luz ultravioleta y emite radiación luminosa casi de inmediato; el tiempo de excitación es menor a 1 nanosegundo ( $1 \text{ ns} = 1 \times 10^{-9} \text{ s}$ ). En la **fosforescencia**, el material almacena energía y la libera lentamente durante minutos u horas, incluso después de que la fuente de radiación excitadora haya sido apagada.

Para aplicar la ecuación 1.10 al proceso de emisión en un átomo de hidrógeno, Bohr propuso que el electrón se encontraría inicialmente en un estado excitado descrito por el número cuántico principal  $n_i$ . Durante la emisión de radiación, el electrón *cae* a un estado de energía más bajo caracterizado por el número cuántico principal  $n_f$  (donde los subíndices  $i$  y  $f$  indican los estados inicial y final, respectivamente). El estado de menor energía podría ser otro estado excitado o el estado fundamental.

La variación de energía entre los estados inicial y final se expresa como:

$$\Delta E = E_f - E_i = h\nu$$

Usando la ecuación 1.10, tenemos:

$$E_f = -R_H \left( \frac{1}{n_f^2} \right) \quad \text{y} \quad E_i = -R_H \left( \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Por lo tanto,

$$\Delta E = \left( -R_H \frac{1}{n_f^2} \right) - \left( -R_H \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Que se puede escribir como:

$$\Delta E = h\nu = R_H \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \quad (1.12)$$

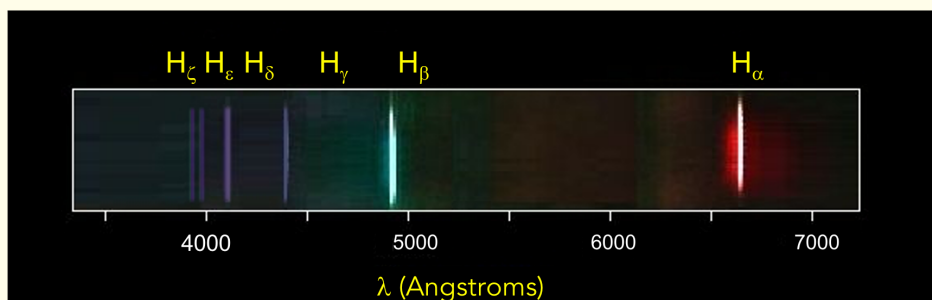
Con esta ecuación, Bohr fue capaz de determinar la energía y la longitud de onda de cada línea del espectro de emisión del átomo de hidrógeno. ¡El problema estaba resuelto! Gracias a su modelo atómico, Bohr recibió el Premio Nobel en 1922.

El modelo atómico de Bohr, a pesar de su gran relevancia científica, muestra serias limitaciones

al aplicarlo a átomos distintos del hidrógeno. En átomos con más de un electrón, se observaron discrepancias entre las longitudes de onda experimentales y las calculadas. Para abordar este problema, Bohr introdujo el concepto de **átomos hidrogenoides**, que son átomos con un solo electrón pero un núcleo más grande que el del hidrógeno. Estos átomos tienen propiedades químicas similares al hidrógeno debido a que contienen el mismo número de electrones. Ejemplos de átomos hidrogenoides son los iones  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{3+}$  y  $\text{B}^{4+}$ .

### Ejemplo 1.6: Líneas espectrales del átomo de Hidrógeno

¿Cuál es la longitud de onda (en angstroms) de un fotón emitido durante la transición desde el estado  $n_i = 3$  al estado  $n_f = 2$  en el átomo de hidrógeno? ¿A qué línea del espectro de emisión del átomo de hidrógeno corresponde esta transición? Para responder a esta pregunta, puedes apoyarte de esta imagen:



#### Estrategia:

Tenemos la información de los estados inicial y final en el proceso de emisión. Podemos calcular la energía del fotón emitido usando la ecuación 1.12. Después, usando la ecuación de Planck (ecuación 1.7) podemos calcular el valor de la longitud de onda del fotón.

#### Solución:

Considerando que  $n_i = 3$  y  $n_f = 2$ , podemos escribir la ecuación 1.12 como:

$$\begin{aligned}\Delta E &= R_H \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \\ &= (2.18 \times 10^{-18} \text{ J}) \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{2^2} \right) \\ &= (2.18 \times 10^{-18} \text{ J}) \left( -\frac{5}{36} \right) \\ &= -3.028 \times 10^{-19} \text{ J}\end{aligned}$$

El signo negativo indica que esta energía está asociada al proceso de emisión. Si el proceso fuera de absorción, el signo de la energía sería positivo. Para calcular la longitud de onda, omitiremos el signo de  $\Delta E$  porque la longitud de onda no puede ser negativa.

Usando la ecuación de Planck (ecuación 1.7) para  $\Delta E$  tenemos:

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

entonces:

$$\begin{aligned}\lambda &= \frac{hc}{\Delta E} \\ &= \frac{(3.00 \times 10^8 \text{ m/s}) (6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s})}{3.028 \times 10^{-19} \text{ J}} \\ &= 6.57 \times 10^{-7} \text{ m}\end{aligned}$$

Sabiendo que  $1\text{\AA} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$ , tenemos:

$$\begin{aligned}\lambda &= 6.57 \times 10^{-7} \text{ m} \left( \frac{1\text{\AA}}{1 \times 10^{-10} \text{ m}} \right) \\ \lambda &= 6,568.69 \text{\AA} \quad \blacksquare\end{aligned}$$

Esta longitud de onda corresponde a la línea identificada como  $H_\alpha$ .

#### Verificación:

La longitud de onda calculada es de 6,568.69 Å, la cual se encuentra en la región visible del espectro electromagnético. En la serie de Balmer las líneas espectrales del hidrógeno se encuentran entre 3,646 Å y 6,562 Å por lo tanto, el resultado es congruente. Esta línea espectral se identifica como  $H_\alpha$  en el espectro experimental.

Aunque la teoría de Bohr fue ampliada y revisada, seguía siendo incompleta, ya que no explicaba todos los fenómenos observados. Las principales deficiencias del modelo de Bohr fueron:

- Con espectroscopios más precisos, se observó que algunas líneas espectrales se desdoblaban en varias señales.
- Al aumentar el número cuántico principal  $n$ , la constante de Rydberg crecía ligeramente, lo que indicaba que no era constante como proponía Bohr.

A pesar de que el modelo atómico de Bohr tuvo una corta existencia, de 1913 a 1927, dio una imagen simplificada del átomo e introdujo conceptos fundamentales como el **número cuántico principal** y los **niveles de energía**. Sin embargo, dado que el modelo de Bohr no podía explicar adecuadamente las observaciones experimentales en átomos más grandes que el hidrógeno, finalmente tuvo que ser reemplazado tras varios intentos de modificación. En 1916, con el objetivo de sostener el modelo de Bohr, el físico alemán Arnold Sommerfeld (1868-1951) propuso las siguientes modificaciones:

1. Dentro de un mismo nivel energético ( $n$ ), existen diferentes subniveles.
2. No sólo existen órbitas circulares, sino también órbitas elípticas, determinadas por un nuevo



número cuántico conocido como **número cuántico secundario o azimutal** ( $l$ ).

3. Los electrones se mueven a velocidades cercanas a la velocidad de la luz, lo que requiere la incorporación de efectos relativistas.
4. El electrón se comporta como una corriente eléctrica.

Para explicar la separación (desdoblamiento) de las líneas espectrales, Sommerfeld introdujo el número cuántico secundario o azimutal, denotado por la letra  $l$ , el cual puede tomar los valores de  $l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$  y representa el momento angular del electrón en cada órbita. Sommerfeld sugirió que en cada nivel de energía, determinado por el número cuántico principal  $n$ , existen  $l$  subniveles correspondientes a cada valor del número cuántico secundario, y estos subniveles son responsables de la separación de las líneas espectrales en el hidrógeno. Los espectroscopistas asignaron letras específicas a los valores de  $l$ , de acuerdo con la Tabla 1.3.

Tabla 1.3: Equivalencia entre el valor de  $l$  y su símbolo correspondiente.

| $l$      | Símbolo  | Significado |
|----------|----------|-------------|
| 0        | s        | sharp       |
| 1        | p        | principal   |
| 2        | d        | diffuse     |
| 3        | f        | fundamental |
| 4        | g        |             |
| 5        | h        |             |
| $\vdots$ | $\vdots$ | $\vdots$    |

Las limitaciones del modelo de Bohr llevaron al desarrollo del modelo cuántico moderno del átomo, que es más complejo y menos intuitivo. Este modelo se basa en la teoría cuántico-mecánica desarrollada por Erwin Schrödinger (1887-1961) y Werner Heisenberg (1901-1976).

En 1927, Schrödinger y Heisenberg propusieron, de forma independiente, sus respectivas teorías que se consideran la base de la mecánica cuántica moderna.

- La teoría de Schrödinger se centró en la formulación y solución de una ecuación diferencial, conocida como la ecuación de Schrödinger.
- La teoría de Heisenberg se fundamentó en un enfoque matricial.

Aunque ambas teorías son matemáticamente equivalentes, la ecuación de Schrödinger obtuvo mayor reconocimiento y aceptación en la comunidad científica de su tiempo y hasta nuestros días.

### Hipótesis de De Broglie

El problema que llevó a Schrödinger a desarrollar su teoría fue la hipótesis formulada por Louis-Victor Pierre Raymond De Broglie (1892-1987) en 1924. Esta hipótesis puede expresarse de la siguiente manera:

*“Si las ondas de luz se comportan como una corriente de partículas, entonces estas partículas (fotones, electrones, etc.) también pueden tener propiedades ondulatorias”*

Basándose en esta idea, De Broglie postuló que la materia posee una **naturaleza dual**, es

decir, tiene propiedades tanto de onda como de partícula, y acuñó el término **ondas de materia**. La hipótesis de De Broglie se fundamenta en la siguiente ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{p} \quad (1.13)$$

donde  $\lambda$  es la longitud de onda,  $h$  es la constante de Planck y  $p$  es la cantidad de movimiento o *momentum*, que se calcula como  $p = mv$ , donde  $m$  es la masa y  $v$  es la velocidad de la partícula.

### Ejemplo 1.7: Dualidad de la materia

Calcula la longitud de onda de De Broglie (en nanómetros) asociada a una pelota de ping-pong de 2.5 g que viaja a una velocidad de 15.6 m/s.

#### Estrategia:

Se trata de un objeto macroscópico cuyas dimensiones son fácilmente imaginables. Tenemos la masa  $m$  y la velocidad  $v$  del objeto, por lo que debemos homogeneizar unidades y calcular el *momentum* como  $p = mv$ . Una vez calculada esta cantidad, se sustituye en la ecuación 1.13 para obtener la longitud de onda.

#### Solución:

Convertimos la masa a kilogramos, tomando el factor de conversión de  $1 \text{ kg} = 1 \times 10^3 \text{ g}$ , para homogeneizar las unidades en el SI. Tenemos:

$$2.5 \text{ g} = 2.5 \text{ g} \left( \frac{1 \text{ kg}}{1 \times 10^3 \text{ g}} \right) = 2.5 \times 10^{-3} \text{ kg}$$

Calculamos el *momentum* como:

$$\begin{aligned} p &= mv \\ &= (2.5 \times 10^{-3} \text{ kg}) \left( 15.6 \frac{\text{m}}{\text{s}} \right) \\ &= 0.039 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{s}} \end{aligned}$$

Sustituimos este valor en la ecuación 1.13 y tenemos:

$$\begin{aligned} \lambda &= \frac{h}{p} \\ &= \frac{6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{0.039 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{s}}} \\ &= 1.7 \times 10^{-32} \text{ m} \\ \lambda &= 1.7 \times 10^{-23} \text{ nm} \quad \blacksquare \end{aligned}$$

donde hemos usado el factor de conversión  $1 \text{ m} = 1 \times 10^9 \text{ nm}$ .

**Verificación:**

La longitud de onda calculada de  $1.7 \times 10^{-23} \text{ nm}$  es tan pequeña que no existe el instrumento para medirla en el espectro electromagnético. Por esta razón, la porción de materia que constituye la pelota de ping-pong sólo se comporta como una partícula.

Es importante entender el análisis dimensional que se hizo en este ejercicio, para obtener como unidad de la longitud de onda al metro. Tomando en cuenta que el  $J = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$ , a partir de la ecuación 1.13, tenemos:

$$\frac{[J \cdot s]}{\left[\frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{s}}\right]} = \frac{\left[\frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2} \cdot \text{s}\right]}{\left[\frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{s}}\right]} = \frac{\left[\frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}}\right]}{\left[\frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{s}}\right]} = \text{m}$$

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 1.43.** La serie de Balmer es el conjunto de líneas espectrales que resultan de la emisión del átomo de hidrógeno cuando un electrón pasa desde un nivel  $n \geq 3$  a  $n = 2$  (donde  $n$  representa el número cuántico principal referente al nivel de energía del electrón). Las transiciones se denominan secuencialmente por letras griegas: desde  $n = 3$  a  $n = 2$  se llama  $H_\alpha$ , de  $n = 4$  a  $n = 2$  es  $H_\beta$ , de  $n = 5$  a  $n = 2$  es  $H_\gamma$ , etc. Calcula la energía (en eV) de la línea espectral  $H_\alpha$  y determina su longitud de onda.

**Ejercicio 1.44.** ¿Qué parámetro determina cada nivel energético en el modelo atómico de Bohr?

**Ejercicio 1.45.** Explica qué es el estado fundamental (o basal) y qué es el estado excitado de un átomo.

**Ejercicio 1.46.** En la serie de Lyman, el electrón del átomo de hidrógeno hace una transición desde un estado energético de número cuántico principal  $n_i$  al estado  $n_f = 1$ . Si el fotón emitido tiene una longitud de onda de  $121.6 \text{ nm}$ , ¿cuál es el valor de  $n_i$ ?

**Ejercicio 1.47.** Considera los siguientes niveles de energía de un átomo hipotético:

|       |       |                                   |
|-------|-------|-----------------------------------|
| $E_4$ | _____ | $-1.36 \times 10^{-19} \text{ J}$ |
| $E_3$ | _____ | $-2.42 \times 10^{-19} \text{ J}$ |
| $E_2$ | _____ | $-5.45 \times 10^{-19} \text{ J}$ |
| $E_1$ | _____ | $-21.8 \times 10^{-19} \text{ J}$ |

a) ¿Cuál es la longitud de onda (en nm) del fotón requerido para excitar un electrón del nivel  $E_1$  al nivel  $E_3$ ?

- b) ¿Cuál es la energía (en joules) que debe tener un fotón para excitar un electrón del nivel  $E_2$  al nivel  $E_3$ ?
- c) Cuando un electrón baja del nivel  $E_4$  al nivel  $E_1$  se dice que el átomo experimenta una emisión. Calcula la longitud de onda del fotón emitido en este proceso.

**Ejercicio 1.48.** La energía de ionización, también llamada potencial de ionización, es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, para arrancarle el electrón más débil retenido. En términos del modelo atómico de Bohr, podemos calcular la energía de ionización de un átomo de hidrógeno en estado basal suponiendo que el electrón sufre una transición del estado  $n_i = 1$  al estado  $n_f = \text{infinito}$ . Considera que un mol de átomos de hidrógeno contiene  $6.023 \times 10^{23}$  átomos de hidrógeno.

- a) Calcula la energía de ionización del átomo de hidrógeno (en kJ/mol).
- b) Determina la longitud de onda máxima de la luz que podría causar la ionización del átomo de hidrógeno.
- c) ¿Se absorbe o se emite luz durante el proceso de ionización?
- d) Calcula la energía de ionización (en kJ/mol) de un átomo de hidrógeno en estado excitado con  $n_i = 2$ .

**Ejercicio 1.49.** Calcula la energía, frecuencia y longitud de onda de la radiación asociada a cada una de las siguientes transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno:

- a) De  $n = 4$  a  $n = 2$
- b) De  $n = 5$  a  $n = 1$
- c) De  $n = 3$  a  $n = 6$

Indica la naturaleza de cada transición (absorción o emisión).

**Ejercicio 1.50.** En el átomo de hidrógeno, un electrón que se encuentra en un estado excitado puede regresar al estado fundamental de dos formas distintas:

- I) Por una transición directa en la cual se emite un fotón de frecuencia  $\nu_1$ .
  - II) A través de un estado excitado intermedio que se alcanza por la emisión de un fotón de frecuencia  $\nu_2$ . Este estado intermedio decae luego al estado fundamental al emitir otro fotón de frecuencia  $\nu_3$ .
- a) Escribe una ecuación que relacione  $\nu_1$  con  $\nu_2$  y  $\nu_3$ .
  - b) Escribe la ecuación anterior en términos de la longitud de onda  $\lambda$  de cada proceso.

**Ejercicio 1.51.** ¿Qué concepto se usa para definir que la materia y la radiación electromagnética se comportan como onda o como partícula según el experimento al que se sometan para medir su magnitud?

**Ejercicio 1.52.** ¿Qué partícula tiene la mayor longitud de onda?

- a) Una partícula  $\gamma$  (fotón) moviéndose con  $v = 100 \text{ cm/s}$ .
- b) Un protón (átomos de hidrógeno completamente ionizados) moviéndose con  $v = 100 \text{ cm/s}$ .

**Ejercicio 1.53.** Calcula la longitud de onda asociada a:

- a) Un electrón (masa =  $9.11 \times 10^{-28}$  g) moviéndose a 1500 km/s.
- b) Una abeja de 10 g moviéndose a 150 cm/s.
- c) Una persona de 85 kg esquiando a 70 km/h.
- d) Un átomo de helio (masa =  $6.64 \times 10^{-27}$  kg) que tiene una velocidad de  $1.5 \times 10^5$  m/s.
- e) Considerando que longitudes de onda menores a  $10^{-15}$  metros (rayos cósmicos) no son detectables, ¿que longitudes de onda, de las arriba calculadas, son detectables?

**Ejercicio 1.54.** La difracción de neutrones es una técnica utilizada para caracterizar completamente una molécula que contiene elementos ligeros y también muy útil para las que tienen diferentes isótopos en la estructura. Calcula la velocidad de un neutrón (masa =  $1.675 \times 10^{-27}$  kg) que tiene una longitud de onda de 0.88 Å.

**Ejercicio 1.55.** Los neutrones térmicos son neutrones que se mueven a velocidades comparables a las de las moléculas del aire a temperatura ambiente. Estos neutrones son los más efectivos para iniciar una reacción nuclear en cadena entre los isótopos de  $^{235}\text{U}$ . Calcula la longitud de onda (en nm) asociada a un rayo de neutrones que se mueven a  $7.00 \times 10^2$  m/s (La masa de un neutrón es  $1.675 \times 10^{-27}$  kg).

**Ejercicio 1.56.** El molibdeno produce rayos X característicos a 17.4 keV, por lo que si se utiliza este material como blanco del tubo de rayos X se obtiene un haz de radiación con un porcentaje muy elevado de energía. Estos rayos X se emplean en experimentos de difracción para determinar las estructuras de moléculas. ¿Con qué rapidez tendría que moverse un electrón (masa =  $9.11 \times 10^{-28}$  g) para tener la misma longitud de onda que estos rayos X?

## 1.5 Mecánica cuántica moderna y átomos hidrogenoides

En la teoría de Schrödinger, los electrones no tienen trayectorias fijas, solamente se conocen las probabilidades de encontrarlos en determinadas regiones, y dichas probabilidades se extienden a grandes distancias del núcleo, de modo que el concepto de tamaño de un átomo pierde significado.

La distribución electrónica de un átomo se obtiene resolviendo la ecuación de Schrödinger, y ésta sólo tiene solución exacta para el átomo de hidrógeno y átomos hidrogenoides. Para átomos de más de dos electrones se utilizan métodos aproximados.

El modelo atómico de Schrödinger se basa en las siguientes ideas:

- Los electrones son ondas de materia que se distribuyen el espacio según la función de onda ( $\Psi$ ), la cual es solución de la ecuación de Schrödinger. Sólo con fines ilustrativos mostramos esta ecuación, en su forma más general:

$$i\hbar \frac{\partial \Psi(\mathbf{r}, t)}{\partial t} = -\frac{\hbar^2}{2m} \frac{\partial^2 \Psi(\mathbf{r}, t)}{\partial \mathbf{r}^2} \quad (1.14)$$

donde  $i = \sqrt{-1}$ ,  $\hbar = \frac{h}{2\pi}$ ,  $t$  es el tiempo,  $\mathbf{r}$  las coordenadas espaciales,  $m$  es la masa y  $\Psi(\mathbf{r}, t)$  es la función de onda.

- La función de onda  $\Psi(\mathbf{r}, t)$  es una expresión matemática que no tiene sentido físico. En 1927, Niels Bohr propuso la **interpretación de Copenhague**, según la cual el cuadrado de la función de onda ( $|\Psi(\mathbf{r})|^2$ ) del átomo de hidrógeno, representan una **distribución probabilística** que indica dónde podría estar el electrón.
- La ecuación de Schrödinger es complicada y su solución no está al alcance de este libro. Sin embargo, es importante mencionar que para simplificar la solución de la ecuación 1.14, se elimina la dependencia en el tiempo  $t$ , de modo que se puede trabajar con la ecuación de Schrödinger independiente del tiempo, que se expresa como:

$$\hat{H}\Psi(\mathbf{r}, \theta, \phi) = E\Psi(\mathbf{r}, \theta, \phi) \quad (1.15)$$

donde  $\hat{H}$  es el operador Hamiltoniano,  $\Psi(\mathbf{r}, \theta, \phi)$  es la función de onda dependiente de las coordenadas espaciales  $\mathbf{r}$  y las coordenadas angulares  $\theta, \phi$ , y  $E$  es la energía asociada a la función de onda  $\Psi(\mathbf{r}, \theta, \phi)$ .

- Los electrones se distribuyen **orbitales**, que se pueden imaginar como **regiones en el espacio donde es altamente probable encontrar un electrón**. Esta probabilidad está determinada por el cuadrado de la función de onda ( $|\Psi(\mathbf{r})|^2$ ).
- Como se mencionó anteriormente, la ecuación de Schrödinger sólo tiene soluciones exactas para el átomo de hidrógeno y los átomos hidrogenoides. La solución de esta ecuación introduce tres números cuánticos:
  - $n$ : **Número cuántico principal** ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ), que describe el nivel de energía del electrón y su distancia efectiva al núcleo.
  - $l$ : **Número cuántico secundario o azimutal** ( $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$ ), que describe los subniveles energéticos dentro de cada nivel principal y define la forma del orbital.
  - $m_l$ : **Número cuántico magnético** ( $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$ ), que determina la orientación del orbital en presencia de un campo magnético.
- En 1926, George Eugene Uhlenbeck y Samuel Abraham Goudsmit propusieron un **cuarto número cuántico**, que no surge de la solución de la ecuación de Schrödinger:
  - $m_s$ : **Número cuántico de espín** ( $m_s = \frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ ), que es una propiedad intrínseca del electrón. Aunque inicialmente se pensó que estaba asociado a una rotación, no depende de coordenadas espaciales y es independiente del estado de movimiento de la partícula. Un hecho relevante de este cuarto número cuántico es que muestra que el momento angular de espín está cuantizado.

Al resolver la ecuación de Schrödinger independiente del tiempo se obtienen dos cantidades fundamentales, que son paramétricamente dependientes de los tres números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$ :

- La función de onda,  $\Psi_{nlm}(\mathbf{r}, \theta, \phi)$ .
- La energía total del sistema,  $E_{n,l}$ .

La función de onda de Schrödinger para el átomo de hidrógeno se puede expresar como el producto de una función radial  $R_{nl}(r)$  y una función angular  $Y_{lm}(\theta, \phi)$ , llamada armónicos esféricos:

$$\Psi_{nlm}(r, \theta, \phi) = R_{nl}(r)Y_{lm}(\theta, \phi) \quad (1.16)$$

donde  $R_{nl}(r)$  es la parte radial de la función de onda y  $Y_{lm}(\theta, \phi)$  es la parte angular. La parte radial  $R_{nl}(r)$  está definida en términos de la distancia radial  $r$  y depende de los números cuánticos  $n$  y  $l$ . La parte angular  $Y_{lm}(\theta, \phi)$  depende de los ángulos  $\theta$  y  $\phi$ , y está determinada por los números cuánticos  $l$  y  $m$ .

Cuando se representa gráficamente el cuadrado de la parte angular de la función de onda,  $|Y_{lm}(\theta, \phi)|^2$ , se obtienen los **orbitales atómicos** (ver Figura 1.7).

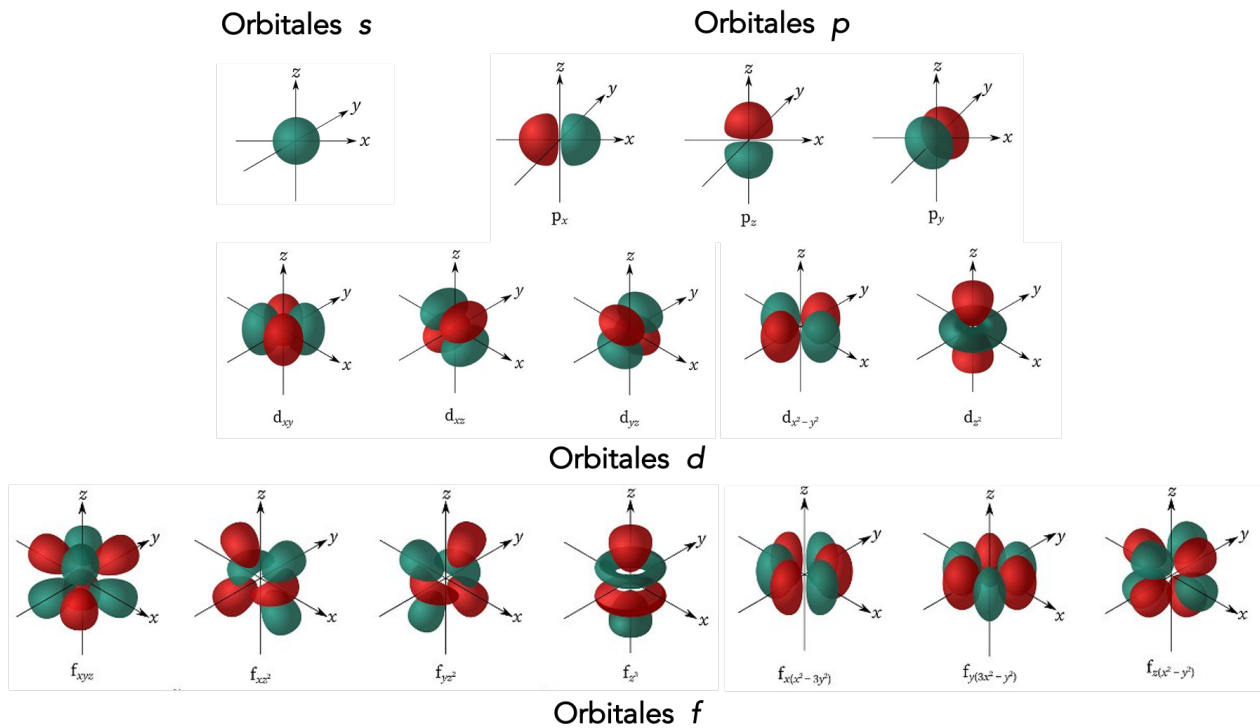


Figura 1.7: Forma de los orbitales atómicos. Imagen adaptada del sitio web: <https://www.significados.com/orbital-atómico/>

De acuerdo con la mecánica cuántica, los orbitales son las regiones más probables dónde se puede encontrar al electrón. Cada orbital atómico tiene una energía asociada. Cuando se resuelve la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno, se encuentra que la energía sólo depende del número cuántico principal,  $n$ , y se puede representar en un diagrama como el que se muestra en la Figura 1.8.

Para átomos polielectrónicos (que tienen varios electrones), la ecuación de Schrödinger sólo se puede resolver de forma aproximada. En estos átomos, la ecuación de Schrödinger muestra que la

energía de los orbitales depende de los números cuánticos  $n$  y  $l$ . Un hecho importante es que la energía se desdobra dependiendo del valor de  $l$ , como se puede ver en la Figura 1.8.

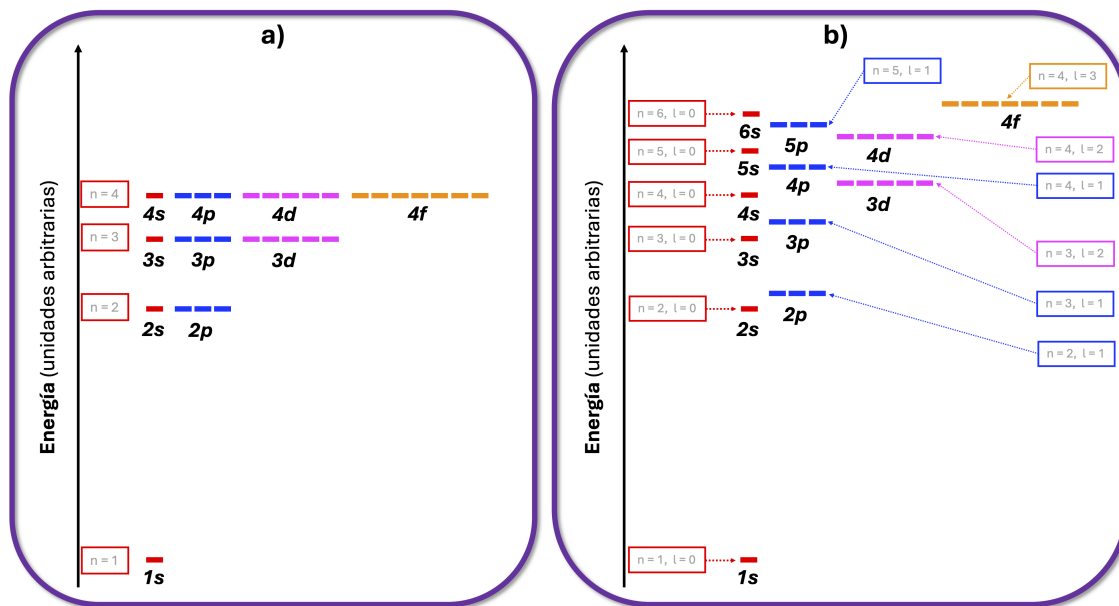


Figura 1.8: Diagrama de energía de los orbitales atómicos. En el panel **a)** se muestran las energías de los 4 primeros niveles del átomo de hidrógeno. En el panel **b)** se muestran las energías de los 4 primeros niveles de átomos polielectrónicos, incluyendo parte de los niveles superiores.

En este libro usaremos la siguiente convención para escribir las combinaciones de números cuánticos:

$$(n, l, m_l, m_s)$$

Así, los números cuánticos de los electrones  $1s$  son:

$$\left(1, 0, 0, \frac{1}{2}\right) \quad \left(1, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)$$

Para los electrones  $2s$ :

$$\left(2, 0, 0, \frac{1}{2}\right) \quad \left(2, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)$$

Con los 4 número cuánticos, dependiendo del valor que tome cada uno de ellos, se pueden generar las combinaciones descritas en la Tabla 1.4 (la tabla solo incluye las combinaciones posibles de  $n = 1$  hasta  $n = 4$ ):

Podemos ubicar a los electrones si se encuentran en un mismo nivel, subnivel u orbital, de acuerdo con los siguientes criterios:

**Nivel:** Electrones con el mismo valor de  $n$ .

**Subnivel:** Electrones con los mismos valores de  $n$  y  $l$ .

**Orbital:** Electrones con los mismos valores de  $n$ ,  $l$  y  $m_l$ .



Tabla 1.4: Diferentes combinaciones de números cuánticos.

| Nivel<br>$n$ | Subnivel<br>$l = 0, 1, \dots, n-1$ | Orbital ( $2l+1$ )<br>$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$ | Espín<br>$m_s$ | No. de electrones<br>$2n^2$ |
|--------------|------------------------------------|-------------------------------------------------------|----------------|-----------------------------|
| 1            | 0 (s)                              | 0 (s)                                                 | $+1/2, -1/2$   | 2                           |
| 2            | 0 (s)                              | 0 (s)                                                 | $+1/2, -1/2$   | 8                           |
|              |                                    | -1 ( $p_x$ )                                          | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              | 1 (p)                              | 0 ( $p_y$ )                                           | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | +1 ( $p_z$ )                                          | $+1/2, -1/2$   |                             |
| 3            | 0 (s)                              | 0 (s)                                                 | $+1/2, -1/2$   | 18                          |
|              |                                    | -1 ( $p_x$ )                                          | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              | 1 (p)                              | 0 ( $p_y$ )                                           | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | +1 ( $p_z$ )                                          | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | -2 ( $d_{x^2-y^2}$ )                                  | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | -1 ( $d_{yz}$ )                                       | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              | 2 (d)                              | 0 ( $d_{z^2}$ )                                       | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | +1 ( $d_{xz}$ )                                       | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | +2 ( $d_{xy}$ )                                       | $+1/2, -1/2$   |                             |
| 4            | 0 (s)                              | 0 (s)                                                 | $+1/2, -1/2$   | 32                          |
|              |                                    | -1 ( $p_x$ )                                          | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              | 1 (p)                              | 0 ( $p_y$ )                                           | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | +1 ( $p_z$ )                                          | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | -2 ( $d_{x^2-y^2}$ )                                  | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | -1 ( $d_{yz}$ )                                       | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              | 2 (d)                              | 0 ( $d_{z^2}$ )                                       | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | +1 ( $d_{xz}$ )                                       | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | +2 ( $d_{xy}$ )                                       | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | -3 ( $f_{y(3x^2-y^2)}$ )                              | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | -2 ( $f_{z(x^2-y^2)}$ )                               | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | -1 ( $f_{yz^2}$ )                                     | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              | 3 (f)                              | 0 ( $f_{z^3}$ )                                       | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | +1 ( $f_{xz^2}$ )                                     | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | +2 ( $f_{xyz}$ )                                      | $+1/2, -1/2$   |                             |
|              |                                    | +3 ( $f_{x(x^2-3y^2)}$ )                              | $+1/2, -1/2$   |                             |

También podemos decir que el número máximo de electrones en cada nivel energético es de  $2n^2$ , donde  $n$  es el número cuántico que define el nivel.

Cada subnivel admite un número diferente de electrones:

- En cada subnivel s caben 2 electrones
- En cada subnivel p caben 6 electrones
- En cada subnivel d caben 10 electrones
- En cada subnivel f caben 14 electrones

¿Cuántos electrones puede contener un orbital? Si los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  están fijos, sólo quedan dos posibles valores para el número cuántico de espín  $m_s = \frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ , por lo tanto, en un mismo orbital sólo pueden existir 2 electrones.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 1.57.** ¿Qué concepto se define de la siguiente manera? *Es una región tridimensional en el espacio alrededor de un núcleo atómico donde hay una alta probabilidad de encontrar un electrón.*

**Ejercicio 1.58.** ¿Por qué un orbital atómico y una órbita del átomo de hidrógeno son diferentes?

**Ejercicio 1.59.** ¿Cuál es:

- a) El valor mínimo de  $n$  para  $l = 4$ ?
- b) La letra usada para designar el subnivel con  $l = 2$ ?
- c) El número de electrones en un subnivel con  $l = 3$ ?
- d) El número de diferentes subcapas cuando  $n = 3$ ?

**Ejercicio 1.60.** ¿A cuáles subcapas corresponden los siguientes conjuntos de números cuánticos y cuál es el número de electrones permitido para ocupar esas subcapas?

- a)  $n = 2, l = 1$       b)  $n = 3, l = 2$       c)  $n = 4, l = 3$       d)  $n = 2, l = 1, m_l = 0$

**Ejercicio 1.61.** Indica el número total de:

- a) Electrones p en el átomo de Cl ( $Z = 17$ ).
- b) Electrones s en el átomo de S ( $Z = 16$ ).
- c) Electrones  $3d$  en el átomo de Cu ( $Z = 29$ ).

**Ejercicio 1.62.** Da los valores de los números cuánticos ( $n, l, m_l$ ) y el número de orbitales en cada subnivel para:

- a) 4p      b) 4d      c) 2d      d) 6f

**Ejercicio 1.63.** Contesta lo siguiente:

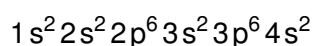
- a) Escribe los valores posibles de  $l$  y  $m_l$  cuando  $n = 3$ .
- b) Indica qué significa cada término de la expresión  $4d^7$ .
- c) ¿Qué subcapa está indicada por el siguiente conjunto de números cuánticos:  $n = 4, l = 2, m_l = -1$ ?

**Ejercicio 1.64.** ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos no es posible?

- a) 3p                      b) 2f                      c) 1s                      d) 4d

## 1.6 Átomos polielectrónicos, espín y configuraciones electrónicas

La disposición de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía del átomo se conoce como **configuración electrónica**. Esta es una representación esquemática que describe cómo se distribuyen los electrones en cada subnivel energético del átomo. Por ejemplo, la configuración electrónica del calcio (Ca), que posee 20 electrones, se representa así:



donde:

- El número antes de cada letra indica el nivel de energía.
- La letra denota el subnivel correspondiente.
- El superíndice señala la cantidad de electrones en ese subnivel.

Cuando los electrones de un átomo ocupan los niveles y subniveles de menor energía posible, se dice que la configuración electrónica está en su estado fundamental. Si los electrones han absorbido energía y saltado a subniveles de mayor energía, la configuración se denomina excitada. Las configuraciones electrónicas se pueden determinar fácilmente utilizando la regla mnemotécnica de Möller, que consiste en tachar diagonalmente de abajo hacia arriba los subniveles energéticos en una matriz de subniveles energéticos, para conocer el orden de llenado, como se muestra en la Figura 1.9.

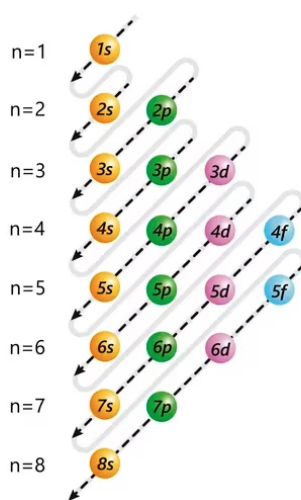


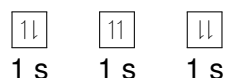
Figura 1.9: Regla de Möller.

### Principio de exclusión de Pauli

El principio de exclusión de Pauli, formulado en 1925 por el físico austríaco Wolfgang Pauli (1900-1958), es una regla fundamental en la mecánica cuántica. Este principio establece lo siguiente:

**Principio de exclusión de Pauli:** En un átomo, dos electrones no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

Por ejemplo, la configuración electrónica del Helio es:  $1s^2$ . Usando un diagrama de “cajas” donde una flecha representa un electrón con espín positivo ( $m_s = \frac{1}{2} = \uparrow$ ) o negativo ( $m_s = -\frac{1}{2} = \downarrow$ ), la configuración del He podría ser una de 3 posibles combinaciones:



Los números cuánticos de cada diagrama, usando la representación  $(n, l, m_l, m_s)$ , son:

|                                                                                                                      |                                                                                                                         |                                                                                                                               |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $\boxed{\uparrow\downarrow}$<br>$1s$<br>$(1, 0, 0, \frac{1}{2})$ y $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$<br>Configuración válida | $\boxed{\uparrow\uparrow}$<br>$1s$<br>$(1, 0, 0, \frac{1}{2})$ y $(1, 0, 0, \frac{1}{2})$<br>Configuración no permitida | $\boxed{\downarrow\downarrow}$<br>$1s$<br>$(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$ y $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$<br>Configuración no permitida |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, sólo la primera configuración es válida; las otras dos configuraciones, presentan a su conjunto de números cuánticos idénticos, lo cual, no está permitido, y por lo tanto, no pueden ser válidas.

### Regla de Hund

La regla de Hund, formulada en 1927 por el físico alemán Friedrich Hund (1896-1997), se basa en el análisis de los espectros atómicos y la organización de los elementos en la tabla periódica. Esta regla se puede expresar de la siguiente manera:

Al llenar orbitales de la misma energía, conocidos como **orbitales degenerados** (como los tres orbitales  $p$ , los cinco  $d$ , o los siete  $f$ , etc.), los electrones se distribuyen con espines paralelos siempre que sea posible, maximizando la multiplicidad. Una configuración atómica es más estable (tiene menor energía) cuando hay más electrones desapareados (con espines paralelos).

Por ejemplo, el átomo de carbono (C) tiene 6 electrones; su configuración electrónica en el estado fundamental es:  $1s^2 2s^2 2p^2$ . La distribución más estable de los electrones en los orbitales  $2p$  es:



Según la regla de Hund, no es permissible que la distribución de electrones en el nivel 2p sea:

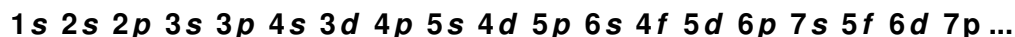


### Principio de Aufbau o principio de construcción

Niels Bohr formuló este principio, conocido como Aufbau, que proviene del alemán *Aufbauprinzip* y significa *principio de construcción*. Este principio establece que:

- Los orbitales se llenan siguiendo la regla de Hund.
- Los electrones ocupan los orbitales comenzando por el de menor energía.
  - Primero se llena el orbital 1s (con un máximo de 2 electrones), de acuerdo con el número cuántico  $l$ .
  - Luego, el orbital 2s se llena también con un máximo de 2 electrones.
  - El subnivel 2p contiene tres orbitales con la misma energía (orbitales degenerados), correspondientes a sus orientaciones tridimensionales:  $2p_x$ ,  $2p_y$ ,  $2p_z$ . Cada uno de estos tres orbitales puede albergar hasta dos electrones, sumando un máximo de seis electrones en total.
  - Así sucesivamente, se van llenando los orbitales según su orden energético.

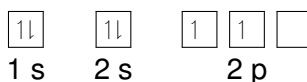
Siguiendo la regla de Hund, cada orbital dentro de un subnivel debe contener al menos un electrón antes de que se añada el segundo. En general, la configuración electrónica se debe construir conforme al siguiente orden:



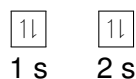
### Propiedades magnéticas de la materia

Gracias al descubrimiento de los números cuánticos y al conocimiento de las configuraciones electrónicas de los átomos, fue posible entender por qué algunos materiales responden a la acción de campos magnéticos y otros no. Esto permitió clasificar a los materiales en dos grupos:

**Paramagnéticos:** Tienen electrones desapareados por lo que responden a los campos magnéticos externos. Por ejemplo, el nitrógeno es paramagnético porque tiene una configuración como:



**Diamagnéticos:** Todos sus electrones están apareados, por esa razón no responden a campos magnéticos externos. Por ejemplo, el berilio es diamagnético porque tiene una configuración como:



**Ejemplo 1.8: Configuraciones electrónicas**

Escribe la configuración electrónica del estado basal o fundamental de los átomos e iones siguientes:  $\text{Al}^{3+}$ , K,  $\text{Br}^-$  y Si.

**Estrategia:**

A la hora de contar los electrones para colocar en la configuración electrónica, hay que considerar si tenemos un átomo neutro o un ion. Si tenemos un catión o un anión, tendremos que restar o sumar electrones a la configuración del átomo neutro.

**Solución:**

Para escribir la configuración electrónica es necesario conocer el número de electrones que tiene cada especie química. Para ello, buscaremos en una tabla periódica el número atómico del elemento, y a través de la carga iónica, deduciremos su número de electrones.

- El aluminio (Al) tiene un  $Z = 13$ , por lo que el ion  $\text{Al}^{3+}$  resulta con diez electrones; su configuración electrónica, siguiendo el principio de Aufbau, es:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .
- El potasio (K) tiene  $Z = 19$ , por lo que tiene 19 electrones; su distribución electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .
- El bromo (Br) tiene  $Z = 35$ , por lo que el ion  $\text{Br}^-$  resulta con 36 electrones; su configuración electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$ .
- El silicio (Si) tiene  $Z = 14$  por lo que tiene 14 electrones; su configuración electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .

**Verificación:**

No requiere verificación.

**Ejercicios de la Sección**

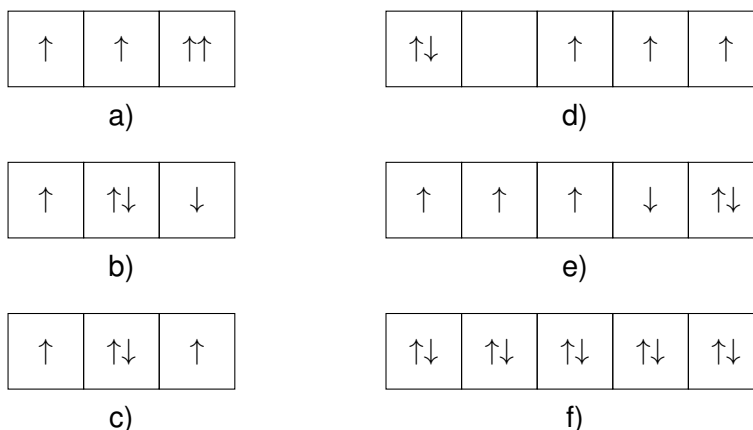
**Ejercicio 1.65.** ¿Es posible aplicar la teoría de Bohr para explicar el espectro de emisión de átomos polielectrónicos?, ¿Por qué?

**Ejercicio 1.66.** Si queremos determinar la energía de un electrón en un átomo de hidrógeno y en un átomo polielectrónico, ¿qué número cuántico debemos considerar?

**Ejercicio 1.67.** Explica el efecto conocido como *apantallamiento* de electrones o *efecto pantalla* en un átomo.

**Ejercicio 1.68.** ¿Qué es un átomo diamagnético y qué es un átomo paramagnético?

**Ejercicio 1.69.** ¿Cuáles de las siguientes porciones de diagramas de orbitales que representan las configuraciones electrónicas del estado fundamental de ciertos elementos violan el principio de exclusión de Pauli y/o la regla de Hund?



**Ejercicio 1.70.** Da un ejemplo de un átomo que sea diamagnético y uno que sea paramagnético.

**Ejercicio 1.71.** Indica el concepto al que se refiere la siguiente definición: *Son dos electrones con espines opuestos que ocupan el mismo orbital atómico, y su disposición tiene un impacto significativo en las propiedades químicas y la reactividad de los átomos.*

**Ejercicio 1.72.** ¿Cuál de las especies siguientes tiene más electrones no apareados?  $S^+$ , S, o  $S^-$ . Explica cómo llegaste a la respuesta.

**Ejercicio 1.73.** De los siguientes conjuntos de números cuánticos, ¿Cuál no es válido para un átomo y explica por qué?

- |                                         |                              |                              |
|-----------------------------------------|------------------------------|------------------------------|
| a) $(1, 0, +\frac{1}{2}, +\frac{1}{2})$ | b) $(3, 0, 0, +\frac{1}{2})$ | c) $(2, 2, 1, +\frac{1}{2})$ |
| d) $(4, 3, -2, +\frac{1}{2})$           | e) $(3, 2, 1, 1)$            | f) $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$ |

**Ejercicio 1.74.** Los siguientes conjuntos de números cuánticos corresponden a cinco electrones distintos del mismo átomo. Ordénalos de acuerdo a su energía, de menor a mayor valor. En caso de que dos tengan la misma energía escribe primero el que tenga el menor valor para  $m_l$ .

- |                               |                              |                              |
|-------------------------------|------------------------------|------------------------------|
| a) $(3, 2, -1, +\frac{1}{2})$ | b) $(1, 0, 0, +\frac{1}{2})$ | c) $(2, 1, 1, -\frac{1}{2})$ |
| d) $(3, 2, 1, +\frac{1}{2})$  | e) $(2, 0, 0, +\frac{1}{2})$ | f) $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$ |

**Ejercicio 1.75.** La configuración electrónica de un átomo neutro es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ . Escribe un conjunto completo de números cuánticos para cada uno de los electrones del último nivel. Identifica el elemento.

**Ejercicio 1.76.** Asigna un conjunto de cuatro números cuánticos a:

- |                                         |                                         |
|-----------------------------------------|-----------------------------------------|
| a) Cada electrón del átomo de berilio.  | b) El electrón 5s del rubidio.          |
| c) Todos los electrones 2p del oxígeno. | d) Todos los electrones 3d del vanadio. |

**Ejercicio 1.77.** Un átomo puede absorber un cuanto de energía y promover uno de sus electrones a un orbital de mayor energía. Cuando esto ocurre, se dice que el átomo está en un estado excitado. A continuación se proporcionan las configuraciones electrónicas de algunos átomos excitados. Identifica estos átomos y escribe sus configuraciones electrónicas en el estado fundamental (basal):

- |                                   |                                |                           |
|-----------------------------------|--------------------------------|---------------------------|
| a) $1s^1 2s^1$                    | b) $1s^2 2s^2 2p^2 3d^1$       | c) $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$  |
| d) $[\text{Ar}]4s^1 3d^{10} 4p^4$ | e) $[\text{Ne}]3s^2 3p^4 3d^1$ | f) $[\text{Xe}]4f^9 6d^2$ |

**Ejercicio 1.78.** Las configuraciones electrónicas siguientes corresponden a las especies hipotéticas W, X, Y y Z:

- |                                        |                                        |
|----------------------------------------|----------------------------------------|
| a) ${}_3\text{W}: 1s^2 2p^1$           | b) ${}_7\text{X}: 1s^2 2s^2 2p^2 3d^1$ |
| c) ${}_6\text{Y}: 1s^2 2s^2 2p^1 2d^1$ | d) ${}_8\text{Z}: 1s^2 2s^1 2p^5$      |

¿Cuál es el estado electrónico de W, X, Y y Z (estado excitado, estado fundamental de un átomo o estado imposible)?



## 2. PROPIEDADES PERIÓDICAS

### 2.1 Tabla periódica y configuraciones electrónicas

En el capítulo anterior se describió cómo se acomodan los electrones y se van llenando los diferentes orbitales atómicos. Algunos elementos tienen configuraciones electrónicas similares y por lo tanto presentan propiedades físicas y químicas semejantes, como se ilustra en la Figura 2.1.

A lo largo del desarrollo histórico de la química, incluso antes del surgimiento de la teoría cuántica y del descubrimiento de las partículas elementales, diversos científicos notaron que los elementos químicos compartían propiedades físicas y químicas que seguían ciertos patrones. Estas regularidades motivaron múltiples intentos por organizar los elementos de manera sistemática. Gracias a estas contribuciones, se consolidó la tabla periódica de los elementos, una herramienta fundamental que no solo permite clasificar los elementos conocidos, sino también predecir el comportamiento de aquellos aún no descubiertos en su época.

El químico ruso Dimitri Ivanovich Mendeleev (1836-1907) en 1869 y el químico alemán Julius Lothar Meyer (1830-1895) en 1870, propusieron de forma independiente una tabla en función de las propiedades periódicas que presentaban los elementos químicos hasta ese entonces conocidos.

El mérito de la tabla periódica se le concedió a Mendeleev (Figura 2.2), quien se adelantó a Meyer (Figura 2.3), al presentar la conferencia *“La relación de las propiedades de los elementos químicos con su peso atómico”* en 1869, en la Sociedad Química Rusa de San Petersburgo. En esta conferencia mostró su primera tabla y su ley periódica expresada en ocho puntos que se pueden resumir en el siguiente párrafo:

*“Cuando los elementos se estudian en orden creciente de sus pesos atómicos, la similitud de las propiedades ocurre periódicamente, es decir, las propiedades de los elementos son función periódica de sus pesos atómicos.”*

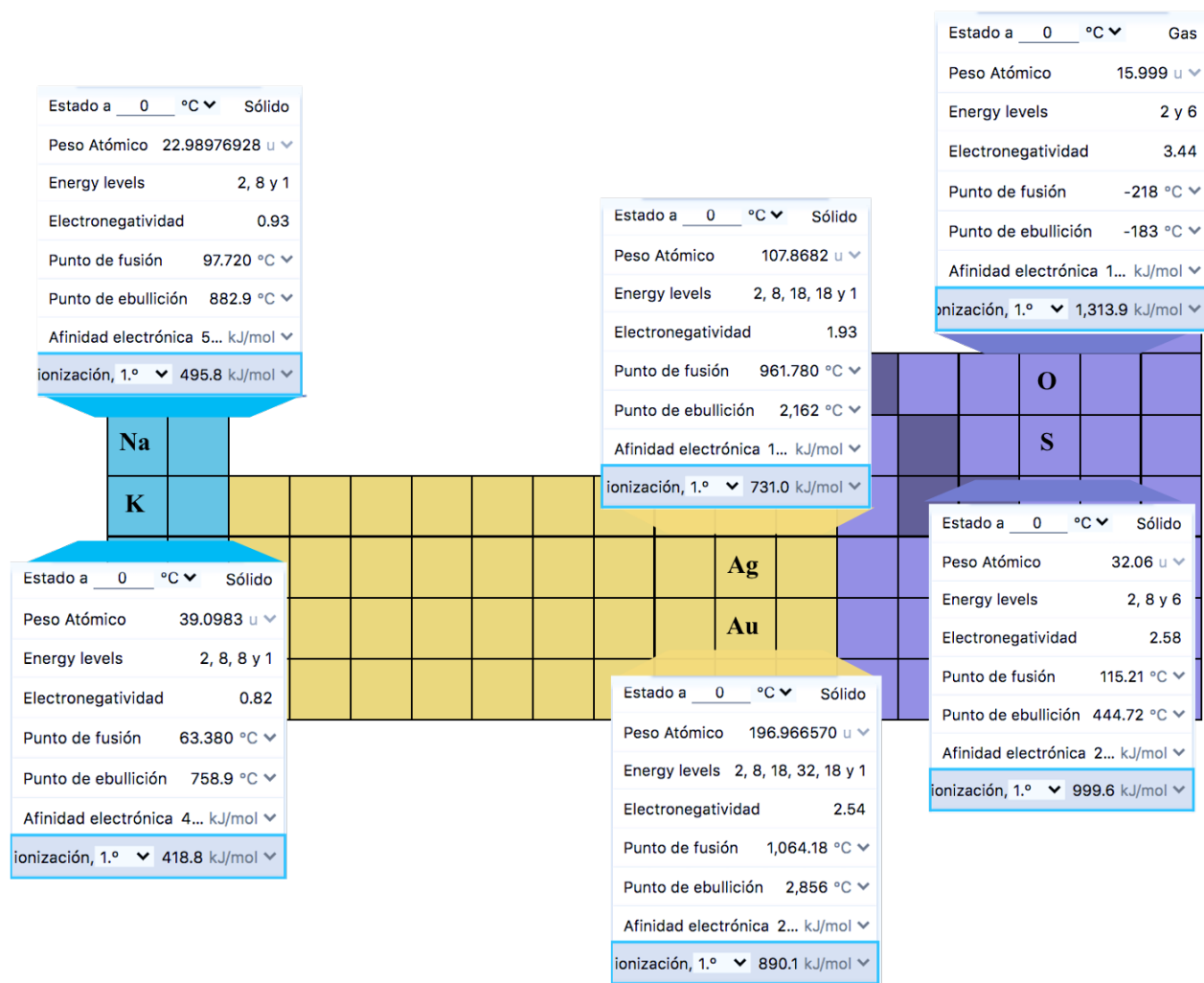


Figura 2.1: Tabla periódica moderna que destaca pares de elementos con propiedades similares.

**ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,**  
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

|      |       |          |          |          |           |        |
|------|-------|----------|----------|----------|-----------|--------|
|      |       |          | Ti=50    | Zr=90    | ?=180.    |        |
|      |       |          | V=51     | Nb=94    | Ta=182.   |        |
|      |       |          | Cr=52    | Mo=96    | W=186.    |        |
|      |       |          | Mn=55    | Rh=104,4 | Pt=197,1. |        |
|      |       |          | Fe=56    | Ru=104,4 | Ir=198.   |        |
|      |       |          | Ni=Co=59 | Pd=106,6 | Os=199.   |        |
|      |       |          | Cu=63,4  | Ag=108   | Hg=200.   |        |
| H=1  |       |          | Be= 9,4  | Mg=24    | Zn=65,2   | Cd=112 |
|      | B=11  | Al=27,3  | ?=68     | Ur=116   | Au=197?   |        |
|      | C=12  | Si=28    | ?=70     | Sn=118   |           |        |
|      | N=14  | P=31     | As=75    | Sb=122   | Bi=210?   |        |
|      | O=16  | S=32     | Se=79,4  | Te=128?  |           |        |
|      | F=19  | Cl=35,5  | Br=80    | I=127    |           |        |
| Li=7 | Na=23 | K=39     | Rb=85,4  | Cs=133   | Tl=204.   |        |
|      |       | Ca=40    | Sr=87,6  | Ba=137   | Pb=207.   |        |
|      |       | ?=45     | Ce=92    |          |           |        |
|      |       | ?Er=56   | La=94    |          |           |        |
|      |       | ?Yt=60   | Di=95    |          |           |        |
|      |       | ?In=75,6 | Th=118?  |          |           |        |

**Д. Менделѣевъ**

Figura 2.2: Tabla periódica de Mendeleyev, obtenida de la referencia 7.

Table from *Annalen der Chemie, Supplementband 7*, 354 (1870).

Periodic table according to Lothar Meyer, 1870

| I.      | II.      | III.     | IV.        | V.       | VI.       | VII.      | VIII.      | IX.      |
|---------|----------|----------|------------|----------|-----------|-----------|------------|----------|
|         | B=11,0   | Al=27,3  |            | --       |           | ?In=113,4 | Tl=202,7   |          |
|         |          |          | --         |          | --        |           | --         |          |
|         | C=11,97  | Si=28    |            | --       |           | Sn=117,8  |            | Pb=206,4 |
|         |          |          | Ti=48      |          | Zr=89,7   |           | --         |          |
|         | N=14,01  | P=30,9   |            | As=74,9  |           | Sb=122,1  |            | Bi=207,5 |
|         |          |          | V=51,2     |          | Nb=93,7   |           | Ta=182,2   |          |
|         | O=15,96  | 31,98    |            | Se=78    |           | Te=128?   |            | --       |
|         |          |          | Cr=52,4    |          | Mo=95,6   |           | W=183,5    |          |
| --      | F=19,1   | Cl=35,38 |            | Br=79,75 |           | I=126,5   |            | --       |
|         |          |          | Mn=54,8    |          | Ru=103,5  |           | Os=198,6 ? |          |
|         |          |          | Fe=55,9    |          | Rh=104,1  |           | Ir=196,7   |          |
|         |          |          | Co=Ni=58,6 |          | Pd=106,2  |           | Pt=196,7   |          |
| Li=7,01 | Na=22,99 | K=39,04  |            | Rb=85,2  |           | Cs=132,7  |            | --       |
|         |          |          | Cu=63,3    |          | Ag=107,66 |           | Au=196,2   |          |
| ?Be=9,3 | Mg=23,9  | Ca=39,9  |            | Sr=87,0  |           | Ba=136,8  |            | --       |
|         |          |          | Zn=64,9    |          | Cd=111,6  |           | Hg=199,8   |          |

Figura 2.3: Tabla periódica de Meyer, obtenida de la referencia 8.

A diferencia de sus antecesores, la tabla de Mendeleyev es la primera basada, de forma conjunta, en los pesos atómicos de Stanislao Cannizzaro (1826-1910) y en las propiedades químicas de los elementos. La primera tabla de Mendeleyev contenía los 63 elementos conocidos e incluía cuatro más, a los que asignó los pesos atómicos 45, 68, 70 y 180, pronosticando el descubrimiento del escandio, el galio, el germanio y el tecnecio, respectivamente.

La tabla periódica fue aproximándose poco a poco a la que conocemos hoy en día; su forma actual se debe a Alfred Werner (1866-1919) y Friedrich Adolf Paneth (1887-1958). La tabla de Werner, propuesta en 1905, se compone de 18 columnas conocidas como **grupos** o **familias** y de 7 filas llamadas **periodos**, como se muestra en la Figura 2.4. La Unión Internacional de Química Pura y aplicada, IUPAC, por las siglas en inglés de la International Union of Pure and Applied Chemistry, recomienda nombrar a los grupos del 1 al 18 de izquierda a derecha, y a los periodos del 1 al 7 de arriba hacia abajo.

|       |       |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     |      |      |      |      |      |       |       |       |      |        |       |       |       |       |       |        |       |       |       |       |  |  |
|-------|-------|-----|-------|-------|-------|--|--|-------|--------|-----|-----|------|------|------|------|------|-------|-------|-------|------|--------|-------|-------|-------|-------|-------|--------|-------|-------|-------|-------|--|--|
|       |       |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     |      |      |      |      |      |       |       |       |      |        |       |       |       |       |       |        |       |       |       |       |  |  |
| H     |       |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     |      |      |      |      |      |       |       |       | He   |        |       |       |       |       |       |        |       |       |       |       |  |  |
| 1.008 |       |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     |      |      |      |      |      |       |       |       | 4    |        |       |       |       |       |       |        |       |       |       |       |  |  |
| Li    |       |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     |      |      |      |      |      |       | Be    |       | B    | C      | N     | O     | F     | Ne    |       |        |       |       |       |       |  |  |
| 7.03  |       |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     |      |      |      |      |      |       | 9.1   |       | 11   | 12     | 14.04 | 16.00 | 19    | 20    |       |        |       |       |       |       |  |  |
| Na    |       |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     |      |      |      |      |      |       | Mg    |       | Al   | Si     | P     | S     | Cl    | Ar    |       |        |       |       |       |       |  |  |
| 23.05 |       |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     |      |      |      |      |      |       | 24.36 |       | 27.1 | 28.4   | 31.0  | 32.06 | 35.45 | 39.95 |       |        |       |       |       |       |  |  |
| K     | Ca    |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     | Sc   | Ti   | V    | Cr   | Mn   | Fe    | Co    | Ni    | Cu   | Zn     | Ga    | Ge    | As    | Se    | Br    | Kr     |       |       |       |       |  |  |
| 39.10 | 40.1  |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     | 44.1 | 48.1 | 51.2 | 52.1 | 55.0 | 55.9  | 59.0  | 58.7  | 63.6 | 65.4   | 70    | 72    | 75.0  | 79.1  | 79.96 | 81.1   |       |       |       |       |  |  |
| Rb    | Sr    |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     | Y    | Zr   | Nb   | Mo   |      |       | Ru    | Rh    | Pd   | Ag     | Cd    | In    | Sn    | Sb    | Te    | J      | X     |       |       |       |  |  |
| 85.4  | 87.6  |     |       |       |       |  |  |       |        |     |     | 89.0 | 90.7 | 94   | 96.0 |      |       | 101.7 | 103.0 | 106  | 107.93 | 112.4 | 114   | 118.5 | 120   | 127.6 | 126.96 | 128   |       |       |       |  |  |
| Cs    | Ba    | La  | Ce    | Nd    | Pr    |  |  | Sa    | Eu     | Gd  | Tb  | Ho   | Er   |      |      | Tu   | Yb    |       |       | Ta   | W      |       |       | Os    | Ir    | Pt    | Au     | Hg    | Tl    | Pb    | Bi    |  |  |
| 133   | 137.4 | 139 | 140   | 143.6 | 140.9 |  |  | 150.3 | 151.73 | 156 | 160 | 162  | 166  |      |      | 171  | 173.0 |       |       | 183  | 184    |       |       | 191   | 193.0 | 194.8 | 197.2  | 200.3 | 204.1 | 206.9 | 208.5 |  |  |
| Ra    |       | La  | Th    |       |       |  |  | U     |        |     |     |      |      |      |      | Ac   |       |       |       |      |        |       |       |       |       |       |        | Pb    |       | Bi    | Te    |  |  |
| 226   |       | ?   | 232.8 |       |       |  |  | 238.5 |        |     |     |      |      |      |      | ?    |       |       |       |      |        |       |       |       |       |       |        | ?     |       | ?     | ?     |  |  |

Figura 2.4: Tabla periódica de Werner, obtenida de la referencia 9.

De la misma manera que está plenamente establecida la contribución de Mendeleyev a la creación de la tabla periódica, no hay duda de que el autor intelectual del concepto de tabla periódica tal y como lo entendemos actualmente, cuyo ordenamiento sigue los números atómicos de los elementos, fue Henry G. J. Moseley (1887-1915). En 1912 Moseley logró determinar el número atómico de alrededor de 40 elementos de la tabla periódica al medir las frecuencias de los rayos X emitidos de los elementos irradiados; cuando realizó el gráfico del número atómico del elemento en función de la raíz cuadrada de la frecuencia, encontró una correlación lineal. Por lo

tanto, la relación de la estructura atómica y del número atómico suponía un criterio adecuado para clasificar a los átomos a partir de su número atómico.

Actualmente, los elementos se organizan según su número atómico y su configuración electrónica. Los periodos (filas) corresponden a los niveles de energía ( $n$ ) y cada nuevo periodo comienza con el inicio del llenado de un nuevo nivel de energía.

1. El primer periodo (nivel 1s) contiene únicamente al hidrógeno y al helio.
2. El segundo periodo (subniveles 2s y 2p) incluye ocho elementos.
3. El tercer periodo (subniveles 3s y 3p) también tiene ocho elementos.
4. El cuarto periodo comienza antes de completar el subnivel 3d, debido a su mayor energía. Por este motivo, los periodos primero, segundo y tercero se separan, permitiendo la inclusión de elementos con electrones en subniveles d a partir del cuarto periodo.
5. En los periodos sexto y séptimo, los elementos con electrones en subniveles f se posicionan fuera de la tabla principal para evitar una extensión excesiva, formando las series de lantánidos y actínidos.

Con este orden en la tabla periódica, es evidente que en cada uno de los grupos o familias (columnas) se encuentran elementos con la misma configuración electrónica en su último nivel de energía o de valencia. Este arreglo muestra que los elementos de un mismo grupo tienen propiedades similares. En la Tabla 2.1 podemos observar la configuración electrónica de los elementos representativos de cada grupo.

Tabla 2.1: Configuración electrónica de la capa de valencia de los elementos de algunos grupos de la tabla periódica.

| Grupo           | Configuración | Grupo          | Configuración |
|-----------------|---------------|----------------|---------------|
| Alcalinos       | $ns^1$        | Nitrogenoideos | $ns^2 np^3$   |
| Alcalinotérreos | $ns^2$        | Calcógenos     | $ns^2 np^4$   |
| Boroideos       | $ns^2 np^1$   | Halógenos      | $ns^2 np^5$   |
| Carbonoideos    | $ns^2 np^2$   | Gases nobles   | $ns^2 np^6$   |

En los metales de transición, los electrones se incorporan progresivamente en los subniveles de tipo d. La configuración electrónica general de estos elementos puede expresarse como:

$$(n-1)d^x ns^2$$

donde  $x$  es un número variable que puede tomar valores del 1 al 10, dependiendo del elemento en cuestión. Esta distribución refleja que los orbitales d del penúltimo nivel energético se van llenando a medida que se avanza en el bloque d de la tabla periódica.

Por otro lado, en el caso de las tierras raras, también conocidas como metales de transición interna, los electrones se añaden principalmente a los subniveles de tipo f. Su configuración electrónica característica es:

$$(n-2)f^y (n-1)d^1 ns^2$$

donde  $y$  puede tomar valores del 1 al 14. Esta configuración indica que los orbitales  $f$  situados dos niveles por debajo del nivel más externo se están llenando, lo que es característico de los elementos de los bloques lantánidos y actínidos.

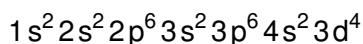
La inversión de las configuraciones electrónicas en los metales de transición, específicamente en los bloques  $d$  y  $f$ , puede parecer un poco contraintuitiva a primera vista, pero la explicaremos de manera sencilla.

La clave está en la **estabilidad energética**. Los electrones buscan siempre la configuración más estable, es decir, aquella que les permita tener la menor energía posible. En los metales de transición, los orbitales  $d$  y  $f$  están muy cercanos en energía. Esta condición energética hace que tengan relevancia los siguientes fenómenos:

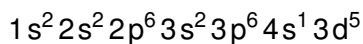
- *Efecto pantalla*: Los electrones en los orbitales  $s$  y  $p$  ejercen un efecto pantalla sobre los electrones en los orbitales  $d$  y  $f$ . Esto significa que reducen la atracción que sienten los electrones  $d$  y  $f$  por el núcleo. Explicaremos este efecto cuando abordemos el tema de carga nuclear efectiva.
- *Penetración de orbitales*: Los orbitales  $d$  y  $f$  tienen una forma más compleja y penetran más cerca del núcleo que los orbitales  $s$  y  $p$ . Esto hace que los electrones en los orbitales  $d$  y  $f$  sientan una mayor atracción por el núcleo.

Cuando los electrones se van añadiendo a un átomo, lo hacen ocupando primero los orbitales de menor energía. Sin embargo, en los metales de transición, la diferencia de energía entre los orbitales  $s$  y  $d$  (o  $f$ ) es tan pequeña que, en ocasiones, es más estable energéticamente que un electrón ocupe un orbital  $d$  (o  $f$ ) antes que un orbital  $s$ .

Por ejemplo, en el cromo (Cr) la configuración electrónica esperada, según el principio de Aufbau sería:



Sin embargo, la configuración más estable es:



¿Por qué? Porque al tener un electrón en el orbital  $4s$  y cinco en el orbital  $3d$ , se logra una configuración semillena en el orbital  $3d$ , lo cual proporciona una mayor estabilidad.

Las inversiones en las configuraciones electrónicas de los metales de transición se producen debido a la compleja interacción entre los electrones y el núcleo, y a la búsqueda de la configuración más estable energéticamente. La estabilidad de una configuración depende de factores como el efecto pantalla, la penetración de los orbitales y la tendencia a llenar o semillenar los subniveles de energía.

Con esta información, la tabla periódica moderna, que actualmente cuenta con 118 elementos, se muestra en la Figura 2.5.

Una manera concisa de expresar la configuración electrónica de un elemento es utilizar la notación del gas noble más cercano que lo precede en la tabla periódica. Esto se hace colo-

|                                      |                 | 1                                               | 2                       | 3                       | 4     | 5    | 6     | 7      | 8       | 9  | 10  | 11      | 12          | 13                      | 14        | 15        | 16                     | 17     | 18 |
|--------------------------------------|-----------------|-------------------------------------------------|-------------------------|-------------------------|-------|------|-------|--------|---------|----|-----|---------|-------------|-------------------------|-----------|-----------|------------------------|--------|----|
|                                      |                 | (Ia)                                            | (IIa)                   | (IIIb)                  | (IVb) | (Vb) | (VIb) | (VIIb) | (VIIIb) |    |     | (Ib)    | (IIb)       | (IIIa)                  | (IVa)     | (Va)      | (VIa)                  | (VIIa) | 0  |
|                                      |                 | Elementos tipo <i>s</i>                         |                         | Elementos tipo <i>d</i> |       |      |       |        |         |    |     |         |             | Elementos tipo <i>p</i> |           |           |                        |        |    |
| P<br>E<br>R<br>I<br>O<br>D<br>O<br>S | Alcalinos       |                                                 |                         |                         |       |      |       |        |         |    |     |         |             |                         |           |           |                        |        |    |
|                                      | Alcalinotérreos |                                                 |                         |                         |       |      |       |        |         |    |     |         |             |                         |           |           |                        |        |    |
|                                      | H               |                                                 |                         |                         |       |      |       |        |         |    |     | Térreos | Carbonoides | Nitrogenoides           | Anfígenos | Halógenos | Gases nobles o inertes |        |    |
|                                      | Li              | Be                                              |                         |                         |       |      |       |        |         |    |     |         | B           | C                       | N         | O         | F                      | He     |    |
|                                      | Na              | Mg                                              |                         |                         |       |      |       |        |         |    |     |         | Al          | Si                      | P         | S         | Cl                     | Ar     |    |
|                                      | K               | Ca                                              | Elementos de transición |                         |       |      |       |        |         |    |     |         | Ga          | Ge                      | As        | Se        | Br                     | Kr     |    |
|                                      | Rb              | Sr                                              | Y                       | Zr                      | Nb    | Mo   | Tc    | Ru     | Rh      | Pd | Ag  | Cd      | In          | Sn                      | Sb        | Te        | I                      | Xe     |    |
|                                      | Cs              | Ba                                              | La <sup>*</sup>         | Hf                      | Ta    | W    | Re    | Os     | Ir      | Pt | Au  | Hg      | Tl          | Pb                      | Bi        | Po        | At                     | Rn     |    |
| Fr                                   | Ra              | Ac <sup>*</sup>                                 | Rf                      | Db                      | Sg    | Bh   | Hs    | Mt     | Ds      | Rg | Uub | Uut     | Uuq         | Uup                     | Uuh       | Uus       | Uuo                    |        |    |
|                                      |                 | Elementos de transición interna (tierras raras) |                         |                         |       |      |       |        |         |    |     |         |             |                         |           |           |                        |        |    |
| Elementos tipo <i>f</i>              |                 | <sup>*</sup>                                    | Ce                      | Pr                      | Nd    | Pm   | Sm    | Eu     | Gd      | Tb | Dy  | Ho      | Er          | Tm                      | Yb        | Lu        |                        |        |    |
|                                      |                 | <sup>*</sup>                                    | Th                      | Pa                      | U     | Np   | Pu    | Am     | Cm      | Bk | Cf  | Es      | Fm          | Md                      | No        | Lw        |                        |        |    |

Figura 2.5: Sistema periódico actual.

cando el símbolo del gas noble entre corchetes y luego agregando la configuración electrónica correspondiente al nivel y subnivel más externos. Por ejemplo, para el magnesio (Mg) se escribe:

**Forma desarrollada:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

**Forma abreviada:**  $[\text{Ne}]3s^2$

### Tabla periódica extendida

Algunos autores como Gary Wulfsberg (referencia 6), Eric Scerri (referencia 10), y Martín Labarca *et al.* (referencia 11), han propuesto representar a la tabla periódica moderna con 32 grupos, en lugar de los 18 convencionales, como se muestra en la figura 2.6.

| Period | 1                           | 2        | 3f                                            | 4f       | 5f       | 6f       | 7f       | 8f       | 9f       | 10f      | 11f      | 12f      | 13f      | 14f       | 15f       | 16f       | 3                                              | 4                                             | 5         | 6        | 7        | 8        | 9        | 10       | 11       | 12       | (13)<br>IIIA                                  | (14)<br>IVA                                   | (15)<br>VA | (16)<br>VIA | (17)<br>VIIA | (18)<br>VIIIA              |          |
|--------|-----------------------------|----------|-----------------------------------------------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|------------------------------------------------|-----------------------------------------------|-----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------------------------------------------|-----------------------------------------------|------------|-------------|--------------|----------------------------|----------|
| 1      | 1s <sup>1</sup><br>1<br>H   |          |                                               |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |                                                |                                               |           |          |          |          |          |          |          |          |                                               |                                               |            |             |              | 1s <sup>2</sup><br>2<br>He |          |
| 2      | 2s <sup>n</sup><br>3<br>Li  | 4<br>Be  |                                               |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |                                                |                                               |           |          |          |          |          |          |          |          | 2s <sup>2</sup> 2p <sup>n-2</sup><br>5<br>B   | 6<br>C                                        | 7<br>N     | 8<br>O      | 9<br>F       | 10<br>Ne                   |          |
| 3      | 3s <sup>n</sup><br>11<br>Na | 12<br>Mg |                                               |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |                                                |                                               |           |          |          |          |          |          |          |          | 3s <sup>2</sup> 3p <sup>n-2</sup><br>13<br>Al | 14<br>Si                                      | 15<br>P    | 16<br>S     | 17<br>Cl     | 18<br>Ar                   |          |
| 4      | 4s <sup>n</sup><br>19<br>K  | 20<br>Ca |                                               |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |                                                | 4s <sup>2</sup> 3d <sup>n-2</sup><br>21<br>Sc | 22<br>Ti  | 23<br>V  | 24<br>Cr | 25<br>Mn | 26<br>Fe | 27<br>Co | 28<br>Ni | 29<br>Cu | 30<br>Zn                                      | 4s <sup>2</sup> 4p <sup>n-2</sup><br>31<br>Ga | 32<br>Ge   | 33<br>As    | 34<br>Se     | 35<br>Br                   | 36<br>Kr |
| 5      | 5s <sup>n</sup><br>37<br>Rb | 38<br>Sr |                                               |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |                                                | 5s <sup>2</sup> 4d <sup>n-2</sup><br>39<br>Y  | 40<br>Zr  | 41<br>Nb | 42<br>Mo | 43<br>Tc | 44<br>Ru | 45<br>Rh | 46<br>Pd | 47<br>Ag | 48<br>Cd                                      | 5s <sup>2</sup> 5p <sup>n-2</sup><br>49<br>In | 50<br>Sn   | 51<br>Sb    | 52<br>Te     | 53<br>I                    | 54<br>Xe |
| 6      | 6s <sup>n</sup><br>55<br>Cs | 56<br>Ba | 6s <sup>2</sup> 4f <sup>n-2</sup><br>57<br>La | 58<br>Ce | 59<br>Pr | 60<br>Nd | 61<br>Pm | 62<br>Sm | 63<br>Eu | 64<br>Gd | 65<br>Tb | 66<br>Dy | 67<br>Ho | 68<br>Er  | 69<br>Tm  | 70<br>Yb  | 6s <sup>2</sup> 5d <sup>n-2</sup><br>71<br>Lu  | 72<br>Hf                                      | 73<br>Ta  | 74<br>W  | 75<br>Re | 76<br>Os | 77<br>Ir | 78<br>Pt | 79<br>Au | 80<br>Hg | 6s <sup>2</sup> 6p <sup>n-2</sup><br>81<br>Tl | 82<br>Pb                                      | 83<br>Bi   | 84<br>Po    | 85<br>At     | 86<br>Rn                   |          |
| 7      | 7s <sup>n</sup><br>87<br>Fr | 88<br>Ra | 7s <sup>2</sup> 5f <sup>n-2</sup><br>89<br>Ac | 90<br>Th | 91<br>Pa | 92<br>U  | 93<br>Np | 94<br>Pu | 95<br>Am | 96<br>Cm | 97<br>Bk | 98<br>Cf | 99<br>Es | 100<br>Fm | 101<br>Md | 102<br>No | 7s <sup>2</sup> 6d <sup>n-2</sup><br>103<br>Lr | 104<br>Rf                                     | 105<br>Ha | 106      | 107      |          | 109      |          |          |          |                                               |                                               |            |             |              |                            |          |

To obtain the characteristic valence electron configuration of an element, use the formulas given, in which *n* refers to the numerical part of the group designation. Thus for Np, in group 7f, the characteristic valence electron configuration 7s<sup>2</sup>5f<sup>n-2</sup> is 7s<sup>2</sup>5f<sup>3</sup>.

The group designations given in parentheses are those recommended by the American Chemical Society Division of Inorganic Chemistry Nomenclature Committee.

Figura 2.6: Tabla periódica extendida o de 32 grupos, obtenida de la referencia 6.

La tabla periódica de 32 grupos constituye una representación extendida del formato tradicional que incorpora las series de lantánidos y actínidos como parte integral de la estructura principal. Esta disposición organiza los elementos químicos en 32 columnas verticales, reflejando de manera más completa las propiedades periódicas y eliminando la separación convencional de los elementos de tierras raras.

La integración directa de los elementos del bloque f en la tabla principal ofrece varias ventajas significativas:

- **Continuidad periódica:** Las tendencias en configuraciones electrónicas y propiedades químicas se visualizan de forma ininterrumpida a lo largo de todos los periodos.
- **Relaciones entre elementos:** Se facilita la comprensión de las relaciones entre elementos de los bloques d y f, especialmente en términos de sus configuraciones electrónicas.
- **Predicción de propiedades:** La estructura permite una mejor predicción de las propiedades químicas basada en la posición del elemento en la tabla.



Esta organización resalta la importancia de las interacciones entre electrones en capas internas y su influencia en el comportamiento químico. Los elementos de transición interna, al estar integrados en la secuencia principal, muestran claramente cómo las configuraciones electrónicas de los orbitales f afectan las propiedades químicas observables, proporcionando una herramienta más efectiva para el análisis y predicción del comportamiento elemental.

### Ejemplo 2.1: Configuraciones electrónicas en acción

Considera a tres elementos cuyos números atómicos son 19, 23 y 48. Define la configuración electrónica de cada uno de ellos en el estado fundamental. Explica en función de su configuración electrónica, ¿cuáles de estos elementos se encuentran en el mismo periodo o en el mismo grupo?

#### Estrategia:

Como se trata de elementos neutros, es decir, sin carga en su estado basal, el número de protones en el núcleo es igual al número de electrones; debemos recordar que el número atómico ( $Z$ ) representa el número de protones que tiene un átomo en su núcleo.

#### Solución:

La configuración electrónica de los primeros 3 elementos es:

**$Z = 19$ :**  $[\text{Ar}]4s^1$

**$Z = 23$ :**  $[\text{Ar}]4s^23d^3$

**$Z = 48$ :**  $[\text{Kr}]5s^24d^{10}$

Para el cuarto elemento:

**$Z = 30$ :**  $[\text{Ar}]4s^23d^{10}$

Al comparar la configuración del elemento 30 con los elementos 19 y 23 podemos ver que los 3 se encuentran en el mismo periodo (la fila 4 de la tabla), porque los tres tienen el mismo valor máximo de  $n$  (número cuántico principal), esto es  $n = 4$ .

Por otro lado, si comparamos el elemento 30 con el 48, podemos ver que los dos comparten la misma “ocupación” de los orbitales  $s$  y  $d$ , pero con diferencia de una unidad en sus valores de  $n$ . Esto implica que los elementos 30 y 48 están en una misma columna o familia. Evidentemente, el elemento 30 debe estar arriba del elemento 48 en la tabla periódica. Finalmente, podemos identificar a cada uno de los elementos:

**$Z = 19$ :** Potasio (K)

**$Z = 23$ :** Vanadio (V)

**$Z = 30$ :** Zinc (Zn)

**$Z = 48$ :** Cadmio (Cd) ■

#### Verificación:

Revisando una tabla periódica podemos validar las respuestas.

**Ejemplo 2.2: Problema con los electrones de valencia**

Escribe el conjunto completo de números cuánticos del electrón más externo del Cloro (Cl) en su estado basal o fundamental.

**Estrategia:**

Como se trata del elemento Cl (sin carga) en su estado fundamental, el número atómico (Z) del Cloro es 17, por lo tanto, tiene 17 protones y 17 electrones.

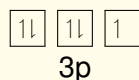
**Solución:**

La configuración electrónica del Cloro es:

$$Z = 17: [\text{Ne}]3s^2 3p^5$$

De esta configuración podemos ver que el nivel n más alto en energía y ocupado es el 3, pero hay dos subniveles de energía diferentes, s y p. Estrictamente, no hay un sólo electrón “más externo” sino al menos 5 electrones si consideramos al subnivel p como el más externo. Pero si consideramos al nivel  $n = 3$  como el más externo, entonces tendremos 7 electrones en lugar de 5. Este es un problema común al usar un concepto ambiguo como “electrones más externos”. Sin embargo, el problema se resolverá estableciendo un convenio: *vamos a considerar a los electrones más externos como aquellos que se encuentran en el subnivel ocupado más alto en energía.*

Con este convenio, para el Cl los electrones más externos son los que se encuentran en el subnivel  $3p^5$ . Esto implica que no sólo es un electrón, sino 5. Escribiendo la configuración en un esquema, los 5 electrones se acomodan de la siguiente manera:



Con esta información, podemos escribir el conjunto de números cuánticos para cada uno de estos electrones:

1.  $(3, 1, 1, \frac{1}{2})$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline 1 & & \\ \hline \end{array}$

4.  $(3, 1, 1, -\frac{1}{2})$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \downarrow & & \\ \hline \end{array}$

2.  $(3, 1, 0, \frac{1}{2})$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline & 1 & \\ \hline \end{array}$

5.  $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline & \downarrow & \\ \hline \end{array}$

3.  $(3, 1, -1, \frac{1}{2})$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline & & 1 \\ \hline \end{array}$

**Verificación:**

Si revisamos las opciones, todas tienen combinación de números cuánticos diferentes, además de cumplir con la regla de Hund y el principio de exclusión de Pauli.

## Átomos e iones

Un ion es un átomo que ha cedido o ganado electrones, por lo tanto, adquiere una carga eléctrica, positiva formando un catión o negativa formando un anión. Para escribir la configuración electrónica de un ion, es necesario contar el número de electrones presentes.

- Los átomos neutros pierden electrones para formar cationes. Cada ion positivo busca adquirir la configuración electrónica estable de un gas noble.

| Elemento neutro | Conf. elec.            | Catión           | Conf. elec. ion |
|-----------------|------------------------|------------------|-----------------|
| Na              | $[\text{Ne}]3s^1$      | $\text{Na}^+$    | $[\text{Ne}]$   |
| Ca              | $[\text{Ar}]4s^2$      | $\text{Ca}^{2+}$ | $[\text{Ar}]$   |
| Al              | $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$ | $\text{Al}^{3+}$ | $[\text{Ne}]$   |

- Los átomos neutros ganan electrones para formar aniones. Cada ion negativo busca alcanzar la configuración electrónica estable de un gas noble.

| Elemento neutro | Conf. elec.      | Anión           | Conf. elec. ion                |
|-----------------|------------------|-----------------|--------------------------------|
| F               | $1s^2 2s^2 2p^5$ | $\text{F}^-$    | $1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]$ |
| O               | $1s^2 2s^2 2p^4$ | $\text{O}^{2-}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]$ |
| N               | $1s^2 2s^2 2p^3$ | $\text{N}^{3-}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]$ |

En el caso de los cationes formados a partir de un metal de transición, se debe establecer que los primeros electrones que se pierden siempre son los del orbital **ns** y posteriormente se pierden los electrones de los orbitales **(n-1)d**. Por ejemplo:

| Átomo o ion      | Configuración electrónica                |
|------------------|------------------------------------------|
| Fe               | $[\text{Ar}]4s^2 3d^6$                   |
| $\text{Fe}^{2+}$ | $[\text{Ar}]4s^0 3d^6 = [\text{Ar}]3d^6$ |
| $\text{Fe}^{3+}$ | $[\text{Ar}]4s^0 3d^5 = [\text{Ar}]3d^5$ |
| Mn               | $[\text{Ar}]4s^2 3d^5$                   |
| $\text{Mn}^{2+}$ | $[\text{Ar}]4s^0 3d^5 = [\text{Ar}]3d^5$ |

Cuando dos o más átomos e iones presentan el mismo número de electrones decimos que forman una serie isoelectrónica, que se caracteriza porque todos los miembros de la serie tienen la misma configuración electrónica. Por ejemplo, los iones de la siguiente tabla son una serie isoelectrónica del neón (Ne).

| Átomo o ion      | Configuración electrónica      |
|------------------|--------------------------------|
| $\text{Na}^+$    | $1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]$ |
| $\text{Al}^{3+}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]$ |
| $\text{F}^-$     | $1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]$ |
| $\text{O}^{2-}$  | $1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]$ |
| $\text{N}^{3-}$  | $1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]$ |



Estableceremos el siguiente convenio: *“Los electrones de valencia son aquellos que tienen el mayor número cuántico principal  $n$ ”*. Así, los electrones de valencia para cada elemento se pueden identificar en la tabla periódica según el grupo o familia (columna) a la que pertenezca (Figura 2.7); el número indica los electrones de valencia de cada familia.

Los electrones de valencia están estrechamente relacionados con la configuración electrónica de los átomos.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 2.1.** Analiza la tabla periódica para responder: ¿cuáles de los períodos contienen 8, 18, y 32 elementos?

**Ejercicio 2.2.** Explica por qué los elementos químicos de la tabla periódica se han clasificado en metales, no metales y metaloides.

**Ejercicio 2.3.** Dibuja un esquema de la tabla periódica e indica dónde se localizan los metales, los no metales y los metaloides.

**Ejercicio 2.4.** Los metales y los no metales presentan propiedades muy diferentes. Elabora una tabla donde se comparen algunas de las propiedades físicas y químicas. Sugerencia: puedes emplear elementos del mismo periodo para una mejor comparación.

**Ejercicio 2.5.** Proporciona la definición de elemento representativo. Describe el nombre y símbolo de al menos 2 elementos representativos de un periodo.

**Ejercicio 2.6.** Explica claramente qué son los electrones de valencia.

**Ejercicio 2.7.** Los elementos representativos se caracterizan porque el número de electrones de valencia y el grupo en el que se localizan, del IA al VIIIA, son iguales. Con base en el sistema periódico moderno, considera el siguiente grupo de elementos para comprobar la afirmación previa: Ga, Na, Br, N, S, Si.

**Ejercicio 2.8.** Para el átomo de Ca, cuyo número atómico es 20:

- Representa su configuración electrónica en su estado fundamental.
- Indica si el calcio es paramagnético o diamagnético.
- Emplea la configuración electrónica para determinar el conjunto de números cuánticos ( $n, l, m_l, m_s$ ) de los electrones de valencia.

**Ejercicio 2.9.** Las siguientes especies químicas se localizan en el mismo periodo y corresponden al boro y al flúor y sus iones más comunes: B, F,  $B^{3+}$ ,  $F^{-}$ . Analiza la serie y contesta:

- ¿Qué especies son paramagnéticas?
- ¿Cuántos electrones no apareados tiene cada especie?
- ¿Qué especies tienen configuración de gas noble?

d) Indica el gas noble con el que estas especies son isoelectrónicas.

**Ejercicio 2.10.** En función del número de electrones no apareados, indica cuáles de los siguientes elementos son paramagnéticos.

- a) Ca                      b) N                      c) Br                      d) Tl

**Ejercicio 2.11.** Escribe el símbolo del gas noble que sea isoelectrónico con cada una de las siguientes especies:

- a)  $I^-$                                       b)  $Ba^{2+}$

**Ejercicio 2.12.** Sin consultar la tabla periódica, analiza las siguientes configuraciones electrónicas e identifica el periodo y el grupo al que pertenece cada elemento:

- a)  $[Xe]6s^1$                       b)  $[Ar]4s^2$                       c)  $[Kr]5s^2 4d^{10}$                       d)  $[He]2s^2 2p^1$

**Ejercicio 2.13.** Analiza las siguientes configuraciones electrónicas y sin consultar la tabla periódica, identifica si se trata de: gas noble, halógeno, alcalino o elemento de transición.

- a)  $[Ne]3s^1$                       b)  $1s^2 2s^2 2p^6$                       c)  $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$                       d)  $[Kr]5s^2 4d^2$

**Ejercicio 2.14.** Escribe la fórmula (símbolo y carga) para cuatro átomos o iones que sean isoelectrónicos con cada uno de los siguientes iones:

- a)  $Br^-$                       b)  $O^{2-}$                       c) Xe                      d)  $Ca^{2+}$

**Ejercicio 2.15.** Para cada uno de los siguientes elementos nuevos o no descubiertos, indica en qué grupo estarían y cuál sería la configuración electrónica para los electrones más externos (de valencia):

- a) 119                      b) 120                      c) 121                      d) 122

**Ejercicio 2.16.** El elemento con número atómico 78 es un:

- a) Un halógeno.                      b) Un gas noble.                      c) Un lantánido.                      d) Un metal de transición.

**Ejercicio 2.17.** Aquí hay símbolos para cinco de los nueve elementos de la tabla periódica cuyos nombres comienzan con la letra S: Si, Sr, S, Sn y Sm. Identifica cada símbolo con una de las siguientes descripciones.

- a) Un elemento radiactivo.                      b) Un sólido no conductor.                      c) Un metaloide.  
d) Un metal.                      e) Un elemento alcalinotérreo.

## 2.2 Tamaños de los átomos, radio atómico y radio iónico

Los elementos en la tabla periódica tienen una relación directa entre su número atómico y su configuración electrónica. Derivado de esto, las propiedades físicas y químicas presentan tendencias periódicas. De acuerdo con la mecánica cuántica, los átomos están constituidos por:

- Un **núcleo** donde residen los protones (partículas-ondas con carga positiva,  $p^+$ ) y los neutrones (partículas-ondas sin carga,  $n^0$ ).
- **Orbitales** o regiones de mayor probabilidad donde se podrían “localizar” a los electrones (partículas-ondas con carga negativa,  $e^-$ ).

En un átomo hay interacciones electrostáticas de 2 tipos:

**Interacciones atractivas:** protón-electrón.

**Interacciones repulsivas:** electrón-electrón y protón-protón.

La fuerza de estas interacciones se pueden medir usando la ley de Coulomb

$$F = k_e \frac{|q_1 \cdot q_2|}{r^2} \quad (2.1)$$

donde  $F$  es la magnitud de la fuerza eléctrica (N),  $q_1$  y  $q_2$  son las cargas eléctricas (C),  $r$  es la distancia entre las cargas (m) y  $k_e$  es la constante de Coulomb, cuyo valor en el vacío es  $k_e \approx 8.99 \times 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 / \text{C}^2$ . Estas interacciones están determinadas por la configuración electrónica de cada átomo.

Por ejemplo: en el átomo de hidrógeno (H), el único electrón del nivel 1 s es atraído por el protón del núcleo con cierta fuerza electrostática; sin embargo, en el helio (He) cada electrón del nivel 1 s se ve atraído por 2 protones del núcleo, por lo que las fuerzas de atracción son mayores.

En los átomos polielectrónicos, cada electrón de valencia que experimenta fuerzas atractivas y repulsivas, es atraído hacia el núcleo por la carga positiva y repelido por los demás electrones al tener la misma carga.

En términos generales, hay muchas fuerzas repulsivas que no se pueden analizar con exactitud. Sin embargo, podemos realizar una estimación de la atracción neta que sufre cada electrón de valencia por el núcleo y el resto de los electrones del elemento, a través del cálculo de la carga nuclear efectiva.

Este método permite considerar a cada electrón de valencia individualmente, es decir, podemos evaluar cómo afecta a un electrón el campo eléctrico neto generado por el núcleo y la repulsión de los demás electrones en un átomo.

### Carga nuclear efectiva

La carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , se puede definir como la carga que afecta a un electrón considerando las interacciones atractivas ejercidas por el núcleo, es decir, la carga nuclear real ( $Z$ ) y las interacciones repulsivas que ejercen los demás electrones, conocido como el efecto pantalla ( $\sigma$ ).

La carga nuclear efectiva, se puede calcular restando a la carga real ( $Z$ ) la constante de apantallamiento ( $\sigma$ ), de acuerdo con la ecuación:

$$Z_{ef} = Z - \sigma \quad (2.2)$$

La constante de apantallamiento ( $\sigma$ ) depende del orbital donde se encuentre el electrón considerado; generalmente nos referimos a los electrones de valencia. John C. Slater (1900-1976) propuso una forma de calcular la constante de apantallamiento, conocida como **reglas de Slater** (ver referencia 13):

1. Escribimos la configuración electrónica del átomo en la siguiente forma:  
 $(1s^2), (2s^2, 2p^6), (3s^2, 3p^6), (3d^{10}), (4s^2, 4p^6), (4d^{10}), (4f^{14}), (5s^2, 5p^6)$ , así sucesivamente.
2. Identificamos el electrón de interés e ignoramos todos los electrones de los grupos superiores (a la derecha en la lista del Paso 1). Estos no apantallan o protegen a los electrones de los grupos inferiores. Usaremos el término *proteger* como sinónimo de *apantallar*.
3. Las reglas de Slater ahora se dividen en dos casos:
  - El apantallamiento experimentado por un electrón s o p,
    - Los electrones dentro del mismo grupo apantallan 0.35 , excepto los electrones del nivel  $n = 1$  que protegen 0.30.
    - Los electrones dentro del grupo  $n - 1$  protegen 0.85.
    - Los electrones dentro de los grupos  $n - 2$  o inferiores protegen 1.00
  - El apantallamiento que experimentan los electrones de valencia *nd* o *nf*.
    - Electrones dentro del mismo grupo apantallan 0.35
    - Los electrones dentro de los grupos inferiores protegen 1.00

La constante  $\sigma$  se obtiene sumando las contribuciones de cada electrón, las cuales varían en función del tipo de orbital y el subnivel. A continuación se muestra la Tabla 2.2 con la contribución del tipo de orbital y subnivel en la constante de apantallamiento.

Tabla 2.2: Reglas de Slater para el cálculo de las constantes de apantallamiento.

| Grupo           | Otros electrones del nivel $n$ | Electrones del nivel $n - 1$ | Electrones de niveles menores que $n - 1$ |
|-----------------|--------------------------------|------------------------------|-------------------------------------------|
| $1s$            | 0.30                           | $\vdots$                     | $\vdots$                                  |
| $[ns, np]$      | 0.35                           | 0.85                         | 1.0                                       |
| $[nd]$ o $[nf]$ | 0.35                           | 1.0                          | 1.0                                       |



Los parámetros de apantallamiento de la Tabla 2.2 se obtuvieron mediante métodos semiempíricos, que combinan datos experimentales con simplificaciones teóricas. Esta aproximación resulta necesaria debido a las limitaciones computacionales y a la complejidad de los cálculos cuánticos para sistemas atómicos de muchos electrones.

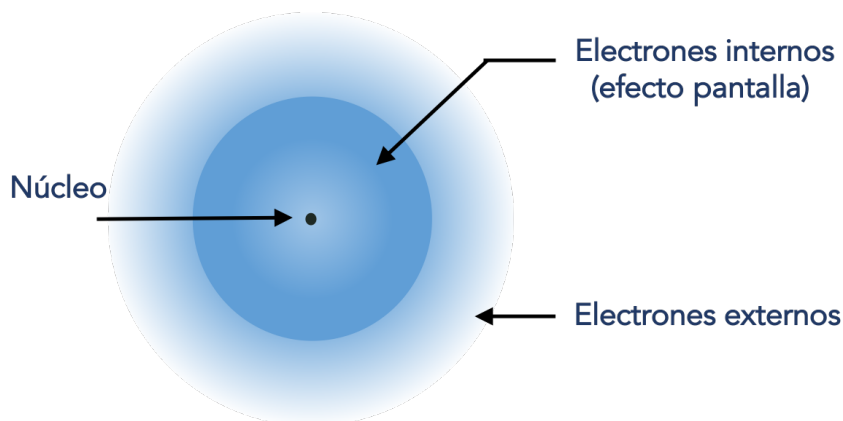


Figura 2.8: Representación esquemática del efecto pantalla en un átomo.

El **efecto pantalla** es una consecuencia de las repulsiones electrónicas, como se ilustra en la Figura 2.8. Este efecto se manifiesta porque los electrones de los niveles más externos se ven menos atraídos por el núcleo, de lo que debería esperarse, debido al apantallamiento de los electrones ubicados en los niveles más internos del átomo.

Es de esperarse que la carga nuclear efectiva sea menor que la carga nuclear real ( $Z_{ef} < Z$ ), debido a que la primera considera el efecto pantalla que ejercen los electrones internos presentes en el átomo.

En la siguiente tabla se muestran los valores de la carga nuclear efectiva y la carga nuclear real para los elementos del segundo periodo, se puede apreciar cierta tendencia:

|          | Li  | Be  | B   | C    | N   | O    | F   | Ne   |
|----------|-----|-----|-----|------|-----|------|-----|------|
| $Z$      | 3   | 4   | 5   | 6    | 7   | 8    | 9   | 10   |
| $Z_{ef}$ | 1.3 | 2.0 | 2.6 | 3.25 | 3.9 | 4.55 | 5.2 | 5.85 |

Y a lo largo de una familia o grupo:

|          | Li   | Na   | K    | Rb   | Cs   |
|----------|------|------|------|------|------|
| $Z$      | 3    | 11   | 19   | 37   | 55   |
| $Z_{ef}$ | 1.28 | 2.51 | 3.50 | 4.98 | 6.36 |

De las tablas anteriores, se puede observar que la carga nuclear efectiva tiene un comportamiento periódico. Para los elementos representativos, la tendencia es aumentar conforme nos movemos de izquierda a derecha en un periodo y de arriba hacia abajo en un grupo.

**Ejemplo 2.4: Carga nuclear efectiva**

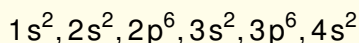
¿Cuál es la carga nuclear efectiva que experimenta un electrón de valencia  $s$  en el calcio (Ca)?

**Estrategia:**

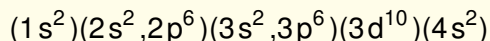
Para resolver este problema, es necesario determinar la configuración electrónica del calcio e identificar el electrón de interés. Después usamos la regla de Slater adecuada para calcular la constante de apantallamiento del electrón y con ayuda de la tabla periódica determinamos la carga nuclear real del calcio. Finalmente, determinamos la carga nuclear efectiva.

**Solución:**

La configuración electrónica del calcio es:



Podemos ver que hay dos electrones de valencia en el calcio, que residen en el subnivel  $4s$ . Agrupando la configuración electrónica como o sugieren las reglas de Slater, tenemos:



- Hay un electrón en el orbital  $4s$ , lo que contribuye con 0.35.
- Hay ocho electrones en los orbitales  $3s$  y  $3p$ , los que contribuye con 0.85.
- Hay diez electrones entre los orbitales  $2s$  y  $2p$  y los  $1s$ , que contribuyen con 1.0.

Por lo tanto, la constante de apantallamiento es:

$$\sigma = 1(0.35) + 8(0.85) + 10(1.0) = 17.15$$

Usando la tabla periódica, vemos que el calcio tiene un número atómico de 20, por tanto, su carga nuclear es igual a 20 ( $Z = 20$ ). Finalmente, la carga nuclear efectiva se calcula usando la ecuación 2.2:

$$Z_{ef} = Z - \sigma = 20 - 17.15 = \mathbf{2.85}$$

■

**Verificación:**

Como las operaciones son simples, el resultado es correcto.

**Radio Atómico**

En general, existe una relación directa entre la mayoría de las propiedades físicas, como los puntos de fusión, puntos de ebullición, propiedades magnéticas, etc. y el radio atómico.

En modelos atómicos anteriores a la mecánica cuántica, se consideraba que los átomos eran duros y esféricos, sin embargo, ahora se sabe que tanto los átomos como los iones no presentan fronteras claramente definidas en las que su densidad electrónica sea cero.

Actualmente el tamaño de un átomo se determina en función de su radio atómico, el cual se considera como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes, ya sea un metal, una molécula diatómica o moléculas poliatómicas.

El radio atómico muestra un comportamiento periódico. Para los elementos representativos, la tendencia es aumentar conforme nos movemos de derecha a izquierda en un periodo y de arriba hacia abajo en un grupo, como se ilustra en la Figura 2.9.

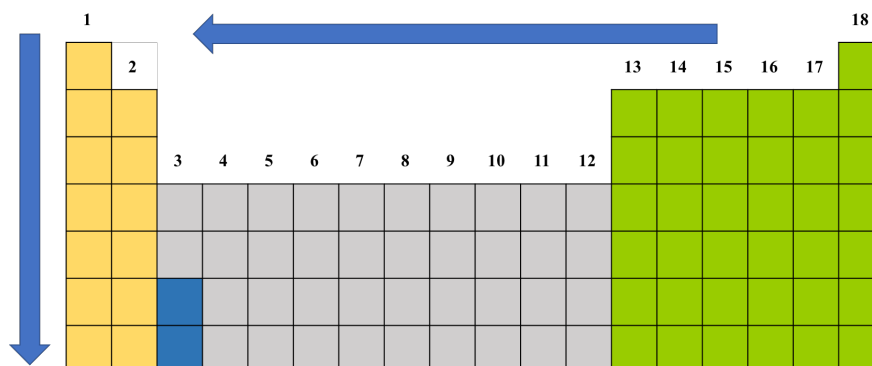


Figura 2.9: Tendencia periódica del radio atómico. El sentido de la flecha indica un mayor valor de la propiedad.

### Ejemplo 2.5: Tamaños de los átomos

Ordena de manera decreciente de su radio atómico al siguiente conjunto de átomos: C, Li, Be.

#### Estrategia:

Para ordenar un grupo de átomos, es necesario responderse las siguientes preguntas: ¿cuáles son las tendencias de los radios atómicos?, ¿qué elementos se localizan en el mismo periodo o grupo?

#### Solución:

En la tabla periódica podemos ver que el C, Li y Be están en el mismo periodo, por lo tanto el átomo más pequeño será el que esté a la derecha de ese periodo (el Carbono) y el átomo más grande será el que esté a la izquierda de ese periodo (el Litio). A partir de este análisis tenemos que los átomos propuestos se ordenan de forma decreciente de radio atómico, como:

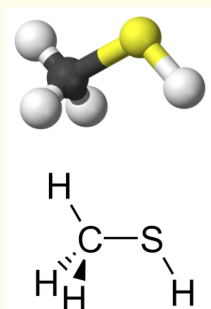
**Li > Be > C.** ■

#### Verificación:

Usando una tabla periódica, podemos ver que los valores del radio atómico son: Li = 1.34 Å, Be = 0.90 Å y C = 0.77 Å.

**Ejemplo 2.6: Distancia de enlace**

El gas empleado en la cocina es inodoro, en caso de fuga no sería detectado y por lo tanto, representa un peligro para la salud, ya sea por peligro de asfixia o explosión. Para resolver este problema se le adicionan sustancias con olores fuertes y que sean detectadas en caso de fuga. El ejemplo más común es el metanotiol, más conocido como metilmercaptano, cuya fórmula es  $\text{CH}_3\text{SH}$ . Emplea los radios atómicos para establecer las distancias de enlace entre C–S, C–H y S–H del metanotiol.

**Estrategia:**

En esta molécula tenemos tres enlaces diferentes. Supondremos que cada longitud de enlace es la suma de los radios de los dos átomos implicados.

**Solución:**

$$\begin{aligned}
 \text{Longitud de enlace C – S} &= \text{radio atómico del C} + \text{radio atómico del S} \\
 &= 0.77 \text{ \AA} + 1.03 \text{ \AA} = \mathbf{1.80 \text{ \AA}} \\
 \text{Longitud de enlace C – H} &= 0.77 \text{ \AA} + 0.37 \text{ \AA} = \mathbf{1.14 \text{ \AA}} \\
 \text{Longitud de enlace S – H} &= 1.03 \text{ \AA} + 0.37 \text{ \AA} = \mathbf{1.30 \text{ \AA}}
 \end{aligned}$$

**Verificación:**

Las distancias de enlace descritas en la literatura son C–S = 1.82 Å, C–H = 1.10 Å y S–H = 1.33 Å. Cabe mencionar que las longitudes de los enlaces con hidrógeno muestran desviaciones más grandes respecto a los calculados con los radios atómicos, que aquellos enlaces donde no hay hidrógeno presente.

**Radio iónico**

El **radio iónico** es el radio que presenta un átomo cuando ha ganado o perdido electrones, se mide experimentalmente usando difracción de rayos X.

Un átomo neutro forma un catión cuando son removidos los electrones que se encuentran en el último nivel de energía ocupado, es decir, los más alejados del núcleo y que se conocen como electrones de valencia. Cuando se pierde uno o más electrones, las repulsiones electrón-electrón disminuyen, esto provoca una disminución en el tamaño del catión. Significa que un catión tiene un

menor tamaño que el átomo neutro.

Por el contrario, cuando el lugar de perder, un átomo gana electrones, existe un incremento de los efectos repulsivos electrón-electrón, provocando un distanciamiento entre los electrones y, por lo tanto, ocupando mayor espacio, esto significa que un anión tendrá un mayor tamaño que el átomo neutro.

Por otra parte, en un grupo, como los alcalinos, donde los átomos forman cationes con la misma carga, su tamaño aumenta de arriba hacia abajo en la tabla periódica. Sin embargo, hay que hacer hincapié en que la tendencia periódica del radio iónico se observa por bloques, los cationes por una parte y los aniones por la otra.

### Ejemplo 2.7: Tamaños de los iones

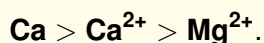
Ordena los siguientes átomos e iones, de forma decreciente en su tamaño:  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Ca}$ .

#### Estrategia:

Para ordenar un grupo de iones y átomos neutros, necesitamos responder las siguientes preguntas: ¿Cómo son las tendencias para los radios atómicos e iónicos?, ¿qué átomos o iones se ubican en el mismo periodo o en el mismo grupo?

#### Solución:

Los átomos neutros son de mayor tamaño que los cationes que forman, por lo tanto, el  $\text{Ca}^{2+}$  es de menor tamaño que el  $\text{Ca}$ . Y dado que el  $\text{Mg}$  está en el mismo grupo, pero arriba que el  $\text{Ca}$ , el catión  $\text{Mg}^{2+}$  es más pequeño que el catión  $\text{Ca}^{2+}$ , por lo tanto, el orden decreciente es:



#### Verificación:

Usando una tabla periódica, podemos ver que los radios iónicos son:  $\text{Ca} = 1.74 \text{ \AA}$ ,  $\text{Ca}^{2+} = 0.99 \text{ \AA}$  y  $\text{Mg}^{2+} = 0.66 \text{ \AA}$ .

## Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 2.18.** Explica cómo se mide el radio atómico.

**Ejercicio 2.19.** De acuerdo con el modelo atómico propuesto por la mecánica cuántica, los electrones no giran alrededor del núcleo en trayectorias definidas como se plantea en el modelo atómico de Bohr, sino que se pueden mover en regiones del espacio más probables, regiones llamadas orbitales o nubes electrónicas. Con base en lo anterior, ¿consideras que tiene sentido hablar de un radio bien definido para un átomo? Justifica tu respuesta.

**Ejercicio 2.20.** La distancia de enlace entre el arsénico e hidrógeno en el hidruro de arsénico, conocido como arsano, es de  $1.519 \text{ \AA}$  y fue determinada experimentalmente. Determina la longitud

del enlace As-H empleando sus radios atómicos y compáralo con el valor experimental.

**Ejercicio 2.21.** Explica a qué se deben las diferencias de radios atómicos entre el átomo de He y el de H.

**Ejercicio 2.22.** Explica a qué se deben las diferencias de radios atómicos entre el átomo de He y el de Ne.

**Ejercicio 2.23.** A partir de las respuestas de los ejercicios 2.21 y 2.22, contesta lo siguiente:

- a) Indica la tendencia periódica del radio atómico a lo largo de un periodo en la tabla periódica.
- b) Si nos movemos de arriba hacia abajo en la tabla periódica, ¿cuál es la tendencia del radio atómico?

**Ejercicio 2.24.** Para cada par de átomos ¿cuál tiene el mayor radio atómico?

- |            |            |            |
|------------|------------|------------|
| a) Na o K  | b) K o Ca  | c) Cl o Br |
| d) Br o Cr | e) Te o Br | f) Ca o Cs |
| g) N o O   | h) O o P   | i) Al u Au |

**Ejercicio 2.25.** ¿Qué es radio iónico?

**Ejercicio 2.26.** Cuando un átomo se convierte en un ion, este sufre un cambio en su tamaño. Explica brevemente a qué se debe ese cambio de tamaño cuando el átomo se convierte en:

- a) Un catión.
- b) Un anión.

**Ejercicio 2.27.** ¿Por qué los aniones son de mayor tamaño que los cationes en iones isoelectrónicos?

**Ejercicio 2.28.** Cuando un átomo de sodio se convierte en un ion monoatómico:

- a) ¿Cuántos electrones pierde o gana?
- b) ¿Qué átomo de gas noble tiene la misma cantidad de electrones que un ion sodio?

**Ejercicio 2.29.** Cuando los átomos de oxígeno y azufre se convierten en iones monoatómicos:

- a) ¿Cuántos electrones pierde o gana cada uno?
- b) ¿Qué átomo de gas noble tiene la misma cantidad de electrones que un ion oxígeno?
- c) ¿Qué átomo de gas noble tiene la misma cantidad de electrones que un ion sulfuro?

**Ejercicio 2.30.** Ordena los siguientes elementos en forma decreciente del radio atómico:

- |                   |                    |                      |
|-------------------|--------------------|----------------------|
| a) O, P, Si, Ge   | b) Mg, K, Na, Rb   | c) F, O, Ne, S       |
| d) Ca, Al, Mg, Ba | e) Al, B, C, K, Na | f) Ca, Rb, P, Ge, Sr |

**Ejercicio 2.31.** Ordena de menor a mayor radio iónico a las siguientes especies:  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{F}^{-}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ .

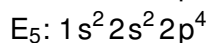
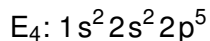
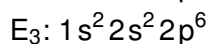
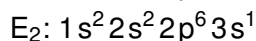
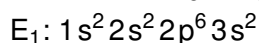
**Ejercicio 2.32.** Ordena de menor a mayor radio iónico a las siguientes especies:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^{+}$ ,  $\text{K}^{+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ .

**Ejercicio 2.33.** Explica cuál es la tendencia en el radio iónico conforme nos movemos en un grupo o familia en la tabla periódica. Analízalo para los metales alcalino-terreos (carga  $2^{+}$ ) y los calcógenos (del oxígeno, carga  $2^{-}$ ).

**Ejercicio 2.34.** Empleando el tercer periodo de la tabla periódica, explica como es la tendencia en el radio iónico.

**Ejercicio 2.35.** Todas las especies isoelectrónicas que se describe en los libros de texto tienen configuraciones electrónicas de gases nobles. ¿Pueden dos iones ser isoelectrónicos sin tener configuraciones electrónicas de gas noble? Explica tu respuesta.

**Ejercicio 2.36.** Analiza las siguientes configuraciones electrónicas de los elementos identificados como  $E_1$ ,  $E_2$ ,  $E_3$ ,  $E_4$  y  $E_5$ :



Responde las preguntas:

- a) ¿Cuál elemento tiene mayor radio atómico?
- b) ¿Qué ion isoelectrónico a  $E_3$  tiene el menor radio ionico?
- c) ¿Cuál elemento tiene menor radio atómico?
- d) ¿Qué ion isoelectrónico a  $E_3$  tiene el mayor radio ionico?

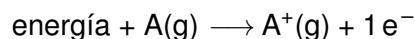
**Ejercicio 2.37.** Entre los siguientes iones, hay varios pares que son isoelectrónicos. Identifica dichos pares:  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Sc}^{3+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{F}^{-}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  y  $\text{Al}^{3+}$ .

## 2.3 Energía de ionización

La capacidad de un átomo para formar un catión se puede medir experimentalmente y se conoce como energía de ionización o potencial de ionización.

**Energía de ionización (EI o I):** *es la energía mínima necesaria para remover un electrón de un átomo en estado fundamental o de un ion aislado en estado gaseoso*

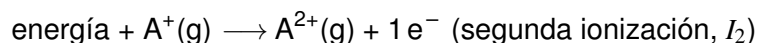
Cuanto mayor sea la energía de ionización, *más difícil* será desprender el electrón del átomo. El proceso de ionización se puede representar como:



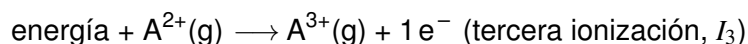
donde A(g) es un átomo cualquiera en su estado basal y en estado gaseoso y A<sup>+</sup>(g) es el catión correspondiente. La energía necesaria para realizar este proceso se llama *primera energía de ionización* ( $I_1$ ).

Cuando a un átomo neutro (contiene el mismo número de protones que de electrones) se le remueve un electrón, las interacciones repulsivas entre los electrones disminuye, mientras que el número de protones se mantiene constante. Por lo tanto, se requiere de una mayor energía para remover a un segundo electrón y de la misma manera para un tercer electrón.

A pesar de ser más difícil “arrancar” un segundo electrón, es posible medir la energía asociada a este proceso:



y para un tercer electrón:



Por lo tanto, las energías de ionización siempre van a aumentar en el orden:

$$I_1 < I_2 < I_3 < \dots$$

Todas las energías de ionización son cantidades positivas. Las unidades de las energías de ionización son: kJ/mol, kcal/mol o electrón-Volt (eV). Las equivalencias entre estas unidades se pueden ver en la tabla 1.2 (página 19 del capítulo 1). Hablaremos del concepto mol en el capítulo 4 de este libro; por el momento sólo diremos que es una medida de cantidad de materia.

La energía de ionización muestra una tendencia periódica: se incrementa conforme nos desplazamos a la derecha en un mismo periodo (renglón) y de abajo hacia arriba en un grupo (columna), como se muestra en la Figura 2.10.

Cabe señalar que los metales tienen poca atracción por sus electrones más externos y, por lo tanto, sus energías de ionización son más bajas en comparación con los no metales.

Por otra parte, es importante mencionar que los términos **energía de ionización** y **potencial de ionización**, se utilizan con frecuencia en química y física atómica para describir esencialmente el mismo concepto. Sin embargo, hay una sutil diferencia:

- La energía de ionización se refiere a la cantidad de energía que se necesita para remover un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental. Es decir, es una medida de la energía que se debe suministrar al sistema para que ocurra este proceso.



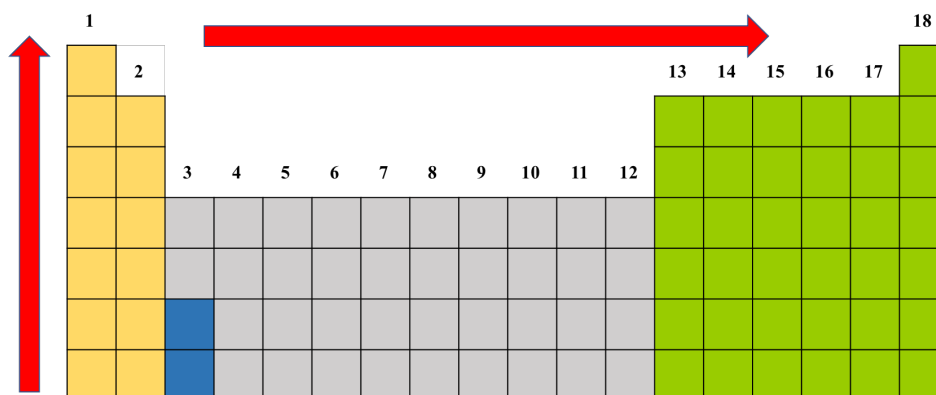


Figura 2.10: Tendencia periódica de la energía de ionización. El sentido de la flecha indica un mayor valor de la propiedad.

- El potencial de ionización hace referencia a la capacidad o tendencia de un átomo a perder un electrón. Es decir, es una medida de la facilidad o dificultad con la que un electrón puede ser extraído de un átomo.

En esencia, ambos términos describen el mismo fenómeno físico, pero desde perspectivas ligeramente diferentes. La energía de ionización enfatiza el aspecto energético del proceso, mientras que el potencial de ionización se centra en la tendencia del átomo a ionizarse.

Ambas magnitudes se expresan en las mismas unidades, como electronvoltios (eV) o kilojulios por mol (kJ/mol).

### Ejemplo 2.8: Tendencias periódicas de la energía de ionización

Ordena los siguientes átomos en orden creciente de la primera energía de ionización: Ne, Na, P, Ar, K.

#### Estrategia:

Para ordenar a los átomos de los elementos indicados, debemos ubicar su posición en la tabla periódica. Posteriormente relacionar su ubicación con la tendencia de la primera energía de ionización y predecir correctamente el orden creciente.

#### Solución:

Teniendo en cuenta que el potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba en la tabla periódica. Ubicamos al Na, P y Ar en el tercer periodo, por lo tanto, su orden es  $\text{Na} < \text{P} < \text{Ar}$ . El K se localiza abajo del Na (cuarto periodo) por lo tanto tiene una menor energía de ionización que el Na. El Ne se localiza arriba del Ar (segundo periodo), por lo que tiene mayor energía de ionización que el Ar. Con estas consideraciones, podemos establecer el siguiente orden de energía de ionización:

$$\text{K} < \text{Na} < \text{P} < \text{Ar} < \text{Ne}$$



**Verificación:**

Usando una tabla periódica, podemos ver que la primera EI (en kJ/mol) para estos elementos es: K = 419, Na = 496, P = 1 012, Ar = 1 521 y Ne = 2 080.

**Ejercicios de la Sección**

**Ejercicio 2.38.** Describe qué es la energía de ionización o potencial de ionización.

**Ejercicio 2.39.** Experimentalmente se he demostrado que para cualquier átomo, la segunda energía de ionización siempre es mayor que la primera. Proporciona una breve explicación de estas conclusiones.

**Ejercicio 2.40.** ¿Existen átomos para los cuales la segunda energía de ionización es más pequeña que la primera? Explica tu respuesta.

**Ejercicio 2.41.** Elabora un esquema general de la tabla periódica e indica las tendencias (con líneas o flechas) de la primera energía de ionización de los elementos tanto por periodos como por grupos.

**Ejercicio 2.42.** Explica por qué las tendencias descritas en el ejercicio 2.41 solo se aplican a la primera energía de ionización y no en la segunda, tercera o cuarta energía de ionización. Recopila y analiza datos de la segunda energía de ionización y determina si es posible establecer alguna tendencia. Con la información recopilada puedes trazar una gráfica para un mejor análisis.

**Ejercicio 2.43.** El aluminio y el magnesio se localizan en el tercer periodo, sin embargo, no mantienen la tendencia en el aumento de la energía de ionización. Explica esta discrepancia.

**Ejercicio 2.44.** Analiza la tendencia de la primera energía de ionización para contestar: ¿Qué tipo de elementos presentan las mayores y qué tipo de elementos las menores energías de ionización?

**Ejercicio 2.45.** ¿Cuál de los siguientes grupos de elementos está ordenado correctamente de menor a mayor energía de ionización?

- |                       |                       |
|-----------------------|-----------------------|
| a) $C < Si < Li < Ne$ | b) $Ne < Si < C < Li$ |
| c) $Li < Si < C < Ne$ | d) $Ne < C < Si < Li$ |

**Ejercicio 2.46.** Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas, A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  y B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ . Uno de ellos tiene una primera energía de ionización de 1520.6 kJ/mol, mientras que la del otro es 737.7 kJ/mol.

- a) Analiza las configuraciones electrónicas y asigna el valor de energía de ionización que le corresponde a cada uno de los átomos.

b) Identifica los elementos a los que corresponden dichas configuraciones electrónicas. Justifica tu elección.

**Ejercicio 2.47.** Entre el K y el Ca, ¿cuál tendrá la segunda energía de ionización mayor? Justifica tu respuesta.

**Ejercicio 2.48.** La primera energía de ionización del Rb es 403 kJ/mol. ¿Cuánta energía, (en Joules), se debe absorber para convertir todos los átomos presentes en 1.00 mg de Rb gaseoso en  $\text{Rb}^+$ ?

**Ejercicio 2.49.** El valor de la cuarta energía de ionización para el aluminio (Al) es de 11 577 kJ/mol, sin embargo, la cuarta energía de ionización para el silicio (Si) es 4 355.5 kJ/mol. Analiza los elementos y la información proporcionada para explicar esta gran diferencia.

**Ejercicio 2.50.** Para el calcio (Ca), los valores sucesivos de las energías de ionización (en kJ/mol) son 589.8, 1145.4, 4912.4 y 6491. ¿Cómo puedes explicar estos valores?

**Ejercicio 2.51.** A continuación se presentan los valores correspondientes a la tercera energía de ionización de varios elementos representativos del tercer periodo. Analiza la información y/o construye una gráfica para determinar si: ¿hay alguna tendencia general?, ¿se puede explicar?, ¿hay alguna excepción que salga de la tendencia?

| Elemento | Tercera energía de ionización (kJ/mol) |
|----------|----------------------------------------|
| Mg       | 7732.7                                 |
| Al       | 2744.8                                 |
| Si       | 3231.6                                 |
| P        | 2914.1                                 |
| S        | 3357                                   |
| Cl       | 3822                                   |
| Ar       | 3931                                   |

**Ejercicio 2.52.** En el planeta Krait, la tabla periódica de los elementos es ligeramente diferente de la nuestra. En Krait, existen sólo dos orbitales p, por lo que una subcapa p puede contener sólo 4 electrones. Hay sólo 4 orbitales d, por lo que una subcapa d sólo puede contener 8 electrones. Todo lo demás es igual que en la Tierra, como por ejemplo el orden de llenado (1s, 2s, etc.), así como lo característico de los gases nobles, metales y no metales. Construye una tabla periódica kraitiana utilizando los números para elementos hasta el elemento número 50. Luego, responde las siguientes preguntas:

1. ¿Cuántos elementos hay en el primer periodo?
2. ¿Cuántos elementos hay en el tercer periodo?
3. ¿Cuáles son los números atómicos de los gases nobles al final del tercer y cuarto período?

4. ¿Cómo es el radio atómico del elemento número 12 comparado con el del elemento número 13?
5. ¿Cómo es el radio atómico del elemento número 6 comparado con el del elemento número 12?
6. ¿Cómo será la primera energía de ionización del elemento número 15 comparada con la del elemento número 14?
7. ¿Cómo será la afinidad electrónica del elemento número 8 comparada con la del elemento número 10?

**Ejercicio 2.53.** De acuerdo con la tendencia en la primera energía de ionización, la del magnesio es mayor que la del sodio, sin embargo, en la segunda energía de ionización la del Na es mayor que la del Mg. Analiza y explica estos resultados.

**Ejercicio 2.54.** La primera energía de ionización del sodio (Na,  $Z = 11$ ) es de 118.5 kcal/mol, mientras que la del berilio (Be,  $Z = 4$ ) es de 214.98 kcal/mol. ¿Cuál de las segundas energías de ionización de estos elementos será mayor y por qué?

**Ejercicio 2.55.** Acomoda a los elementos S, Cl, K y Ca en orden creciente de:

- a) Primera energía de ionización.
- b) Radio atómico.

**Ejercicio 2.56.** En la siguiente tabla se muestran cuatro energías de ionización de dos elementos químicos. Deduce y explica a qué grupo pueden pertenecer estos elementos.

| Energía de ionización (kJ/mol) | Elemento 1 | Elemento 2 |
|--------------------------------|------------|------------|
| 1ª E.I.                        | 800.6      | 577.5      |
| 2ª E.I.                        | 2 427.1    | 1 816.7    |
| 3ª E.I.                        | 3 659.7    | 2 744.8    |
| 4ª E.I.                        | 25 025.8   | 11 577     |

**Ejercicio 2.57.** El ion  $K^+$  y el átomo de Ar son isoelectrónicos. La energía para perder un electrón del átomo de Ar gaseoso, es de 1520.6 kJ/mol. La energía para perder un electrón del ion  $K^+$  en estado gaseoso, es de 3052 kJ/mol. ¿Por qué estos valores no son iguales?

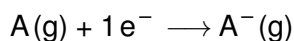
**Ejercicio 2.58.** En un mol de nitrógeno gaseoso, ¿cuánta energía (en kilojulios) se requiere para desprender todos los electrones de la segunda capa de este gas?

## 2.4 Afinidad electrónica

Cuando los átomos ganan electrones forman aniones. A esta capacidad de ganar electrones se le conoce como afinidad electrónica o electroafinidad.

**Afinidad electrónica (AE):** es el valor negativo de la cantidad de energía liberada cuando un electrón se agrega a un átomo aislado en fase gaseosa para formar un anión.

El proceso se puede representar como:



La afinidad electrónica es una propiedad que se puede medir experimentalmente mediante la entalpía ( $\Delta H$ ), es una propiedad termodinámica. Como ya se describió, cuando se añade un electrón a un átomo se libera energía. En química a los procesos que ocurren con la liberación de calor se les conoce como procesos exotérmicos, ya que liberan la energía en forma de calor y la energía tiene valores negativos, mientras que a los procesos que requieren calor, se les denominan procesos endotérmicos y su valor de entalpía es positivo.

Entonces, tomando el valor negativo de la entalpía obtenemos la afinidad electrónica:

$$AE = -(-\Delta H)$$

Un elemento de la tabla periódica con un valor positivo grande tendrá una mayor afinidad para aceptar un electrón y convertirse en anión.

Como ejemplo podemos considerar al átomo de bromo (Br); cuando se le agrega un electrón al átomo de bromo y se convierte en el anión bromuro ( $Br^{-}$ ), hay un cambio de entalpía de -324.6 kJ/mol, es decir, por el signo de la entalpía podemos decir que el proceso es exotérmico. Si aplicamos la ecuación anterior, el valor de la afinidad electrónica del bromo es de 324.6 kJ/mol.

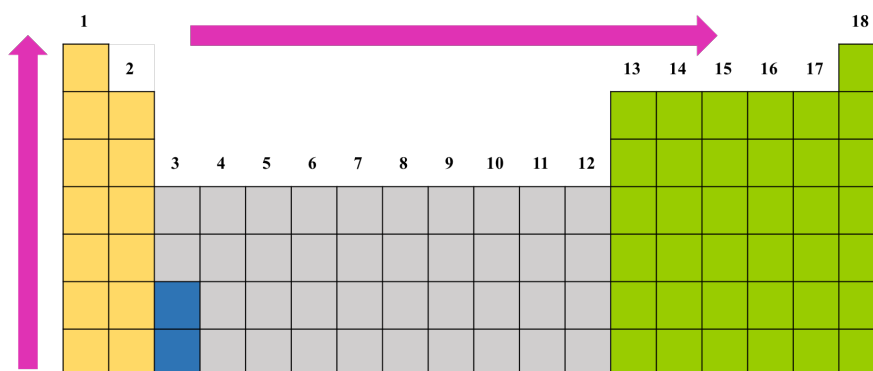


Figura 2.11: Tendencia periódica de la afinidad electrónica. El sentido de la flecha indica un mayor valor de la propiedad.

Hasta el momento se han analizado algunas de las tendencias periódicas que presentan los elementos por periodos o por grupos. Sin embargo, se debe prestar especial atención en la energía de ionización y la afinidad electrónica, ya que su tendencia es la misma. La energía de ionización mide la facilidad con la que un átomo pierde un electrón, entre más pequeño sea este valor el átomo pierde el electrón más fácil es convertirse en un catión. Mientras que la afinidad electrónica

determina la facilidad en la que un átomo gana un electrón, entre mayor sea ese valor, mayor es la facilidad de convertirse en un anión.

En términos generales la afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha en un periodo y de abajo hacia arriba en los grupos de la tabla periódica, como se muestra en la Figura 2.11, aunque la tendencia no es homogénea.

### Ejemplo 2.9: Afinidad electrónica

Los valores de electroafinidad en el caso de los elementos del grupo IIA son cercanos a cero, incluso ligeramente negativos. Explica estas observaciones.

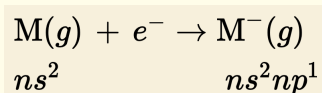
#### Estrategia:

Para resolver el problema, debemos tener en cuenta:

- Las configuraciones electrónicas de los elementos del grupo IIA.
- Cómo será la carga nuclear efectiva hacia un electrón extra en un átomo del grupo II.

#### Solución:

Los elementos del grupo IIA tienen una configuración electrónica  $ns^2$ , ( $n$  es el número cuántico principal del último nivel energético ocupado). El proceso para medir la afinidad electrónica en los elementos del grupo IIA es:



donde  $M$  es un elemento del grupo IIA,  $e^-$  es el electrón adicional que se localizará en el subnivel  $np$ . Este nuevo electrón está apantallado tanto por los electrones  $ns$  como por los electrones más internos. Como consecuencia, su carga nuclear efectiva disminuye y por lo tanto, los elementos del grupo IIA no son capaces de aceptar al electrón extra. ■

#### Verificación:

La respuesta se verifica revisando los valores de afinidad electrónica de los elementos alcalinotérreos. Por ejemplo, para los elementos Mg, Ca y Sr, sus afinidades electrónicas son 0.0, 2.37 y 5.03 kJ/mol, respectivamente.

Es común confundir algunas de las propiedades periódicas, sobretodo aquellas que presentan la misma tendencia, por ejemplo: la afinidad electrónica y la electronegatividad. En la siguiente sección definiremos a esta última y comentaremos sobre sus diferencias.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 2.59.** ¿Qué es la afinidad electrónica?

**Ejercicio 2.60.** Explica por qué la energía de ionización siempre es un valor positivo mientras que la afinidad electrónica puede tener valores positivos o negativos.

**Ejercicio 2.61.** Analiza los valores de afinidad electrónica de los elementos del grupo IA y explica si es posible que formen un anión  $M^-$ .

**Ejercicio 2.62.** Cuando un electrón es aceptado por la mayoría de los átomos neutros y todos los cationes, se libera energía, es decir, son procesos exotérmicos y su entalpía es negativa. Explica por qué se desprende energía cuando se acepta un electrón. Indica, además, si mientras más negativo sea el valor de la entalpía ¿la atracción del electrón extra será mayor o menor?

**Ejercicio 2.63.** Para el siguiente conjunto de elementos, señala cuál tiene una mayor afinidad electrónica: He, K, Co, S, o Cl.

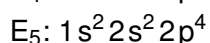
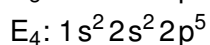
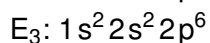
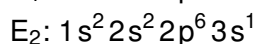
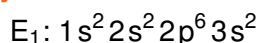
**Ejercicio 2.64.** ¿Cuál miembro de cada par de átomos tiene la mayor afinidad electrónica exotérmica?

- a) Ar o Cl                      b) F u O                      c) Br o Ge                      d) Al o Mg

**Ejercicio 2.65.** Considera un elemento químico que tiene un valor grande de la primera energía de ionización. Escribe en el espacio los términos: débilmente, fuertemente, alto, bajo, no metálicas o metálicas, según corresponda.

- a) Su afinidad electrónica es \_\_\_\_\_.  
b) Sus electrones de valencia se encuentran \_\_\_\_\_ unidos.  
c) Presenta propiedades \_\_\_\_\_.  
d) Sus electrones de valencia se encuentran \_\_\_\_\_ unidos.

**Ejercicio 2.66.** Analiza las siguientes configuraciones electrónicas:



Responde las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué elemento tiene el menor valor de la primera energía de ionización?  
b) ¿A qué elemento le corresponde la primera afinidad electrónica más exotérmica, es decir, el mayor valor?  
c) ¿A qué elemento le corresponde la mayor primera energía de ionización?

**Ejercicio 2.67.** Para los siguientes grupos de elementos, selecciona el que tenga la propiedad indicada:

- a) El átomo más grande: Mg, Mn, Mo, Ba, Bi, Br.

- b) La primera energía de ionización más pequeña: B, Sr, Al, Br, Mg, Pb.
- c) La afinidad electrónica más negativa: As, B, Cl, K, Mg, S.
- d) El mayor número de electrones desapareados: F, N,  $S^{2-}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Sc^{3+}$ ,  $Ti^{3+}$ .

## 2.5 Electronegatividad

En 1811, Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) introdujo el término **electronegatividad**. Berzelius intentó explicar, de forma empírica, la naturaleza del enlace entre los átomos para formar moléculas. Fue Linus Carl Pauling (1901-1994) quien en 1932 desarrolló un método para determinar los valores relativos de electronegatividad para la mayoría de los elementos.

La electronegatividad es una propiedad relativa, debido a que solo se puede determinar respecto a la de otros elementos. El átomo de flúor (F) es el más electronegativo.

La definición más aceptada en la literatura es:

**Electronegatividad:** *es la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí a los electrones en un enlace químico.*

Como puedes ver, ha aparecido el concepto de enlace químico.

La electronegatividad, al igual que otras propiedades, también tiene un comportamiento periódico.

Se dice de manera general que todo apunta al flúor, es decir, aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de abajo hacia arriba en un grupo. De hecho, tiene una tendencia inversa al incremento del carácter metálico. Al ser una propiedad relativa, no tiene unidades. Como ya se mencionó, el flúor es el más electronegativo y tiene un valor de 4.0 en la escala de Pauling. Dato muy importante, es que los metales del bloque d no siguen la misma tendencia.

Los elementos más electronegativos, los cercanos al flúor como el cloro, el bromo, el oxígeno, el nitrógeno y el azufre, se localizan hacia la esquina superior derecha de la tabla periódica, es decir, en donde se encuentran los no metales. Mientras que elementos con menores valores de electronegatividad se localizan en la esquina inferior izquierda, es decir, donde se ubican los elementos con mayor carácter metálico.

Como se puede ver, la electronegatividad tiene una estrecha relación con otras propiedades periódicas como son la energía de ionización y la afinidad electrónica. Para un átomo, a valores bajos de electronegatividad, mayor capacidad de convertirse en catión y a valores altos de electronegatividad, mayor capacidad de convertirse en anión.

Es importante señalar que la afinidad electrónica y la electronegatividad son conceptos relacionados, pero se refieren a fenómenos distintos. Como lo establecimos en la sección previa, la afinidad electrónica es la cantidad de energía liberada cuando un átomo neutro, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un ion negativo. En cambio, la electronegatividad es una medida de la capacidad de un átomo para atraer electrones hacia sí mismo cuando forma parte de un enlace químico. Mientras que la afinidad electrónica es una propiedad cuantificable basada en un proceso



energético específico, la electronegatividad es una tendencia relativa que depende del entorno químico del átomo.

Para relacionar estas propiedades analicemos a dos elementos. El oxígeno (O) tiene la segunda electronegatividad más alta (3.5, solo abajo del flúor), también tiende a ganar electrones fácilmente, por lo tanto, tiene valores de afinidad electrónica altos. Por otro lado, el sodio (Na), tiene un valor de electronegatividad bajo (0.9, la más baja es de 0.7), por lo tanto, tiene baja afinidad electrónica y también baja energía de ionización, es decir, tiene facilidad de perder electrones. Cuando estos dos elementos se unen forman un compuesto. En el siguiente capítulo se describe con detalle el enlace químico y otros conceptos relacionados con la electronegatividad.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 2.68.** ¿Qué es la electronegatividad?

**Ejercicio 2.69.** Analiza las siguientes afirmaciones sobre la electronegatividad e indica la que sea falsa.

- a) La electronegatividad es la capacidad de un átomo para atraer a los electrones hacia sí mismo en un enlace.
- b) La electronegatividad y la afinidad electrónica son lo mismo.
- c) Los valores numéricos de electronegatividad no tienen unidades.
- d) El flúor es el elemento con el valor más alto de electronegatividad.
- e) El cesio es el elemento con el valor más bajo de electronegatividad.

**Ejercicio 2.70.** Indica cómo es la tendencia de la electronegatividad a lo largo de un periodo en la tabla periódica.

**Ejercicio 2.71.** Indica cómo es la variación de electronegatividad de los elementos en un mismo grupo en la tabla periódica.

**Ejercicio 2.72.** La afirmación "los elementos más fácilmente ionizables positivamente son los más electronegativos", ¿es verdadera o falsa?

**Ejercicio 2.73.** Selecciona, de entre cada uno de los siguientes grupos de elementos, aquel con la mayor electronegatividad.

- a) Na, Mg, K, Ca.      b) P, S, As, Se.      c) Be, B, C, Si.      d) Zn, Ge, Ga, As.

**Ejercicio 2.74.** Empleando las tendencias de la electronegatividad, contesta lo siguiente:

- a) El elemento más electronegativo en el grupo VIA.
- b) El elemento menos electronegativo en el grupo Al, Si, P.
- c) El elemento más electronegativo en el grupo Ga, P, Cl, Na.
- d) Elemento entre K, C, Zn, F que forme un compuesto iónico con el Ba.

## 2.6 Metales, no metales y metaloides

El carácter metálico es la capacidad que tiene un átomo, de un elemento químico, para perder electrones. Mientras mayor sea esa capacidad, mayor es el carácter metálico del elemento. Estos fenómenos electrónicos se manifiestan a nivel macroscópico definiendo propiedades, tanto físicas como químicas, que permiten clasificar a los elementos químicos en **metales** y **no metales**. Las propiedades más comunes de estos materiales se muestran en la Tabla 2.3.

Tabla 2.3: Propiedades de los metales y los no metales.

|                             | METALES                                                                                                                                                                                                                                                                    | NO METALES                                                                                                                                                                                                                                   |
|-----------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <b>PROPIEDADES FÍSICAS</b>  | <ul style="list-style-type: none"> <li>- Alta conductividad eléctrica.</li> <li>- Alta conductividad térmica.</li> <li>- Con brillo propio.</li> <li>- Sólidos a temperatura ambiente.</li> <li>- Maleables.</li> <li>- Dúctiles (sirven para fabricar cables).</li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li>- Mala conductividad eléctrica.</li> <li>- Buenos aislantes del calor.</li> <li>- Sin brillo.</li> <li>- Sólidos, líquidos o gases.</li> <li>- Quebradizos.</li> <li>- No dúctiles.</li> </ul>        |
| <b>PROPIEDADES QUÍMICAS</b> | <ul style="list-style-type: none"> <li>- Bajas afinidades electrónicas.</li> <li>- Bajas energías de ionización.</li> <li>- Pocos electrones de valencia.</li> <li>- Son electropositivos.</li> <li>- Son agentes reductores.</li> </ul>                                   | <ul style="list-style-type: none"> <li>- Grandes afinidades electrónicas.</li> <li>- Grandes energías de ionización.</li> <li>- Muchos electrones de valencia.</li> <li>- Son electronegativos.</li> <li>- Son agentes oxidantes.</li> </ul> |

El carácter metálico tiene un comportamiento periódico, como se ilustra en la Figura 2.12; este aumenta de derecha a izquierda en un mismo periodo porque la atracción del núcleo hacia los electrones de valencia es más débil, lo que permite una pérdida más fácil de electrones; y aumenta de arriba hacia abajo en un mismo grupo porque el tamaño atómico aumenta. Cuando aumenta el tamaño atómico, las capas exteriores están más lejos del núcleo atómico. Los electrones de la capa de valencia tienen menos atracción hacia el núcleo y como resultado, pueden perder electrones más fácilmente.



Figura 2.12: Tendencia periódica del carácter metálico y no metálico de los elementos.

**Ejemplo 2.10: Tendencias periódicas**

Dados los elementos A y B, cuyas configuraciones electrónicas son las siguientes:

**A:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

**B:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Determina:

1. ¿Cuál elemento tiene mayor electronegatividad?
2. ¿Cuál elemento tiene mayor carácter metálico?

**Estrategia:**

A partir de la configuración electrónica es posible determinar el número atómico del elemento (Z) y, mediante el uso de la tabla periódica, establecer las relaciones entre las propiedades periódicas de ambos elementos.

**Solución:**

Dado que el elemento **A** posee 26 electrones y el elemento **B** cuenta con 35 electrones, sus números atómicos corresponden a  $Z = 26$  y  $Z = 35$ , respectivamente. Ambas configuraciones electrónicas presentan todos los electrones distribuidos en los niveles energéticos más bajos, lo que indica que ambos elementos se encuentran en su estado basal. Al consultar la tabla periódica, podemos identificar que el elemento **A** corresponde al hierro (Fe), mientras que el elemento **B** corresponde al bromo (Br). Los dos elementos están en el mismo periodo, por lo que podemos compararlos fácilmente y ver que:

1. **El Br es más electronegativo que el Fe.**
2. **El Fe tiene mayor carácter metálico que el Br.** ■

**Verificación:**

El Fe es un metal y su electronegatividad es 1.83, mientras que el Br es un no metal y su electronegatividad es 2.96.

Los **metaloides** o **semimetales**, por lo general, poseen cuatro electrones en su último orbital, por lo tanto, sus propiedades son intermedias entre los no metales y los metales. Como conducen la electricidad, son utilizados para fabricar semiconductores. Estos elementos se ubican en una diagonal en la región derecha de la tabla periódica. Ejemplos de algunos elementos metaloides y sus aplicaciones son:

**Boro:** utilizado como semiconductor, en fuegos pirotécnicos, etc. Sus fibras son utilizadas en aplicaciones mecánicas espaciales, debido a que es el elemento químico con la más alta resistencia a la tracción.

**Silicio:** aplicado en elementos electrónicos, por ejemplo, diodos, transistores, circuitos integrados, microprocesadores, etc.

**Germanio:** tiene alto costo, por lo tanto su uso es limitado. Puede utilizarse para radares y fibras

ópticas de amplificadores de guitarras eléctricas.

**Antimonio:** se utiliza en diodos, detectores infrarrojos, etc.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 2.75.** Localiza el siguiente conjunto de elementos en la tabla periódica e indica cuales serían los dos mejores conductores de calor y electricidad: Li, Mg, As, O, F, Ar, V, y Nb.

**Ejercicio 2.76.** En la tabla periódica hay elementos que tienen símbolos parecidos y que pueden confundirse, un ejemplo son el titanio y el talio. Para estos elementos proporciona: el símbolo, número atómico, peso atómico, número del grupo y período de cada elemento, indica si son metales, metaloides o no metales.

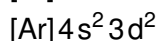
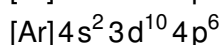
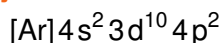
**Ejercicio 2.77.** El arreglo correcto de Ge, As y Ga en orden de su habilidad para conducir electricidad es:

- a)  $\text{Ga} > \text{As} > \text{Ge}$       b)  $\text{Ge} > \text{Ga} > \text{As}$       c)  $\text{As} > \text{Ga} > \text{Ge}$       d)  $\text{Ga} > \text{Ge} > \text{As}$

**Ejercicio 2.78.** Un elemento de la tabla periódica tiene la siguiente configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ . ¿Qué propiedades listadas a continuación se le pueden atribuir?

- a) Lustroso.
- b) Conductividad eléctrica baja.
- c) Mal conductor del calor.
- d) Alta conductividad eléctrica.

**Ejercicio 2.79.** Dados tres elementos con las siguientes configuraciones:



Identifica el elemento e indica:

- a) ¿Cuál no es lustroso?
- b) ¿Cuál es maleable?
- c) ¿Cuál es un semiconductor eléctrico?

**Ejercicio 2.80.** Sabiendo que los electrones de valencia de los elementos de un grupo A se localizan en los subniveles s, mientras que los de un grupo B en los subniveles p, contesta las siguientes preguntas:

- a) Explica el tipo de compuesto, iónico o covalente, que se obtendrá si reaccionan los elementos del grupo A con los del grupo B.
- b) ¿Qué grupo de elementos forma exclusivamente compuestos covalentes?

**Ejercicio 2.81.** Enuncia la *Ley de la Periodicidad*, también conocida como *Ley Periódica*.

**Ejercicio 2.82.** En la siguiente figura se representa un extracto de la tabla periódica y obedece a todas las tendencias periódicas descritas previamente.

|   |   |   |   |
|---|---|---|---|
| A | B | C | D |
| E | F | G | H |
| I | J | K | L |
| M | N | O | P |

Los elementos están representados con letras y solamente debe observarse la posición entre estas para responder a lo siguiente, marcando con una **X** el paréntesis que corresponda a cada uno de los siguientes planteamientos:

|                                                                         | Mayor | Menor | Igual |
|-------------------------------------------------------------------------|-------|-------|-------|
| El elemento M respecto al A tendrá un número de electrones de valencia: | ( )   | ( )   | ( )   |
| El elemento G respecto al O tendrá una afinidad electrónica:            | ( )   | ( )   | ( )   |
| El elemento P respecto al J tendrá una energía de ionización:           | ( )   | ( )   | ( )   |
| El elemento K respecto al E tendrá un carácter metálico:                | ( )   | ( )   | ( )   |
| El elemento H respecto al B tendrá un radio atómico:                    | ( )   | ( )   | ( )   |

**Ejercicio 2.83.** El átomo de hidrógeno (H) exhibe propiedades similares tanto a las del grupo 1, del litio, como a las del grupo 17, del flúor. Explica esta particularidad del hidrógeno basándote en su configuración electrónica.

**Ejercicio 2.84.** Responde las siguientes preguntas después de comparar los elementos: B, Al, C y Si.

- ¿Cuál tiene el mayor carácter metálico?
- ¿Cuál tiene el radio atómico más grande?
- ¿Cuál tiene la afinidad electrónica más grande?
- Ordena los elementos con el criterio de menor a mayor primera energía de ionización.



## 3. ENLACE QUÍMICO

### 3.1 Enlace químico

El mundo que nos rodea está compuesto por una vasta diversidad de **sustancias químicas**, las cuales, en su esencia más fundamental, se encuentran formadas por átomos, las unidades básicas de la materia. A excepción de los gases nobles, que existen en estado natural como átomos individuales, la mayoría de las sustancias químicas se encuentran conformadas por la unión de dos o más átomos, dando lugar a las **moléculas**.

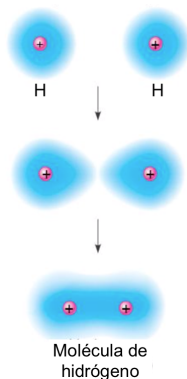


Figura 3.1: Representación orbital para la formación de la molécula de  $H_2$ .

La formación de moléculas surge de la interacción entre los átomos, a través de un equilibrio entre fuerzas atractivas y repulsivas, que permiten su unión estable. Estas uniones interatómicas, denominadas **enlaces químicos**, son el resultado de la redistribución de electrones entre los átomos involucrados. En el caso más simple, la unión de dos átomos de hidrógeno para formar una

molécula de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ), como se ilustra en la Figura 3.1, se produce cuando se comparte un par de electrones, lo que genera una atracción electrostática entre los núcleos atómicos de carga positiva y la nube electrónica compartida.

En este proceso de enlace, los electrones de valencia, aquellos que se encuentran en el orbital más externo de los átomos, juegan un papel fundamental. Estos electrones, al ser los menos ligados al núcleo, son los más propensos a participar en interacciones con otros átomos. La atracción de los electrones de valencia hacia los núcleos de átomos vecinos es la fuerza impulsora detrás de la formación de enlaces químicos.

En la naturaleza, existe una tendencia inherente hacia la estabilización espontánea. Esto significa que los sistemas tienden a evolucionar hacia un estado de mínima energía. En el contexto de los enlaces químicos, esta tendencia se manifiesta en la unión de átomos para formar compuestos, buscando así disminuir su energía y aumentar su estabilidad.

Inicialmente, cuando dos átomos se encuentran suficientemente separados, no ejercen ninguna influencia mutua. A medida que se aproximan, comienzan a actuar fuerzas atractivas de largo alcance entre los núcleos atómicos y la nube electrónica del otro átomo. Esta atracción disminuye la energía del sistema y lo estabiliza.

Sin embargo, al continuar disminuyendo la distancia interatómica, las nubes electrónicas de los átomos comienzan a interactuar, generando fuerzas repulsivas de corto alcance. Estas fuerzas repulsivas, en contraposición a las atractivas, aumentan la energía del sistema, desestabilizándolo progresivamente.

El equilibrio entre las fuerzas atractivas y repulsivas determina la distancia interatómica óptima para la formación de un enlace químico estable. Este equilibrio se representa gráficamente en la Figura 3.2, donde la curva de estabilidad energética muestra el punto de mínima energía, correspondiente a la distancia interatómica de equilibrio para la formación de la molécula.

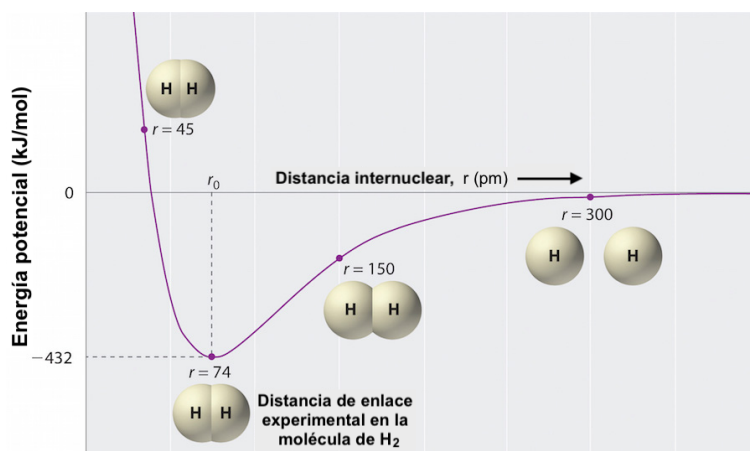


Figura 3.2: Curva de estabilidad para la molécula de  $\text{H}_2$ .



### Energía de enlace y energía de disociación de enlace

La curva de estabilidad energética (Figura 3.2) revela la existencia de una distancia internuclear óptima ( $d_0$ ), llamada **distancia de enlace**, para la cual el sistema alcanza su máxima estabilidad. En este punto, la suma algebraica de las fuerzas atractivas y repulsivas es mínima, lo que resulta en un valor energético mínimo conocido como **energía de enlace** ( $E_{\text{enlace}}$ ). La energía de enlace representa la energía liberada durante la formación del enlace químico. Cuanto más profundo sea el mínimo en la curva de estabilidad, mayor será la energía liberada y, por consiguiente, mayor la estabilidad de la molécula.

La formación de un enlace específico (iónico, covalente o metálico) depende de las capacidades de intercambio de electrones entre los átomos involucrados.

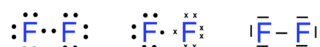
Por otra parte, existe la **energía de disociación**, también conocida como **entalpía de enlace** ( $\Delta H^\circ$ ); esta es la energía requerida para romper un enlace químico en una molécula y separar sus átomos llevándolos al estado gaseoso. Esta energía se mide experimentalmente e indica la fuerza del enlace; un enlace con una alta energía de disociación será más difícil de romper.

## 3.2 Modelo de Lewis y regla del octeto

La explicación de los mecanismos de formación de enlaces iónicos y covalentes se remonta a 1916, con los trabajos de Walther Ludwig Julius Kossel (1888-1956) y Gilbert Newton Lewis (1875-1946), respectivamente. Ambos científicos atribuían la baja reactividad de los gases nobles a su estructura electrónica de última capa completa, conferiéndoles una estabilidad excepcional.

Lewis introdujo una notación abreviada para representar las uniones atómicas covalentes en las moléculas, conocida actualmente como **diagramas o estructuras de Lewis**. En estos diagramas, cada átomo se simboliza con su correspondiente elemento químico rodeado de puntos que representan sus electrones de valencia, como se muestra en la Figura 3.3.

Los diagramas de Lewis admiten diferentes representaciones:



**Puntos:** La forma convencional, donde cada punto representa un electrón de valencia.

**Símbolos X:** Cada símbolo X representa un electrón de valencia.

**Rayas:** Cada raya representa un par de electrones.

### Regla del octeto

Lewis propuso la **regla del octeto**, la cual establece que:

*Los átomos, exceptuando el hidrógeno, tienden a ganar, perder o compartir electrones para completar su capa de valencia con ocho electrones, logrando así una configuración electrónica similar a la de los gases nobles, ( $ns^2 np^6$ ). Esta configuración representa una distribución electrónica estable.*

| 1    |        |   |   |   |   |   |   |   |    |    |    |        |        |        |        |        |        | 18     |
|------|--------|---|---|---|---|---|---|---|----|----|----|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|
| • H  | 2      |   |   |   |   |   |   |   |    |    |    | 13     |        | 14     | 15     | 16     | 17     | • He • |
| • Li | • Be • |   |   |   |   |   |   |   |    |    |    | • B •  | • C •  | • N •  | • O •  | • F •  | • Ne • |        |
| • Na | • Mg • | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | • Al • | • Si • | • P •  | • S •  | • Cl • | • Ar • |        |
| • K  | • Ca • |   |   |   |   |   |   |   |    |    |    | • Ga • | • Ge • | • As • | • Se • | • Br • | • Kr • |        |
| • Rb | • Sr • |   |   |   |   |   |   |   |    |    |    | • In • | • Sn • | • Sb • | • Te • | • I •  | • Xe • |        |
| • Cs | • Ba • |   |   |   |   |   |   |   |    |    |    | • Tl • | • Pb • | • Bi • | • Po • | • At • | • Rn • |        |
| • Fr | • Ra • |   |   |   |   |   |   |   |    |    |    |        |        |        |        |        |        |        |

Figura 3.3: Representación de los diagramas de Lewis de los elementos representativos en la tabla periódica.

Siguiendo esta regla, los átomos se unen mediante la cesión, captura o compartición de electrones, buscando alcanzar el octeto electrónico en sus capas externas. Esta configuración representa la máxima estabilidad para la mayoría de los átomos. Sin embargo, es importante destacar que la regla del octeto no es universal y solo se cumple, en algunos casos, para los átomos de los primeros cinco periodos de la tabla periódica.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 3.1.** Define el concepto de símbolo o estructura de Lewis.

**Ejercicio 3.2.** Escribe los símbolos de Lewis para los elementos: K, Mg, P, S, F y Ar.

**Ejercicio 3.3.** ¿Es posible representar con símbolos de Lewis a todos los elementos de la tabla periódica?

**Ejercicio 3.4.** ¿Qué información sobre el tipo de enlace químico se puede obtener a partir de los símbolos de Lewis?

**Ejercicio 3.5.** Dibuja los símbolos de Lewis para los siguientes iones:

- |                     |                     |                     |                     |
|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| a) $\text{Mg}^{2+}$ | b) $\text{Br}^-$    | c) $\text{O}^{2-}$  | d) $\text{Ga}^{3+}$ |
| e) $\text{As}^{3-}$ | f) $\text{Ca}^{2+}$ | g) $\text{Ge}^{4+}$ | h) $\text{Bi}^{3-}$ |

**Ejercicio 3.6.** El olor a huevo podrido en las aguas del drenaje se debe al sulfuro de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{S}$ , que además es un gas venenoso. La reacción para la formación del  $\text{H}_2\text{S}$  a partir de sus

elementos es:  $\frac{1}{8} \text{S}_8(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g})$ . Escribe esta reacción usando las estructuras de Lewis para cada compuesto e indica el tipo de electrones que forman parte de las estructuras.

**Ejercicio 3.7.** A partir de las estructuras de Lewis de los átomos que intervienen en la reacción, determina la fórmula molecular más probable para los compuestos formados al reaccionar:

- a) Boro y flúor                      b) Arsénico e hidrógeno                      c) Flúor y azufre

**Ejercicio 3.8.** ¿Cuál será la estructura de Lewis más probable para cada una de las siguientes especies químicas?

- a)  $\text{BH}_4^-$                       b)  $\text{CO}_2$                       c)  $\text{NH}_3$

### 3.3 Enlace metálico

El **enlace metálico**, la fuerza que une a los átomos en los metales, es un fenómeno fascinante que dota a estos materiales de propiedades únicas y esenciales para diversas aplicaciones.

A diferencia de los enlaces covalentes e iónicos (que revisaremos en las siguientes secciones) donde los electrones se comparten entre dos átomos o se transfieren de uno a otro, los electrones de valencia en los metales se encuentran **deslocalizados**, es decir, no pertenecen a un átomo específico sino que se mueven libremente por toda la estructura metálica. Estos electrones forman un **mar de electrones** que rodea a los iones positivos de los átomos metálicos, creando una fuerza de atracción electrostática que los mantiene unidos. En la Figura 3.4 se muestra una representación de este tipo de enlace.

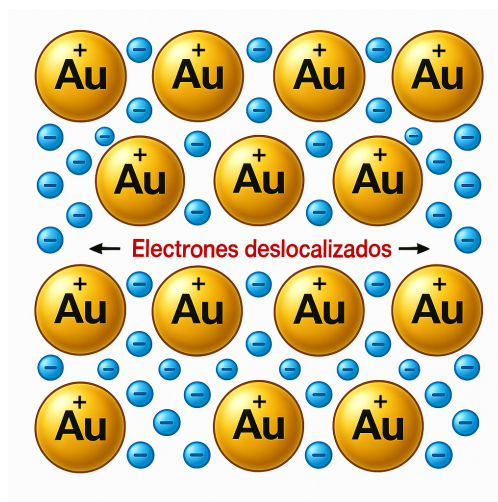


Figura 3.4: Representación esquemática del enlace metálico.

Los compuestos metálicos, al igual que los compuestos iónicos, forman estructuras cristalinas a nivel atómico, como se ilustra en la Figura 3.5.

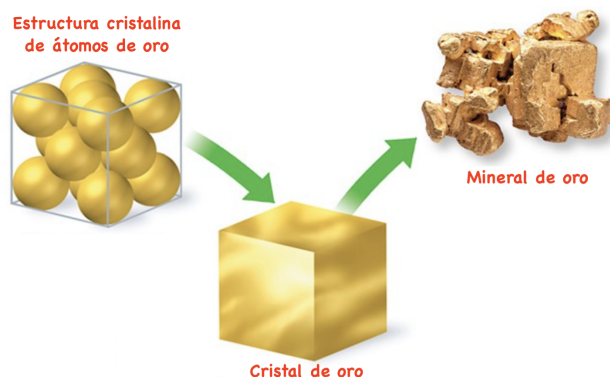


Figura 3.5: Representación de un compuesto metálico como el oro.

### Propiedades de los compuestos metálicos

El enlace metálico otorga a los metales una serie de propiedades distintivas que los convierten en materiales indispensables en diversos campos:

- **Estado físico:** Los metales son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio (Hg) cuyo punto de fusión es  $-38.4^{\circ}\text{C}$ ; aunque sus puntos de fusión y ebullición varían notablemente: el galio funde a  $29.8^{\circ}\text{C}$ , mientras que el wolframio lo hace a  $3410^{\circ}\text{C}$ .
- **Dúctilidad y maleabilidad:** La deslocalización de los electrones permite que los átomos metálicos se reordenen fácilmente, lo que les confiere la capacidad de ser estirados en hilos (ductilidad) o aplanados en láminas delgadas (maleabilidad).
- **Conductividad térmica y eléctrica:** Los electrones libres del mar de electrones pueden transportar energía térmica y eléctrica de manera eficiente, convirtiendo a los metales en excelentes conductores de calor y electricidad.
- **Brillo metálico:** La interacción de los electrones libres con la luz produce una reflexión especular, dando como resultado el característico brillo metálico que observamos en los metales.
- **Alta densidad:** La red compacta de iones metálicos rodeados por el mar de electrones genera una alta densidad en los metales, lo que los hace más pesados que la mayoría de los materiales.

El enlace metálico es la base de las propiedades que hacen del cobre (Cu) un excelente conductor eléctrico, del hierro (Fe) un material ideal para la construcción y del oro (Au) un metal precioso codiciado por su belleza y maleabilidad. La comprensión del enlace metálico nos permite desarrollar nuevas aleaciones con propiedades específicas para aplicaciones en electrónica, construcción, aeroespacial y otras áreas.

### 3.4 Enlace iónico

El **enlace iónico** surge de la atracción electrostática entre iones de carga opuesta. Un átomo metálico, con baja energía de ionización, cede uno o más electrones a un átomo no metálico, de alta afinidad electrónica. Este proceso transforma al átomo metálico en un catión (ion positivo) y al no metálico en un anión (ion negativo). La atracción electrostática entre estos iones de carga opuesta los mantiene unidos en una estructura cristalina tridimensional.

Las sustancias iónicas no se presentan como moléculas individuales, sino que forman **redes cristalinas**, estructuras tridimensionales altamente ordenadas donde los iones se distribuyen en posiciones fijas. Esta disposición, resultado de la minimización de la energía potencial del sistema, garantiza la electroneutralidad del compuesto. Un ejemplo de red cristalina se ilustra en la Figura 3.6.

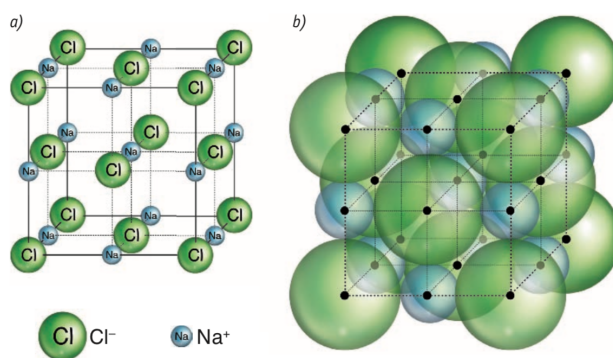


Figura 3.6: Representación de la estructura cristalina del cloruro de sodio: a) geometría de la red cristalina y b) empaquetamiento real.

El cloruro de sodio (NaCl), comúnmente conocido como sal de mesa, representa un ejemplo común del enlace iónico. El sodio (Na) posee un electrón de valencia ( $3s^1$ ), mientras que el cloro (Cl) requiere un electrón para completar su octeto ( $3s^2 3p^5$ ). Al transferir un electrón del Na al Cl, ambos átomos alcanzan configuraciones estables de gas noble:  $\text{Na}^+$  ( $[\text{Ne}]3s^1$ ) y  $\text{Cl}^-$  ( $[\text{Ar}]3s^2 3p^6$ ). Esta reacción se puede representar con diagramas de Lewis de la siguiente forma:



La atracción electrostática entre estos iones de carga opuesta conduce a la formación de la red cristalina cúbica simple del NaCl, donde cada ion  $\text{Na}^+$  se rodea de seis iones  $\text{Cl}^-$  y viceversa (Figura 3.6).

Las propiedades físicas y químicas de los compuestos iónicos están estrechamente relacionadas con la naturaleza iónica de su enlace. Los compuestos iónicos tienen algunas propiedades características:

**Solidez y Dureza:** A temperatura ambiente, los compuestos iónicos suelen ser sólidos y duros debido a la fuerte atracción electrostática entre los iones en la estructura cristalina. Esto les confiere altos puntos de fusión y ebullición.

**Solubilidad:** La solubilidad de los compuestos iónicos en solventes polares como el agua es generalmente buena. El agua, con su carácter polar, es capaz de interactuar con los iones y romper las fuerzas electrostáticas que los mantienen unidos en la red cristalina, permitiendo su disolución. En cambio, los solventes apolares como los compuestos orgánicos generalmente no son capaces de disolver estos cristales.

**Conductividad Eléctrica:** En estado sólido, los compuestos iónicos no conducen la electricidad debido a que los iones se encuentran fijos en sus posiciones en la red cristalina. Sin embargo, en estado fundido o en solución, los iones se liberan y pueden moverse libremente bajo la influencia de un campo eléctrico, lo que les otorga una conductividad eléctrica elevada. En este caso, se comportan como **electrolitos**.

### Ejemplo 3.1: Enlace iónico

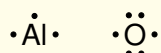
Emplea las estructuras de Lewis para describir el proceso de formación del óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ).

#### Estrategia:

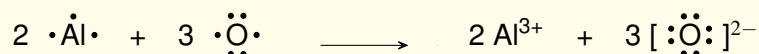
Los compuestos iónicos, formados por la unión entre cationes y aniones, presentan una característica fundamental: la electroneutralidad. Esto significa que la suma de las cargas positivas de los cationes es igual a la suma de las cargas negativas de los aniones, resultando en un compuesto eléctricamente neutro.

#### Solución:

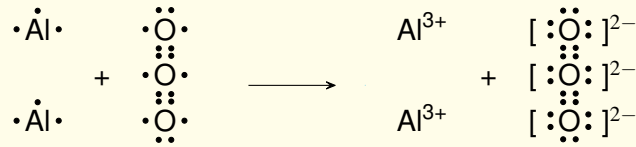
Los símbolos de puntos de Lewis para el Al y O son:



La formación del óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) se basa en la atracción electrostática entre cationes de aluminio ( $\text{Al}^{3+}$ ) y aniones de oxígeno ( $\text{O}^{2-}$ ). El aluminio, con 3 electrones de valencia, cede sus electrones al oxígeno, que necesita 2 electrones para completar su octeto. Para alcanzar la electroneutralidad, se requiere una proporción específica de cationes y aniones. En este caso, la razón de neutralización más simple es 2:3, donde dos iones  $\text{Al}^{3+}$  (carga total +6) se combinan con tres iones  $\text{O}^{2-}$  (carga total -6). Así, reacción de formación del óxido de aluminio será:



O en forma desarrollada:

**Verificación:**

Para verificar el resultado, se pueden contar los 24 puntos que representan los electrones de valencia en ambos lados de la flecha.

**Redes cristalinas, celda unitaria y redes de Bravais**

Los compuestos metálicos e iónicos, a diferencia de las moléculas simples, se caracterizan por su estructura tridimensional extendida. Estos no existen como unidades aisladas, sino que se organizan en redes cristalinas, formando arreglos periódicos de iones a escala macroscópica conocidos como **cristales**.

Las redes cristalinas son estructuras tridimensionales infinitas, formadas por la repetición ordenada de una unidad básica llamada **celda unitaria**. Esta celda unitaria define la geometría y el patrón de organización de los iones en el cristal. Los compuestos metálicos e iónicos adoptan estas estructuras ordenadas para maximizar las atracciones electrostáticas entre iones de carga opuesta.

Una **celda unitaria** es la unidad estructural más pequeña que se repite en tres dimensiones para formar un cristal completo.

Es decir, si imaginamos un cristal como un edificio construido con ladrillos, la celda unitaria sería el ladrillo individual. Esta unidad básica contiene la información necesaria para reconstruir todo el cristal simplemente repitiéndola en las tres direcciones del espacio.

■ Características de una celda unitaria:

- *Repetitividad*: La celda unitaria se replica de manera periódica en todas las direcciones del espacio para formar la estructura cristalina.
- *Simetría*: Las celdas unitarias presentan una simetría inherente, lo que determina la forma y orientación de todo el cristal.
- *Composición*: Cada celda unitaria contiene un número específico de átomos o iones en posiciones definidas.
- *Tipos*: Existen diferentes tipos de celdas unitarias, clasificadas según su geometría (cúbica, tetragonal, ortorrómbica, etc.) y la posición de los átomos dentro de ella (centrada en el cuerpo, centrada en las caras, primitiva).

La mayoría de los metales cristalizan a temperatura ambiente en una de tres celdas unitarias básicas –cúbica centrada en las caras (fcc), cúbica centrada en el cuerpo (bcc) o hexagonal compacta (hcp)– que se ilustran en la Figura 3.7.

En los sólidos iónicos, con frecuencia la red de aniones adopta un empaquetamiento compacto



(fcc u hcp) y los cationes se acomodan en los huecos intersticiales; sin embargo, también son comunes otras disposiciones más complejas (p. ej., tipo CsCl, perovskita o espinela) que no encajan estrictamente en esas tres celdas.

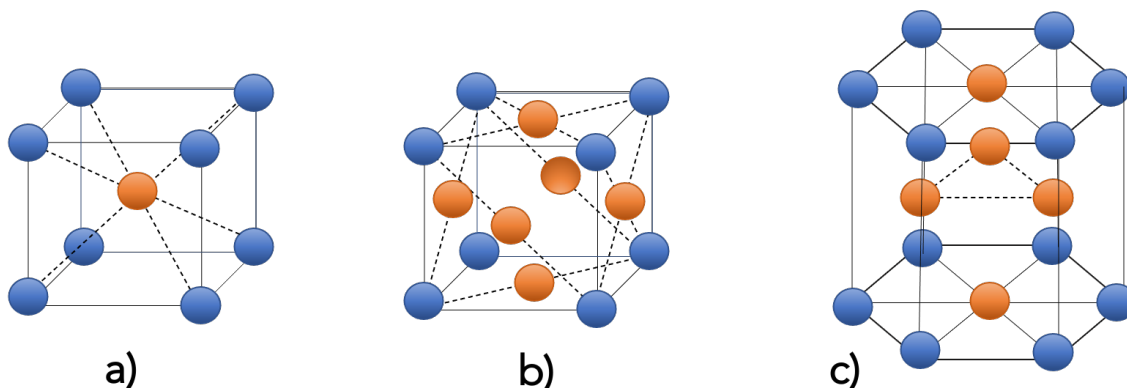


Figura 3.7: Representación de las celdas unitarias: a) estructura cúbica centrada en las caras (fcc), b) cúbica centrada en el cuerpo (bcc) y c) hexagonal compacta (hcp). Las esferas de color naranja representan átomos localizados en el cuerpo o en las caras, mientras que las esferas en azul representan átomos localizados en los vértices de la celda unitaria.

■ Importancia de la celda unitaria:

- *Descripción de estructuras cristalinas:* La celda unitaria permite describir de manera precisa y concisa la estructura interna de un cristal, facilitando su análisis y comparación.
- *Propiedades de los materiales:* La disposición de los átomos en la celda unitaria tiene una influencia directa en las propiedades físicas y químicas de un material, como la conductividad eléctrica, la dureza, el punto de fusión, etc.
- *Simulación computacional:* Las celdas unitarias son la base para realizar simulaciones computacionales de las propiedades de los materiales a nivel atómico.

En resumen, la celda unitaria es una herramienta esencial para comprender la estructura y las propiedades de los sólidos cristalinos. Al estudiar la celda unitaria, los científicos pueden obtener información valiosa sobre la naturaleza de los materiales y diseñar nuevos materiales con propiedades específicas.

En la naturaleza, existen 14 tipos de redes cristalinas básicas, conocidas como **redes de Bravais**. Estas redes representan las formas en que los átomos (en este caso, iones) pueden organizarse en el espacio sin dejar huecos sin ocupar. Todos los compuestos iónicos y metálicos (como veremos más adelante) se forman a partir de una de estas 14 redes de Bravais (Figura 3.8).

Si bien los compuestos iónicos forman redes cristalinas colosales, para su representación se utiliza la **fórmula mínima**. Esta fórmula indica la proporción más simple en la que se encuentran los átomos en el compuesto, sin considerar la disposición tridimensional de la red cristalina.

Por ejemplo, la fórmula mínima del cloruro de sodio (NaCl) representa la proporción 1:1 de iones sodio ( $\text{Na}^+$ ) y cloro ( $\text{Cl}^-$ ), sin especificar su organización espacial. El cloruro de sodio (NaCl) es un ejemplo paradigmático de un compuesto iónico que adopta la forma de una red cristalina



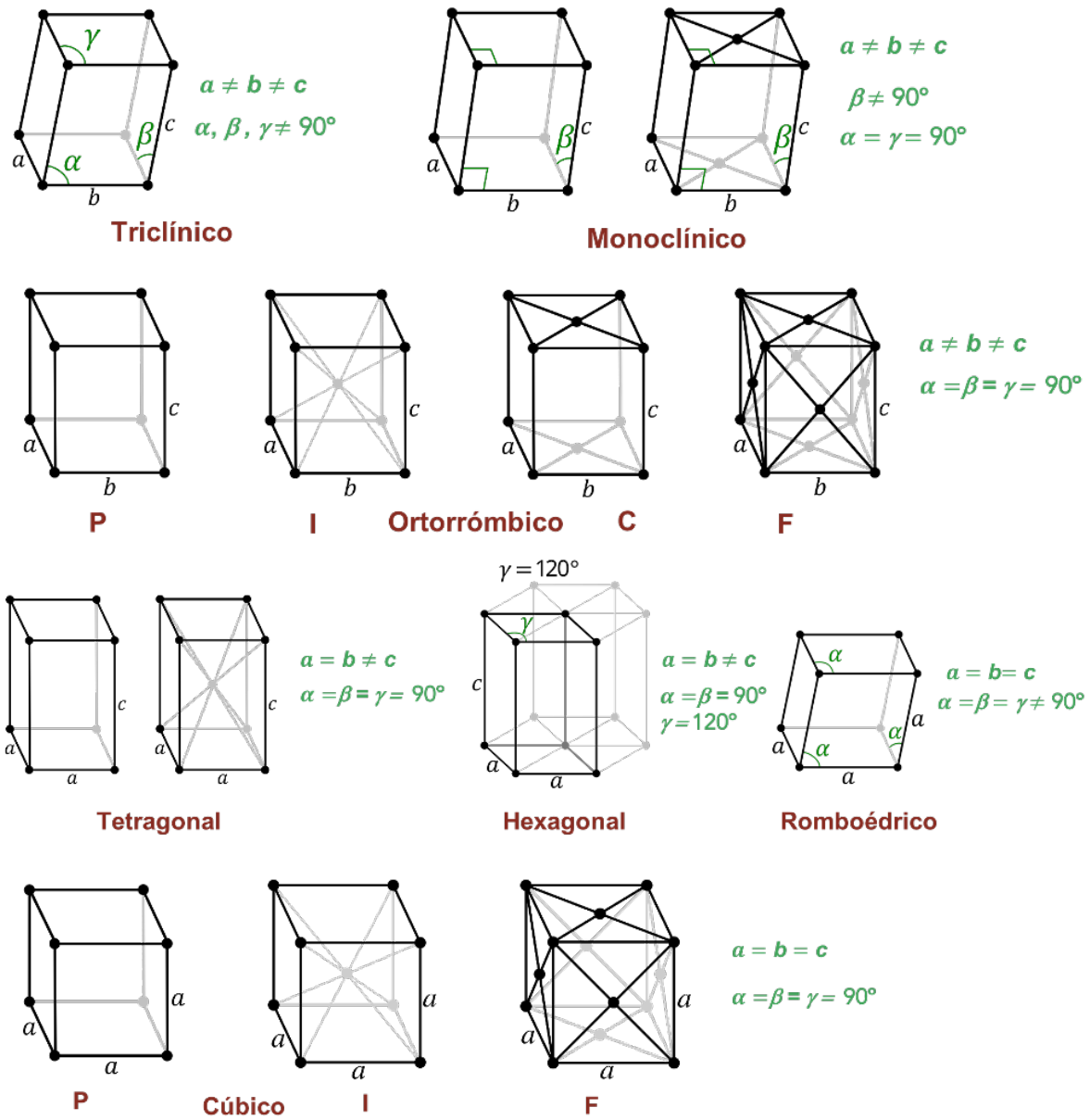


Figura 3.8: Representación de las 14 redes de Bravais;  $a$ ,  $b$  y  $c$  son las dimensiones de los vectores de la celda unitaria y  $\alpha$ ,  $\beta$  y  $\gamma$  son los ángulos formados entre los vectores.

cúbica centrada en las caras, como se muestra en la Figura 3.6. En esta estructura, los iones  $\text{Na}^+$  ocupan los vértices y el centro de cada cara de un cubo, mientras que los iones  $\text{Cl}^-$  se sitúan en los centros de los cubos alternos. Esta disposición espacial maximiza las atracciones electrostáticas entre iones de carga opuesta, resultando en un sólido cristalino con propiedades características como alto punto de fusión y solubilidad en agua.

### Energía de red cristalina o energía reticular

La **energía de red cristalina**, también conocida como **energía reticular**, es la energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto iónico sólido en sus iones gaseosos.

Hablaremos del mol en el siguiente capítulo. En otras palabras, la energía de red cristalina representa la energía que se requiere para romper las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos a los iones en la estructura cristalina del compuesto.

La magnitud de la energía de red cristalina proporciona una medida importante de la estabilidad de los compuestos iónicos. Cuanto mayor sea la energía de red cristalina, mayor será la estabilidad del compuesto. Esto se debe a que una mayor energía de red cristalina indica que se requiere más energía para romper las fuerzas electrostáticas entre los iones, lo que dificulta la desintegración del compuesto.

Si bien la energía de red cristalina no se puede medir directamente de forma experimental, existen métodos indirectos para su determinación:

1. **Ciclo de Born-Haber:** Este método termodinámico relaciona la energía de red cristalina con otras energías termodinámicas como las energías de ionización y las afinidades electrónicas. El estudio del ciclo de Born-Haber se aborda en el curso de Termodinámica, lo que está fuera del alcance de este texto.
2. **Ley de Coulomb:** Establece que la energía potencial electrostática entre dos iones es directamente proporcional al producto de sus cargas e inversamente proporcional a la distancia que los separa. Esta relación se expresa mediante la Ecuación 3.1:

$$E = k \frac{Q^+ \cdot Q^-}{r} \quad (3.1)$$

donde  $E$  es la energía potencial electrostática (en kJ/mol),  $k$  es la constante de Coulomb (en  $\text{kJ} \cdot \text{m}^2 \text{C}^{-2}$ ),  $Q^+$  y  $Q^-$  son las cargas de los iones (en C) y  $r$  es la distancia entre los iones (en m).

La Tabla 3.1 muestra algunos ejemplos de valores de energía de red cristalina para distintos compuestos iónicos. Estos valores proporcionan información valiosa sobre la estabilidad relativa de estos compuestos.

Para explicar los valores que se muestran en la Tabla 3.1 podemos generalizar las tendencias

Tabla 3.1: Energía de red cristalina para algunos compuestos iónicos.

| Compuesto | Energía de red<br>(kJ/mol) | Compuesto         | Energía de red<br>(kJ/mol) |
|-----------|----------------------------|-------------------|----------------------------|
| LiF       | 1030                       | MgCl <sub>2</sub> | 2326                       |
| LiCl      | 834                        | SrCl <sub>2</sub> | 2127                       |
| LiI       | 730                        |                   |                            |
| NaF       | 910                        | MgO               | 3795                       |
| NaCl      | 788                        | CaO               | 3414                       |
| NaBr      | 732                        | SrO               | 3217                       |
| NaI       | 682                        |                   |                            |
| KF        | 808                        | ScN               | 7547                       |
| KCl       | 701                        |                   |                            |
| KBr       | 671                        |                   |                            |
| CsCl      | 657                        |                   |                            |
| CsI       | 600                        |                   |                            |

empleando la ley de Coulomb (ecuación 3.1) para los compuestos iónicos NaF, Na<sub>2</sub>O y S<sub>2</sub>O.

En los tres casos, el catión es el mismo, con carga +1, en el caso de los aniones, el flúor y el oxígeno están en el mismo periodo, mientras que el oxígeno y el azufre se encuentran en el mismo grupo con carga -2. El oxígeno tiene una mayor carga que el flúor, además de menor radio iónico, por lo tanto, su energía reticular será mayor. Por otra parte, el oxígeno y el azufre tienen la misma carga (-2), sin embargo, el azufre tiene un mayor radio iónico, por lo que, su energía reticular será menor.

### Ejemplo 3.2: Energía reticular

Ordena los siguientes compuestos iónicos según el incremento en su energía de red cristalina: NaF, CsI y CaO.

#### Estrategia:

Usando la ecuación 3.1 como referencia, es necesario establecer de qué manera la distancia entre los centros de los iones y la magnitud de sus cargas influyen en la energía de red.

#### Solución:

El NaF está formado por los iones Na<sup>+</sup> y F<sup>-</sup>.

El CsI está formado por los iones Cs<sup>+</sup> e I<sup>-</sup>.

El CaO por los iones Ca<sup>2+</sup> y O<sup>2-</sup>.

Debido a que el producto de las cargas,  $Q_1 \cdot Q_2$ , se encuentra en el numerador de la ecuación 3.1, la energía de red incrementará al aumentar las cargas de los iones. Por ello, se espera que la energía de red del CaO, que posee iones 2+ y 2-, sea la más alta entre los tres compuestos. Las cargas iónicas en NaF y CsI son iguales; por lo tanto, la diferencia en sus

energías de red dependerá de la distancia entre los centros de los iones en sus estructuras cristalinas. Considerando que el tamaño de los iones aumenta al descender en un grupo de la tabla periódica, sabemos que el  $\text{Cs}^+$  es más grande que el  $\text{Na}^+$  y el  $\text{I}^-$  es más grande que el  $\text{F}^-$ . Así, la distancia entre los iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{F}^-$  en NaF será menor que la distancia entre los iones  $\text{Cs}^+$  e  $\text{I}^-$  en CsI, resultando en una mayor energía de red para el NaF en comparación con el CsI.

Por lo tanto, en orden creciente de energía de red, los compuestos se organizan como:



**Verificación:**

La tabla 3.1 de la página 95 confirma que el orden de las energías de red es  $\text{CsI} < \text{NaF} < \text{CaO}$ .

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 3.9.** A qué tipo de enlace se refiere la siguiente definición: *se forma cuando los electrones se transfieren completamente de un átomo a otro. Durante este proceso, un átomo pierde electrones y otro los gana, lo que permite que dichos átomos se unan por interacciones electrostáticas.*

**Ejercicio 3.10.** ¿Cuál es la importancia de la energía de ionización de un elemento y la afinidad electrónica de otro elemento en su capacidad para formar compuestos iónicos?

**Ejercicio 3.11.** Los compuestos iónicos se caracterizan, entre otras cosas, por ser conductores de la electricidad cuando se encuentran en alguna de las siguientes condiciones. Justifica tus respuestas.

- a) Sólido                                      b) Fundido                                      c) Disuelto en agua

**Ejercicio 3.12.** Sabiendo que el cloruro de magnesio,  $\text{MgCl}_2$ , es un compuesto iónico, indica si es verdadera (V) o falsa (F) cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) Para formar el enlace se transfieren 2 electrones del Mg a los átomos de Cl.  
b) Al formar el enlace iónico, el átomo de Mg gana dos electrones.  
c) Los átomos de cloro participan como iones  $\text{Cl}^-$ .  
d) La atracción que une a los iones de  $\text{Cl}^-$  con el ion de  $\text{Mg}^{2+}$  es de naturaleza electrostática.

**Ejercicio 3.13.** Escribe la fórmula química del compuesto iónico formado por los siguientes pares de elementos:

- a) Ca y Cl                                      b) K y S                                      c) Sc y O                                      d) Mg y O

**Ejercicio 3.14.** Escribe la reacción entre los siguientes pares de átomos y predice la fórmula química del compuesto iónico formado, usando los diagramas de Lewis:

- a) Na y S                      b) Ca y O

**Ejercicio 3.15.** Representa los siguientes compuestos con estructuras de Lewis:

- a)  $\text{Al}(\text{OH})_3$       b)  $\text{Ca}(\text{CN})_2$       c)  $\text{NH}_4\text{F}$       d)  $\text{KClO}_3$       e)  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$

**Ejercicio 3.16.** Define el concepto de energía de red cristalina o energía de red.

**Ejercicio 3.17.** Describe cómo cambia la energía de red cuando cambia la carga de los iones y cuando cambia el tamaño de los iones que forman un compuesto iónico.

**Ejercicio 3.18.** ¿Por qué la estabilidad de los compuestos iónicos depende de la magnitud de su energía de red cristalina?

**Ejercicio 3.19.** Indica la razón por la que ocurre la tendencia en la energía de red cristalina para cada par de compuestos que se escriben a continuación:

- a)  $\text{MgO} > \text{MgS}$                       b)  $\text{LiF} > \text{CsBr}$                       c)  $\text{CaO} > \text{KF}$

**Ejercicio 3.20.** De los siguientes compuestos, ¿cuál es el que tiene la mayor energía de red?

- a) LiCl                      b) NaF                      c) MgO                      d) KF                      e) KBr

### 3.5 Enlace covalente

El concepto de **molécula**, piedra angular de la química, se remonta al siglo XVII. Sin embargo, no fue hasta principios del siglo XX que los científicos comenzaron a desentrañar los misterios de las moléculas. En 1916, el químico estadounidense Gilbert N. Lewis propuso una teoría revolucionaria: *los átomos se unen mediante **enlaces covalentes**, los cuales se forman porque los átomos comparten electrones para alcanzar la estabilidad energética.*

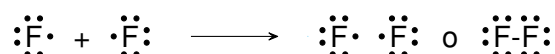
Los principales elementos que forman el enlace covalente son los no metálicos, aquellos que se ubican en el lado derecho de la tabla periódica. Estos átomos buscan completar su última capa o nivel de energía, generalmente con ocho electrones, para cumplir con la regla del octeto.

El hidrógeno, a pesar de ser un no metal, presenta un comportamiento único. A diferencia de otros no metales que buscan completar el octeto, el hidrógeno solo busca alcanzar un dúo de electrones en su capa de valencia. Por lo tanto, el hidrógeno también puede formar enlaces covalentes con elementos no metálicos.

La esencia del enlace covalente se encuentra en compartir electrones. Cada par de electrones compartidos entre dos átomos se comporta como si perteneciera exclusivamente a cada uno de ellos. En átomos con múltiples capas de electrones (átomos polieletrónicos), solo los electrones

de valencia participan en la formación de enlaces covalentes. Los electrones internos, de menor energía, permanecen en sus capas interiores sin participar en la formación de enlaces.

Para ilustrar el concepto de enlace covalente, tomemos como ejemplo la formación de la molécula de flúor ( $F_2$ ). El flúor, ubicado en el grupo 17 de la tabla periódica, posee la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Los dos electrones  $1s$  del flúor, de baja energía y cercanos al núcleo, no participan en la formación del enlace. Cada átomo de flúor posee siete electrones de valencia: los dos electrones  $2s$  y los cinco electrones  $2p$ . Un átomo de flúor aislado presenta un electrón no apareado en su orbital  $2p$ , representado por un punto en el diagrama de Lewis. Los átomos de flúor comparten sus electrones no apareados, formando un enlace covalente y completando el octeto en cada átomo. La representación de Lewis para la molécula  $F_2$  queda de la siguiente manera:



### Tipos de enlace covalente

Los diagramas de Lewis permiten distinguir entre los electrones que forman el enlace covalente y aquellos que no participan en él, llamados **pares libres**, como se ilustra en la Figura 3.9. Estos pares libres *son pares de electrones de valencia que no se comparten con otros átomos y por tanto no forman parte del enlace covalente*. La **covalencia** de un átomo se define como el número de

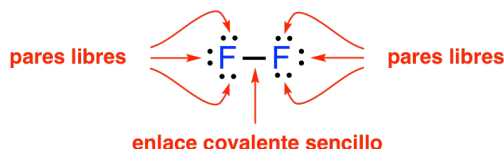


Figura 3.9: Representación de esquemática de los pares libres en una estructura de Lewis.

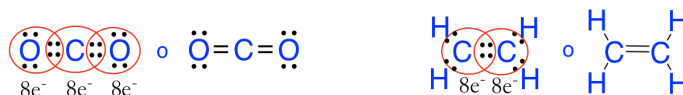
electrones que se comparte en enlaces covalentes. Si la covalencia es mayor a 1, pueden formarse enlaces dobles o triples entre los átomos, denominados genéricamente **enlaces múltiples**.

Con base en lo anterior, podemos clasificar los enlaces covalentes en:

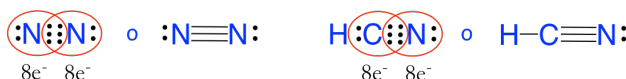
- **Enlace covalente sencillo:** Dos átomos se unen compartiendo un par de electrones.



- **Enlace covalente doble:** Dos átomos comparten dos pares de electrones.



- **Enlace covalente triple:** Dos átomos comparten tres pares de electrones.



Esta clasificación permite explicar la evidencia experimental que muestra que algunos enlaces son más cortos que otros. Los enlaces múltiples son más cortos que los enlaces covalentes sencillos. Gracias a su capacidad para explicar estas observaciones, la propuesta de Lewis se convirtió en un modelo fundamental del enlace químico. Este modelo permitió comprender la correlación entre la longitud o distancia de enlace y el tipo de enlace covalente presente en las moléculas.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 3.21.** Describe qué es el enlace covalente.

**Ejercicio 3.22.** ¿Cuál fue el aporte de Gilbert Lewis para la comprensión del enlace covalente?

**Ejercicio 3.23.** Crea una tabla comparativa de las propiedades físicas y químicas de los compuestos iónicos y los compuestos covalentes.

**Ejercicio 3.24.** En las especies químicas  $\text{Cl}_2$  y  $\text{NaCl}$ , ¿cuál tiene enlace covalente?

**Ejercicio 3.25.** Utilizando símbolos de Lewis representa la reacción entre:

- a) Átomos de magnesio y azufre para formar  $\text{MgS}$ .
- b) Átomos de Ga y Cl.
- c) Átomos de N e H para formar  $\text{NH}_3$ .

Indica si los compuestos formados son iónicos o covalentes.

**Ejercicio 3.26.** ¿Qué compuesto tiene el enlace más covalente?

- a)  $\text{AlCl}_3$       b)  $\text{MgCl}_2$       c)  $\text{NaCl}$       d)  $\text{BCl}_3$       e)  $\text{RbF}$       f)  $\text{KCl}$

**Ejercicio 3.27.** ¿Cómo se define la distancia o longitud de un enlace?

**Ejercicio 3.28.** Escribe la fórmula de una molécula con enlace sencillo, otra con enlace doble y otra con enlace triple.

**Ejercicio 3.29.** ¿Cómo cambia la longitud de enlace, en moléculas con los mismos átomos, cuando pasamos de un enlace sencillo a uno doble y luego a uno triple?

**Ejercicio 3.30.** Escribe una estructura de Lewis para el  $\text{O}_2$  donde cada átomo obtenga un octeto de electrones y justifica la necesidad de un enlace doble en esta estructura. Asimismo, explica por qué la longitud del enlace O-O en el  $\text{O}_2$  es menor en comparación con compuestos que poseen enlaces sencillos.

**Ejercicio 3.31.** Empleando una estructura de Lewis para cada compuesto, determina la cantidad de enlaces simples, dobles o triples en:

- a)  $\text{CO}_2$       b)  $\text{NH}_3$       c)  $\text{N}_2$       d)  $\text{H}_2\text{O}$       e)  $\text{O}_2$

### 3.6 Electronegatividad y polaridad del enlace

Como lo describimos en el capítulo previo, en el ámbito de la química, la **electronegatividad** se define como la *tendencia de un átomo a atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace químico*. Este concepto fundamental permite comprender la formación y las propiedades de diversos tipos de enlaces.

Un enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten un par de electrones. En moléculas como el hidrógeno ( $H_2$ ), donde ambos átomos son idénticos, se espera una distribución equitativa de los electrones, es decir, que pasen el mismo tiempo alrededor de cada núcleo. A este tipo de enlace también se le conoce como enlace covalente no polar.

En moléculas como el fluoruro de hidrógeno (HF), la diferencia de electronegatividad entre el flúor (F) y el hidrógeno (H) genera una distribución desigual de los electrones compartidos. El átomo de F, siendo más electronegativo, atrae con mayor fuerza los electrones, creando una **polarización del enlace**. Este efecto se ilustra en la Figura 3.10.

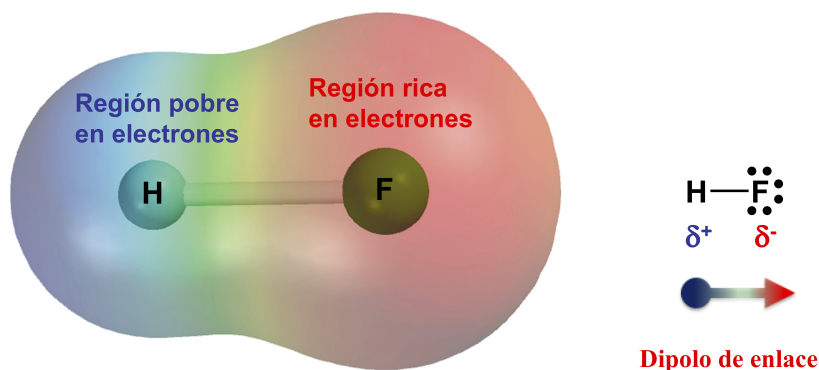


Figura 3.10: Representación de la molécula de HF, que ilustra la formación de un dipolo.

Por lo anterior, los enlaces covalentes se pueden clasificar en dos tipos principales:

- Enlaces covalentes no polares:** Si la distribución de electrones es simétrica entre los átomos, se forma un enlace covalente no polar. En este caso, la molécula no presenta un dipolo eléctrico.
- Enlaces covalentes polares:** Cuando la distribución de electrones en el enlace no es equitativa, es decir, uno de los átomos atrae los electrones con mayor fuerza, se genera un enlace covalente polar. Esto resulta en una molécula con un dipolo eléctrico, donde un extremo es ligeramente positivo y el otro ligeramente negativo.

El desplazamiento de la densidad electrónica hacia el átomo más electronegativo genera un **dipolo de enlace**, representado por un vector que apunta desde el átomo menos electronegativo hacia el más electronegativo. La magnitud de este vector refleja la intensidad de la polarización.

En moléculas con más de dos átomos, los dipolos de enlace individuales se suman vectorialmente para determinar el **momento dipolar molecular** ( $\vec{\mu}$ ), que es una propiedad que se mide experimentalmente. La geometría molecular juega un papel crucial para determinar esta propiedad.



En función del valor del momento dipolar, las moléculas se clasifican en:

**Moléculas no polares (apolares):** Si  $\vec{\mu} = 0$ , la molécula presenta una distribución simétrica de la carga electrónica, sin polos definidos. Un ejemplo de este tipo de moléculas es el dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).

**Moléculas polares:** Si  $\vec{\mu} \neq 0$ , la molécula presenta una distribución asimétrica de la carga electrónica, con polos definidos positivo y negativo. Un ejemplo de este tipo de moléculas es el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 3.32.** ¿A qué concepto se refiere la siguiente definición? *Es la capacidad que tiene un átomo de atraer hacia sí los electrones de otro átomo para formar un enlace químico y así generar un compuesto.*

**Ejercicio 3.33.** Según la escala de electronegatividades de Linus Pauling, ¿cuál es el elemento de la tabla periódica con la electronegatividad más alta (incluye su valor) y cuál es el elemento con la electronegatividad más baja (incluye su valor)?

**Ejercicio 3.34.** Cuando se forma un enlace entre dos átomos, ¿cómo influye la electronegatividad de los átomos en el tipo de enlace que se forma?

**Ejercicio 3.35.** De acuerdo con la polaridad del enlace determinada por la electronegatividad de los átomos involucrados (consulta las tablas si es necesario), ordena los enlaces de forma ascendente según su polaridad. Señala las cargas parciales ( $\delta+$ ,  $\delta-$ ) asociadas a cada átomo.

- |                       |                      |                    |
|-----------------------|----------------------|--------------------|
| a) Si-O, C-Br y As-Br | b) H-Se, P-Cl y N-Cl | c) H-F, O-F y Be-F |
| d) C-S, B-F y N-O     | e) O-Cl, S-Br y C-P  |                    |

**Ejercicio 3.36.** Las distancias de enlace de los halogenuros de hidrógeno H-F, H-Cl, H-Br y H-I son 0.92 Å, 1.27 Å, 1.41 Å y 1.61 Å, respectivamente.

- Determina el momento dipolar en debyes (D) para cada una de estas moléculas, asumiendo que los enlaces son iónicos puros (ideales).
- Los valores experimentales de los momentos dipolares para esta serie de halogenuros son 1.82 D, 1.08 D, 0.82 D y 0.44 D, respectivamente. ¿Qué puedes inferir sobre las magnitudes de las cargas parciales que generan los momentos dipolares experimentales en comparación con las cargas utilizadas para calcular los momentos dipolares en el inciso anterior? ¿Son mayores o menores? Recuerda que  $1 \text{ D} = 3.34 \times 10^{-30} \text{ coulombs} \cdot \text{metro} (\text{C} \cdot \text{m})$  y que la carga del electrón es  $1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

**Ejercicio 3.37.** Utilizando los datos del ejercicio anterior:

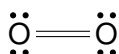
- Calcula la magnitud de la carga parcial (en términos de la carga del electrón) del átomo de hidrógeno que produce el momento dipolar experimental en cada uno de los halogenuros de hidrógeno.
- Grafica las cargas parciales obtenidas en el inciso anterior en función de las diferencias de electronegatividad entre el hidrógeno y el halógeno correspondiente (consulta una tabla de electronegatividades para ello).
- ¿Qué relación puedes observar entre las cargas parciales y las diferencias de electronegatividad?

### 3.7 Estructuras de Lewis

Los átomos se asocian entre sí mediante enlaces químicos, compartiendo o transfiriendo electrones. Una herramienta valiosa para comprender este proceso es la representación gráfica conocida como **estructuras de Lewis** o **diagramas de Lewis**. Estas estructuras nos permiten visualizar la disposición de los electrones en las moléculas, brindando información crucial sobre su enlace y propiedades.

En los diagramas de Lewis, los átomos se representan por sus símbolos químicos, mientras que los electrones se muestran como puntos o líneas. Un enlace covalente simple se representa por una línea que conecta los átomos, mientras que un enlace doble o triple se representa por dos o tres líneas, respectivamente. La regla del octeto, principio fundamental en la química, dicta que los átomos tienden a completar su capa de valencia con ocho electrones (o dos para el hidrógeno), logrando así una configuración estable.

A manera de ejemplo, consideremos la molécula de oxígeno ( $O_2$ ). Cada átomo de oxígeno posee seis electrones en su capa de valencia. Para alcanzar la estabilidad, estos átomos comparten dos electrones, formando un enlace doble covalente. La estructura de Lewis para el  $O_2$  se representa de la siguiente manera:



En esta representación, cada átomo de oxígeno está rodeado por ocho electrones, cumpliendo con la regla del octeto. Sin embargo, es importante recordar que seis de estos electrones pertenecen al átomo original, mientras que los dos restantes forman parte del enlace covalente que los une.

#### Estrategia para dibujar estructuras de Lewis

Para dibujar estructuras de Lewis de moléculas más complejas, podemos seguir los siguientes pasos:

- Identificar los átomos:* Se identifican los átomos presentes en la molécula y su disposición espacial.
- Seleccionar el átomo central:* Generalmente, el átomo menos electronegativo o de mayor tamaño se coloca en el centro de la estructura, excepto el hidrógeno y los halogenuros. El resto de los átomos de la molécula se colocan de forma simétrica para optimizar la estabilidad.

3. *Contar electrones de valencia*: Se determina el número de electrones de valencia en la capa externa de cada átomo. A esta cantidad la llamaremos  $A$  (electrones disponibles).
4. *Contar electrones totales*: Se calcula el número total de electrones de valencia en la molécula, sumando los electrones de valencia de cada átomo. A esta cantidad la llamaremos  $N$  (electrones totales).
5. *Distribuir electrones compartidos*: Se determina el número de electrones que se comparten entre los átomos para alcanzar la configuración estable. A esta cantidad la llamaremos  $N - A$  y se obtiene restando los electrones disponibles de los electrones totales.
6. *Formar enlaces*: Se colocan los pares electrónicos compartidos (resultado del paso previo) como enlaces entre los átomos, utilizando una línea por cada par.
7. *Completar el octeto*: Se colocan los electrones restantes alrededor de cada átomo, completando así su capa de valencia y cumpliendo con la regla del octeto. Estos electrones serán los pares libres.

Al dibujar estructuras de Lewis, debemos recordar que los enlaces covalentes pueden ser simples, dobles o triples, representados por una, dos o tres líneas, respectivamente. Además, como lo veremos más adelante, en algunos casos la regla del octeto no se cumple estrictamente. Por ejemplo, algunos elementos del grupo 13 (B, Al, Ga) pueden tener estructuras estables con solo seis electrones alrededor del átomo central.

### Ejemplo 3.3: Estructura de Lewis

Dibuja la estructura de Lewis del dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).

#### Estrategia:

Necesitamos identificar el número total de electrones de cada átomo, sus electrones de valencia y la configuración electrónica de los mismo. También conviene identificar al átomo menos electronegativo.

#### Solución:

**Paso 1:** Reunimos los datos necesarios en la siguiente tabla:

| Elemento | Estructura electrónica de la capa de valencia | Electrones de valencia | Capacidad de la capa de valencia |
|----------|-----------------------------------------------|------------------------|----------------------------------|
| C        | $2s^2 2p^2$                                   | 4                      | 8                                |
| O        | $2s^2 2p^4$                                   | 6                      | 8                                |

Electrones de valencia disponibles:  $A = 4 + (6 \cdot 2) = 16$ .

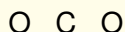
Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 \cdot 3 = 24$ .

Electrones compartidos:  $N - A = 24 - 16 = 8$  (cuatro enlaces).

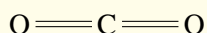
Electrones restantes:  $16 - 8 = 8$  (cuatro pares).

**Paso 2:** Colocamos al átomo de carbono (el menos electronegativo) rodeado de los átomos

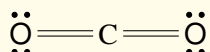
de oxígeno.



**Paso 3:** Ahora distribuiremos los electrones enlazantes sobre los átomos, para ello dibujamos los enlaces calculados. En este caso son 4 enlaces.



**Paso 4:** Distribuimos los electrones restantes para completar sus octetos; en este caso son 4 pares de electrones. Así obtenemos la estructura de Lewis buscada.



**Verificación:**

Contamos los electrones de valencia en el compuesto  $\text{CO}_2$ . El resultado es 16, el mismo número de electrones que calculamos en el paso 1.

### Ventajas y limitaciones de las estructuras de Lewis

- Ventajas:
  - Visualización sencilla de la estructura electrónica de las moléculas.
  - Comprensión del tipo de enlace (covalente, iónico).
  - Predicción de la geometría molecular.
  - Facilidad para el análisis de la reactividad química.
- Limitaciones:
  - No representan la tridimensionalidad real de las moléculas.
  - No siempre predicen la geometría molecular con precisión, especialmente para moléculas con pares de electrones no enlazantes.
  - No consideran los efectos de la resonancia (trataremos el fenómeno de la resonancia más adelante).

#### Ejemplo 3.4: Enlace covalente coordinado

Dibuja la estructura de Lewis del ácido cloroso ( $\text{HClO}_2$ ).

**Estrategia:**

Necesitamos identificar el número total de electrones de cada átomo, sus electrones de valencia y la configuración electrónica de los mismos. También conviene identificar al átomo menos electronegativo.

**Solución:**

**Paso 1:** Reunimos los datos necesarios en la siguiente tabla:

| Elemento | Estructura electrónica de la capa de valencia | Electrones de valencia | Capacidad de la capa de valencia |
|----------|-----------------------------------------------|------------------------|----------------------------------|
| Cl       | $2s^2 2p^5$                                   | 7                      | 8                                |
| O        | $2s^2 2p^4$                                   | 6                      | 8                                |
| H        | $1s^2$                                        | 1                      | 2                                |

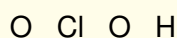
Electrones de valencia disponibles:  $A = 7 + (6 \cdot 2) + 1 = 20$ .

Capacidad total de la capa de valencia:  $N = (8 \cdot 3) + 2 = 26$ .

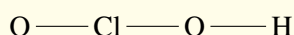
Electrones compartidos:  $N - A = 26 - 20 = 6$  (tres enlaces).

Electrones restantes:  $20 - 6 = 14$  (siete pares).

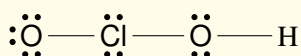
**Paso 2:** Colocamos al átomo de oxígeno (el menos electronegativo) rodeado de los átomos de cloro e hidrógeno. Es importante notar que 2 átomos de oxígeno juntos forman un enlace especial, llamado “enlace peróxido”. El compuesto que estamos analizando no contiene este tipo de enlace, por tanto no podemos colocar a los dos átomos de oxígeno juntos:



**Paso 3:** Ahora distribuiremos los electrones enlazantes sobre los átomos, para ello dibujamos los enlaces calculados. En este caso son 3 enlaces.



**Paso 4:** Distribuimos los electrones restantes para completar sus octetos; en este caso son 7 pares de electrones. Así obtenemos la estructura de Lewis buscada.

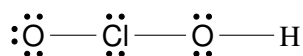


#### Verificación:

Contamos los electrones de valencia en el compuesto  $\text{HClO}_2$ . El resultado es 20, el mismo número de electrones que calculamos en el paso 1.

### Enlace covalente coordinado

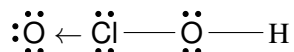
En el análisis previo de la estructura de Lewis del  $\text{HClO}_2$ , observamos que, a excepción del hidrógeno con dos electrones, cada átomo presenta ocho electrones a su alrededor.



Sin embargo, surge una discrepancia al contar los electrones alrededor del oxígeno enlazado al hidrógeno. Si bien se suman los seis electrones iniciales del oxígeno, uno del hidrógeno y uno del cloro, el otro oxígeno (extremo izquierdo) presenta siete electrones, mientras que el cloro solo tiene seis. Esta situación no concuerda con los electrones de valencia de cada átomo.

La solución a este enigma radica en el concepto del **enlace covalente coordinado** o **enlace**

**dativo.** En este tipo de enlace, un átomo (donador) aporta un par de electrones a otro átomo (aceptor), sin que se forme un enlace iónico. En el caso del  $\text{HClO}_2$ , el cloro actúa como donador y el oxígeno como aceptor:



Al considerar este enlace covalente coordinado, cada átomo presenta la configuración electrónica esperada: el oxígeno tiene sus seis electrones iniciales, el cloro sus siete electrones (incluidos los dos donados) y el hidrógeno sus dos electrones. De esta manera, la estructura de Lewis del  $\text{HClO}_2$  resulta consistente con los principios de la química de valencia.

### 3.8 Cargas formales

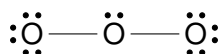
El concepto de carga formal (CF) nos permite evaluar la distribución de electrones en una molécula y analizar su estabilidad.

Las **cargas formales** se definen como la diferencia entre la cantidad de electrones de valencia que un átomo posee en estado neutro y la cantidad de electrones que le son asignados en una estructura de Lewis específica.

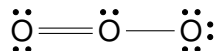
Para cada átomo en una molécula, las cargas formales se calculan mediante la siguiente ecuación:

$$\text{carga formal} = \text{electrones de valencia} - \text{electrones asignados} \quad (3.2)$$

Consideremos la molécula de ozono ( $\text{O}_3$ ) como ejemplo. Siguiendo los pasos para dibujar la estructura de Lewis, obtenemos la siguiente representación:



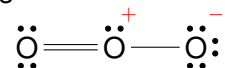
En este caso, el átomo central de oxígeno (O) solo tiene seis electrones asignados, mientras que debería tener ocho. Para resolver este problema, reubicamos un par de electrones para completar el octeto del átomo central; esto lo hacemos convirtiendo un par de electrones libres de uno de los átomos del extremo en un nuevo enlace, quedando de la siguiente forma:



Finalmente, calculamos las cargas formales:

|                                |                                                        |    |    |
|--------------------------------|--------------------------------------------------------|----|----|
|                                | $\ddot{\text{O}} = \ddot{\text{O}} - \ddot{\text{O}}:$ |    |    |
| Electrones de valencia:        | 6                                                      | 6  | 6  |
| Electrones asignados al átomo: | 6                                                      | 5  | 7  |
| Diferencia (carga formal):     | 0                                                      | +1 | -1 |

En este diagrama de Lewis, las líneas onduladas indican una hipotética ruptura del enlace que sirve para asignar los electrones a los átomos enlazados. En el primer caso, si el enlace sencillo se rompe, daría como resultado la transferencia de un electrón a cada átomo. En el segundo caso, si el enlace doble se rompe, daría como resultado la transferencia de dos electrones a cada átomo unido por éste. De esta manera, las cargas formales del ozono son:



En los diagramas de Lewis, si la carga formal es cero, no es necesario escribir el símbolo 0 sobre el símbolo del átomo; por otra parte, si la carga formal es +1 o -1, omitimos el número y solo escribimos el símbolo + o -.

Para seleccionar la estructura de Lewis más adecuada entre varias opciones válidas, se consideran los siguientes criterios:

- *Cargas formales:* Se prefiere la estructura con cargas formales de cero o, en su defecto, con la menor cantidad posible de cargas formales distintas de cero.
- *Magnitud de las cargas formales:* Son preferibles las estructuras con cargas formales pequeñas ( $\pm 1$ ,  $\pm 2$ ) en comparación con aquellas que presentan cargas formales grandes ( $\pm 3$  o mayor).
- *Ubicación de las cargas formales:* En estructuras con la misma distribución de cargas formales, se prefiere la que asigna cargas negativas a los átomos más electronegativos.

### Reglas para la asignación de cargas formales

La carga formal representa un método cuantitativo que permite evaluar la distribución teórica de electrones en una estructura de Lewis, asumiendo que todos los enlaces son completamente covalentes y que los electrones enlazantes se comparten equitativamente entre los átomos unidos. Aunque esta aproximación no refleja la distribución real de densidad electrónica —que está influenciada por diferencias de electronegatividad—, constituye una herramienta valiosa para comparar estructuras químicas y predecir la estabilidad relativa de diferentes arreglos atómicos.

**Criterios de estabilidad:** Las estructuras de Lewis más estables típicamente minimizan las cargas formales, presentando valores cercanos a cero en la mayoría de los átomos. Cuando las cargas formales no se pueden asignar de forma única en una molécula, la estructura más favorable es aquella donde las cargas negativas residen en los átomos más electronegativos y las cargas positivas en los menos electronegativos.

Para verificar que las cargas formales se asignen de manera correcta, considera los lineamientos siguientes:

1. **Conservación de carga en moléculas neutras:** La suma algebraica de todas las cargas formales debe ser igual a cero.
2. **Conservación de carga en cationes:** La suma de las cargas formales debe ser igual a la carga positiva total del ion poliatómico.
3. **Conservación de carga en aniones:** La suma de las cargas formales debe ser igual a la carga negativa total del ion poliatómico.

4. **Minimización de cargas formales:** Entre estructuras válidas, se prefiere aquella con el menor número de cargas formales no nulas.
5. **Distribución electrostática favorable:** Las cargas formales negativas deben localizarse preferentemente en los átomos más electronegativos de la molécula.

### Ejemplo 3.5: Cargas formales

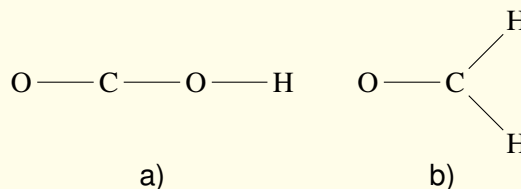
El formaldehído ( $\text{CH}_2\text{O}$ ) es un líquido con un olor penetrante y desagradable, utilizado tradicionalmente para la conservación de especímenes en laboratorios. Dibuja la estructura de Lewis más adecuada para esta molécula.

#### Estrategia:

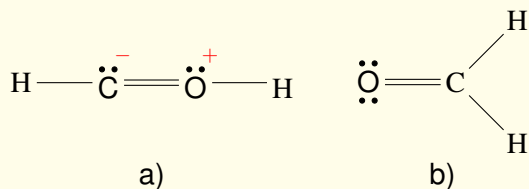
Una estructura de Lewis plausible debe cumplir con la regla del octeto para todos los átomos, excepto el hidrógeno. Además, las cargas formales (si las hay) deben distribuirse según los principios de la electronegatividad.

#### Solución:

Las dos posibles estructuras básicas son:



Primero dibujamos las estructuras de Lewis para cada una de estas posibilidades:



Asignamos las cargas formales de acuerdo con el procedimiento propuesto. Aunque ambas estructuras satisfacen la regla del octeto, la estructura identificada con el inciso **b)** es la estructura más probable debido a que no presenta cargas formales. ■

#### Verificación:

Para cada estructura podemos verificar que el número total de electrones de valencia es de 12, además de que debemos recordar que la estructura más estable será aquella que tenga las cargas formales más pequeñas.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 3.38.** Dibuja con símbolos de Lewis cada una de las siguientes moléculas o iones.





g)  $\text{HNO}_2$  (los átomos están arreglados como HONO).

h)  $\text{OSCl}_2$  (donde el átomo de S es el central).

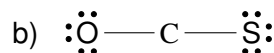
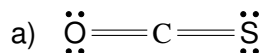
**Ejercicio 3.39.** Explica qué es la carga formal de un átomo en una molécula.

**Ejercicio 3.40.** Escribe una breve explicación sobre la utilidad de la carga formal.

**Ejercicio 3.41.** Emplea los principios de carga formal y electronegatividad para justificar por qué la estructura de Lewis más adecuada para el  $\text{HSO}_3^-$  es aquella que presenta un octeto incompleto en el átomo de azufre.

**Ejercicio 3.42.** Los átomos en la molécula de  $\text{N}_2\text{O}_5$  se organizan de modo que cada nitrógeno está enlazado a tres oxígenos, mientras que uno de los oxígenos está conectado a dos átomos de nitrógeno. Empleando el método de cargas formales, determina la(s) estructura(s) de Lewis para esta molécula. Se sabe que las distancias de los enlaces N-O pueden ser de 118 pm o 136 pm. Basándote en las estructuras de Lewis que has propuesto, indica a cuáles de los enlaces asignarías estas longitudes.

**Ejercicio 3.43.** Indica cuál de las siguientes estructuras es más estable y explica el porqué.



**Ejercicio 3.44.** ¿Cuál es la carga formal del átomo indicado en cada una de las siguientes estructuras?

a) El O central en  $\text{O}_3$

b) Al en  $\text{AlH}_4^-$

c) Cl en  $\text{ClO}_3^-$

d) Si en  $\text{SiF}_6^{2-}$

e) Cl en  $\text{ClF}_3$

**Ejercicio 3.45.** Calcula el valor de la carga formal en el átomo de C en cada uno de los siguientes compuestos:

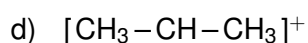
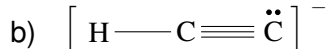
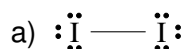
a)  $\text{CO}_3^{2-}$

b)  $\text{CO}_2$

c)  $\text{CO}$

d)  $\text{CS}_2$

**Ejercicio 3.46.** Asigna la carga formal a cada átomo en las siguientes estructuras:

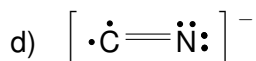
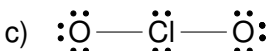
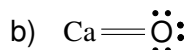
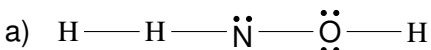


**Ejercicio 3.47.** La azida de hidrógeno ( $\text{HN}_3$ ) es un líquido que explota violentamente cuando se somete a un choque físico. En la molécula de  $\text{HN}_3$ , un enlace N-N tiene una longitud de 1.13 Å y el otro enlace N-N tiene una longitud de 1.26 Å. El ángulo de enlace H-N-N es de 112°. Dibuja las estructuras de Lewis y un boceto de la molécula que sea consistente con esta información.

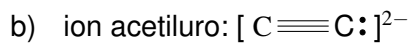
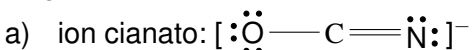
**Ejercicio 3.48.** Escribe la estructura de Lewis más probable para los siguientes compuestos con un número impar de electrones:



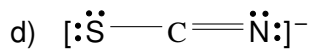
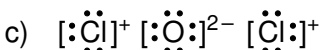
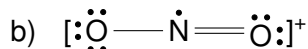
**Ejercicio 3.49.** Identifica el error en cada una de las siguientes estructuras y dibuja la estructura de Lewis correcta.



**Ejercicio 3.50.** Sólo una de las siguientes estructuras de Lewis es correcta, selecciónala y corrige los errores en las otras.



**Ejercicio 3.51.** Identifica el error en cada una de las siguientes estructuras de Lewis. Reemplaza cada una con su estructura de Lewis correcta.



### 3.9 Estructuras de resonancia

En algunos casos, una molécula puede presentar más de una estructura de Lewis válida. Por ejemplo, al dibujar la estructura de Lewis del ozono ( $\text{O}_3$ ), podemos colocar un enlace doble entre el átomo central y cualquiera de los dos átomos de oxígeno externos, cumpliendo así la regla del octeto. Estas dos estructuras de Lewis equivalentes se muestran a continuación:



Aun cuando las estructuras son correctas, no reflejan la longitud de enlace real en el ozono, ya que se esperaría que el enlace  $\text{O}-\text{O}$  fuera más largo que el enlace  $\text{O}=\text{O}$  debido a la naturaleza más corta de los enlaces dobles. Los experimentos revelan que ambos enlaces oxígeno-oxígeno en el ozono tienen la misma longitud (128 pm). Esta discrepancia entre la predicción teórica y la observación experimental se resuelve mediante el concepto de **estructuras de resonancia**.

Las **estructuras de resonancia** son representaciones alternativas de una molécula que no pueden ser descritas con una única estructura de Lewis.

Estas estructuras se conectan entre sí mediante una flecha de doble sentido, simbolizando la interconexión entre las diferentes distribuciones electrónicas.



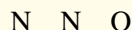
En el caso del ozono, las dos estructuras de Lewis equivalentes se consideran estructuras de resonancia, representando la verdadera naturaleza híbrida de la molécula. La flecha de doble sentido indica que la molécula no se encuentra en un estado estático representado por una sola estructura, sino que oscila entre estas dos configuraciones de manera rápida y constante.

### Ejemplo 3.6: Estructuras de resonancia

El óxido nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ) es una molécula con disposición atómica NNO. Dibuja tres estructuras de resonancia para esta molécula, indicando las cargas formales en cada una. Identifica cuál de las estructuras es más probable que exista.

#### Estrategia:

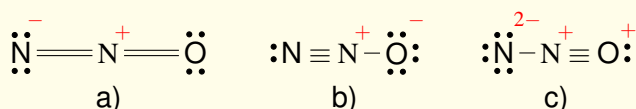
Primero dibujamos la estructura básica del  $\text{N}_2\text{O}$ :



A continuación, aplicamos el procedimiento para dibujar los diagramas de Lewis y determinar las cargas formales.

#### Solución:

Las tres estructuras de resonancia, con sus respectivas cargas formales, son:



Podemos ver que en las tres estructuras, algunos átomos tienen cargas formales diferentes de 0. A partir de este resultado, podemos analizar la viabilidad de cada estructura de la siguiente manera:

**Estructura a):** Poco probable debido a la carga negativa en el átomo de N, que es menos electronegativo que el O.

**Estructura c):** La menos probable por presentar los mayores valores de cargas formales y la carga positiva en el átomo de oxígeno.

**Estructura b):** La más probable debido a la carga negativa en el átomo de oxígeno, que es más electronegativo que el N. ■

#### Verificación:

El N tiene 5 electrones de valencia y el O tiene 6, por lo que el número total de electrones de valencia es  $(5 \times 2) + 6 = 16$ . Todas las estructuras tienen este número de electrones. Además, considerando que el  $\text{N}_2\text{O}$  es un compuesto neutro, la suma de cargas formales es cero.

## 3.10 Propiedades de los compuestos covalentes

Los compuestos covalentes, formados por la unión de átomos que comparten electrones, exhiben propiedades físicas y químicas distintivas que los diferencian de otros tipos de compuestos,

como los iónicos.

### Estado físico y fuerzas intermoleculares

Las **fuerzas intermoleculares** son interacciones que ocurren entre moléculas y son fundamentales para determinar las propiedades físicas de las sustancias. Estas fuerzas son:

- **Fuerzas de Van der Waals:** Estas incluyen las fuerzas de dispersión (o de London), que son atracciones temporales entre dipolos inducidos en moléculas no polares, y las fuerzas dipolo-dipolo, que ocurren entre moléculas polares.
- **Puentes de hidrógeno:** Son interacciones fuertes que se dan cuando un átomo de hidrógeno unido a un átomo altamente electronegativo (como oxígeno, nitrógeno o flúor) interactúa con un par de electrones no compartidos de otro átomo electronegativo.
- **Interacciones ión-dipolo:** Se producen entre iones y moléculas polares, y son fundamentales en la disolución de sales en agua.

Estas fuerzas afectan propiedades como los puntos de ebullición y fusión, la solubilidad y la tensión superficial.

Los compuestos covalentes pueden presentarse en los tres estados físicos más comunes, a temperatura ambiente: gaseoso, líquido o sólido. La naturaleza de estas fases depende de la complejidad molecular y las fuerzas intermoleculares presentes.

**Gases:** Moléculas pequeñas como el oxígeno ( $O_2$ ), el hidrógeno ( $H_2$ ) y el nitrógeno ( $N_2$ ) se encuentran en estado gaseoso a temperatura ambiente debido a las débiles fuerzas de van der Waals entre sus moléculas.

**Líquidos:** Moléculas con mayor complejidad, como el agua ( $H_2O$ ), el bromo ( $Br_2$ ) y el etanol ( $CH_3CH_2OH$ ), presentan fuerzas dipolo-dipolo o puentes de hidrógeno más fuertes, lo que las lleva a un estado líquido.

**Sólidos:** Moléculas de gran tamaño o con redes tridimensionales extensas, como el diamante y el grafito, ambos compuestos de carbono puro, se encuentran en estado sólido debido a las fuertes fuerzas intermoleculares que las mantienen unidas en una estructura cristalina.

### Propiedades térmicas

Los compuestos covalentes generalmente exhiben puntos de fusión y ebullición bajos en comparación con los compuestos iónicos. Esto se debe a la menor fuerza de atracción entre las moléculas covalentes, que requieren menos energía para romperse y pasar a un estado líquido o gaseoso.

### Solubilidad

La solubilidad de los compuestos covalentes depende de la polaridad de sus moléculas y del disolvente. En general, los compuestos *covalentes polares*, como el agua ( $H_2O$ ) y el etanol ( $CH_3CH_2OH$ ), se disuelven bien en *disolventes polares* como el agua, mientras que los compuestos *covalentes apolares*, como el aceite y la gasolina, se disuelven mejor en *disolventes apolares*.

### Conductividad eléctrica y térmica

Los compuestos covalentes puros son malos conductores de la electricidad y el calor. Esto se debe a la ausencia de iones libres que puedan transportar la carga eléctrica o vibrar para transmitir energía térmica.

### Dureza y fragilidad

Los compuestos covalentes pueden presentar una amplia gama de durezas, desde blandos como el grafito hasta extremadamente duros como el diamante. La dureza depende de la fuerza y la disposición de los enlaces covalentes en la estructura molecular. En general, los compuestos covalentes con redes tridimensionales extensas son más duros que los que tienen moléculas individuales.

Para resumir las diferencias entre compuestos covalentes e iónicos, se presenta una tabla comparativa:

Tabla 3.2: Comparación de propiedades entre compuestos covalentes e iónicos.

| Propiedad                     | Compuestos covalentes        | Compuestos iónicos           |
|-------------------------------|------------------------------|------------------------------|
| Estado físico a T ambiente    | Gaseoso, líquido o sólido    | Sólido                       |
| Puntos de fusión y ebullición | Bajos                        | Altos                        |
| Solubilidad en agua           | Muy baja                     | Alta                         |
| Conductividad eléctrica       | Malos conductores            | Buenos conductores           |
| Conductividad térmica         | Aislantes térmicos           | Buenos conductores del calor |
| Propiedades mecánicas         | Blandos y frágiles (sólidos) | Duros y rígidos              |

Los compuestos covalentes exhiben una amplia gama de propiedades que dependen de su estructura molecular o reticular. Su comprensión profunda es fundamental en diversos campos, desde la química y la física hasta la biología y la ingeniería de materiales.

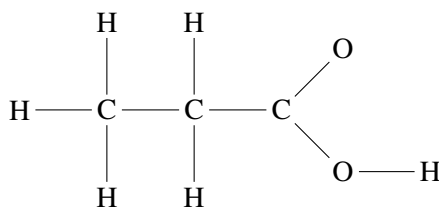
### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 3.52.** Explica el concepto de resonancia e incluye la definición del término “estructuras de resonancia” o “híbridos de resonancia”.

**Ejercicio 3.53.** Escribe las estructuras de resonancia para las siguientes especies:

- a)  $\text{SO}_3$       b)  $\text{NO}_2^-$       c)  $\text{HNO}_3$       d)  $\text{O}_3$       e)  $\text{CO}_3^{2-}$
- f)  $\text{H}_3\text{CNO}_2$  (C es el átomo central y los dos O están unidos al N).  
g)  $\text{HCO}_2^-$  (el H y ambos átomos de O están unidos al C).

**Ejercicio 3.54.** La estructura base del ácido propanoico es la siguiente:



- Dibuja la estructura de Lewis completa.
- Los dos enlaces entre C y O tienen longitudes diferentes. Cuando la molécula del ácido propanoico pierde el H del grupo OH para formar el ion propanoato, los dos enlaces C-O son de igual longitud. Explica tal situación.

**Ejercicio 3.55.** ¿Cuál de las siguientes especies requiere un híbrido de resonancia para representar las estructuras de Lewis correctamente? Justifica tu respuesta.

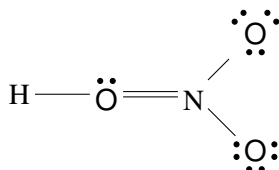
- $\text{CO}_2$
- $\text{OCl}^-$
- $\text{OH}^-$

**Ejercicio 3.56.** El disulfuro de dinitrógeno ( $\text{S}_2\text{N}_2$ ) presenta una geometría estructural en la que los átomos de azufre (S) y nitrógeno (N) se alternan en los vértices de un cuadrado. Representa todas las estructuras de resonancia posibles en las que los átomos cumplen con la regla del octeto. Entre estas estructuras, elige aquellas en las cuales la carga formal de todos los átomos sea igual a cero.

**Ejercicio 3.57.** El óxido de dinitrógeno (óxido nitroso o *gas de la risa*) a veces se usa como anestésico. Aquí hay algunos datos sobre la molécula de  $\text{N}_2\text{O}$ : la longitud de enlace N-N es igual a 113 pm; la longitud de enlace N-O es igual a 119 pm. Utiliza estos datos para comentar sobre la factibilidad de cada una de las siguientes estructuras de Lewis que se muestran. ¿Son todas válidas?, ¿cuáles crees que contribuyen más al híbrido de resonancia? Justifica tu respuesta.

- $\text{:N}\equiv\text{N}-\ddot{\text{O}}\text{:}$
- $\text{:}\ddot{\text{N}}=\text{N}=\ddot{\text{O}}\text{:}$
- $\text{:}\ddot{\text{N}}-\text{N}\equiv\text{O}\text{:}$
- $\text{:}\ddot{\text{N}}=\text{O}=\ddot{\text{N}}\text{:}$

**Ejercicio 3.58.** La estructura de Lewis del ácido nítrico,  $\text{HONO}_2$ , es un híbrido de resonancia. ¿Cuán importante crees que es la contribución de la siguiente estructura al híbrido de resonancia? Justifica tu respuesta.



**Ejercicio 3.59.** Dibuja las estructuras de Lewis para las siguientes especies, indica las cargas formales y representa las estructuras de resonancia cuando corresponda:

- $\text{HCO}_2^-$
- $\text{HCO}_3^-$
- $\text{FSO}_3^-$

- d)  $\text{N}_2\text{O}_3^{2-}$  (los átomos de N se unen entre sí en el centro de la molécula, dos átomos de O se unen a un N y el tercer O se une al otro N)

### 3.11 Excepciones a la regla del octeto

Recordemos que la regla del octeto establece que los átomos tienden a alcanzar una configuración estable de ocho electrones en su capa de valencia, y para lograrlo forman compuestos con enlaces covalentes o iónicos. Sin embargo, esta regla presenta limitaciones que la hacen inaplicable a una amplia gama de compuestos. A continuación, describimos algunas de las excepciones a la regla del octeto.

#### Octeto incompleto

El hidrógeno (H) es un ejemplo paradigmático de la violación de la regla del octeto. Con solo un electrón en su orbital 1s, el átomo de hidrógeno forma enlaces covalentes estables con otros átomos para alcanzar la configuración de dos electrones (dueto), completando así su capa de valencia. Esta estabilidad se debe a la electronegatividad elevada del hidrógeno, que le permite atraer electrones de otros átomos.

#### Octeto expandido

A partir del tercer período de la tabla periódica, los átomos de algunos elementos, como el fósforo (P), el azufre (S) y el cloro (Cl), pueden tener más de ocho electrones en su capa de valencia, alcanzando una configuración conocida como *octeto expandido*. Esto es posible debido a la presencia de orbitales *d* vacíos en estos elementos, que pueden albergar electrones adicionales sin generar inestabilidad.

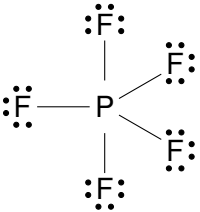
#### Moléculas con número impar de electrones: radicales libres

Otra excepción notable a la regla del octeto son los radicales libres, moléculas que poseen un número impar de electrones. Un ejemplo clásico es el radical nitroxi (NO), en el que el átomo de nitrógeno (N) tiene siete electrones en su capa de valencia y el átomo de oxígeno (O) tiene ocho. La estabilidad de este radical se atribuye a la interacción entre el electrón desapareado del nitrógeno y el orbital molecular desocupado del oxígeno.

Las excepciones a la regla del octeto no se limitan a los casos mencionados anteriormente. Entre otros ejemplos, encontramos:

- *Compuestos iónicos con iones de carga positiva que no cumplen con el octeto*: El cloruro de aluminio ( $\text{AlCl}_3$ ) es un ejemplo, donde el ion de aluminio ( $\text{Al}^{3+}$ ) tiene solo seis electrones en su capa de valencia.
- *Moléculas con enlaces covalentes coordinados*: En el ion complejo hexacloruro de platino (IV) ( $[\text{PtCl}_6]^{2-}$ ), el átomo central de platino (Pt) tiene 12 electrones en su capa de valencia, formando seis enlaces covalentes coordinados con los átomos de cloro (Cl).

Tabla 3.3: Ejemplos de excepciones a la regla del octeto.

| Octeto incompleto             | Octeto expandido                                                                  | Número impar de electrones              |
|-------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------|
| $\text{H}:\text{Be}:\text{H}$ |  | $\cdot\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$ |

La regla del octeto, aunque útil como una herramienta conceptual básica, presenta limitaciones significativas al no poder explicar la estructura y estabilidad de una amplia gama de compuestos. Las excepciones a esta regla demuestran la complejidad y diversidad del mundo químico.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 3.60.** De las excepciones a la regla del octeto, describe la que consideres más común.

**Ejercicio 3.61.** Usando las estructuras de Lewis, indica cuáles moléculas cumplen con la regla del octeto y cuáles no; para éstas últimas explica por qué no cumplen la regla del octeto.

- a)  $\text{XeF}_2$       b)  $\text{XeF}_5^+$       c)  $\text{TeF}_6$       d)  $\text{I}_3^-$       e)  $\text{BH}_3$   
 f)  $\text{SO}_2$       g)  $\text{AsF}_6^-$       h)  $\text{O}_2^{2-}$       i)  $\text{BrF}_5$       j)  $\text{SO}_3^{2-}$

**Ejercicio 3.62.** Los siguientes compuestos son fluoruros formados por los elementos del tercer periodo:  $\text{NaF}$ ,  $\text{MgF}_2$ ,  $\text{AlF}_3$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{PF}_5$ ,  $\text{SF}_6$  y  $\text{ClF}_3$ .

- Clasifica cada uno de estos compuestos como iónico o covalente y escribe la fórmula de Lewis correspondiente.
- Identifica qué compuesto o compuestos no obedecen la regla del octeto.
- ¿Observas alguna tendencia en el tipo de enlace formado conforme se avanza de izquierda a derecha en el periodo?
- ¿A qué propiedad o propiedades periódicas atribuyes la tendencia observada?
- ¿Qué propiedades químicas esperaría para tales fluoruros?

**Ejercicio 3.63.** Dibuja las representaciones de Lewis y emplea el criterio de las cargas formales para identificar la que mejor refleje la distribución de electrones en las siguientes moléculas:

- a)  $\text{SOF}_2$       b)  $\text{HClO}_2$       c)  $\text{POCl}_3$   
 d)  $\text{ClO}_2\text{F}$  (considera que los átomos centrales en estas moléculas podrían no cumplir con la regla del octeto).



**Ejercicio 3.64.** Representa la estructura de Lewis de las siguientes moléculas e indica cuál o cuáles de ellas no obedecen la regla del octeto:

- |                    |                       |                        |                  |
|--------------------|-----------------------|------------------------|------------------|
| a) $\text{NF}_3$   | b) $\text{AlCl}_3$    | c) $\text{SiF}_6^{2-}$ | d) $\text{SO}_3$ |
| e) $\text{PH}_4^+$ | f) $\text{PO}_4^{3-}$ | g) $\text{ClO}_2$      |                  |

**Ejercicio 3.65.** Escribe la estructura de Lewis del siguiente compuesto:  $\text{H}_2\text{CSF}_4$ . Describe la naturaleza del enlace C-S. ¿Este enlace es como un enlace sencillo, doble o triple?



## 4. FUNDAMENTOS DE ESTEQUIOMETRÍA

### 4.1 Clasificación de la materia: elementos, compuestos y mezclas

Como lo establecimos en el Capítulo 1, la química es la ciencia que estudia a la materia (su naturaleza, composición y propiedades) y las transformaciones que ésta puede experimentar. También, establecimos que la materia es cualquier *cosa* que tiene masa y volumen; por lo tanto, se puede medir y cuantificar, además de que posee una cierta cantidad de energía y está sujeta a cambios en el tiempo.

La materia se puede clasificar en grupos (clases o categorías), tomando como criterio el aspecto y las propiedades macroscópicas que tiene. En esta clasificación, la primera categoría la integran las sustancias o substancias (las dos palabras son formas válidas para escribir este sustantivo).

Una **sustancia** (del latín *substantia*), es toda porción de materia que comparte determinadas propiedades intensivas; es decir, su composición esta bien definida y posee propiedades particulares, por ejemplo: densidad, punto de ebullición, temperatura, entre otras. En estricto sentido químico, una sustancia sólo puede ser pura, si tiene impurezas es una mezcla. Algunos ejemplos de sustancias: agua químicamente pura, cobre metálico, sal de mesa, pirita, etc.

En la naturaleza, las sustancias se pueden encontrar como: elementos y compuestos. Los **elementos** (también llamados elementos químicos) son aquellas *sustancias que no se separan o transforman en sustancias más simples mediante métodos químicos* (más adelante revisaremos estos métodos). Los elementos se representan con símbolos de una o dos letras. En la actualidad conocemos 118 elementos: 85 son naturales y 35 son sintéticos. Como ejemplos de elementos tenemos: Carbono (C), Mercurio (Hg), Europio (Eu), etc.

Un **compuesto** (también conocido como compuesto químico) es una *sustancia formada por dos o más elementos, unidos químicamente en proporciones definidas*. Los compuestos sólo se

pueden separar en sus componentes puros (elementos) por métodos químicos. Los compuestos se representan mediante una **fórmula química**. Algunos ejemplos de compuestos son: Agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ), sosa cáustica ( $\text{NaOH}$ ), etc.

La definición de compuesto incluye un concepto importante: las proporciones definidas. Este concepto es una ley fundamental de la química conocida como **Ley de Proust** o ley de las proporciones definidas, que podemos enunciar de la siguiente manera:

**Ley de Proust:** *en muestras diferentes de un mismo compuesto, siempre encontraremos los mismos elementos y en la misma proporción de masa.*

Por ejemplo, al combinar químicamente el azufre (S) con el oxígeno (O), se puede obtener dióxido de azufre gaseoso ( $\text{SO}_2$ ). Si se analizan muestras de  $\text{SO}_2$  de varias fuentes en el mundo, en todas ellas la composición en masa del azufre y el oxígeno será la misma.

En la naturaleza, es posible encontrar a la materia como mezclas. Una **mezcla** se forma por la *combinación de dos o más sustancias conservando sus propiedades físicas y químicas*. Sus componentes se pueden separar por métodos físicos.<sup>1</sup>

Existen dos tipos de mezclas:

- **Mezclas homogéneas.** En una mezcla homogénea su composición y sus propiedades son uniformes; es decir, a simple vista no es posible distinguir los componentes, porque todos se encuentran en la misma fase o estado de agregación. A las mezclas homogéneas también se les conoce como **disoluciones** o **soluciones**. Ejemplos de mezclas homogéneas: leche, acero, aire, etc.
- **Mezclas heterogéneas.** En una mezcla heterogénea su composición y sus propiedades no son uniformes; es decir, a simple vista podemos distinguir los componentes, porque al menos uno de ellos muestra propiedades diferentes a los demás, o se encuentra en un estado de agregación diferente. Ejemplos de mezclas heterogéneas: arena, aceite con agua, granito, etc.

### Métodos de separación

Los compuestos se pueden separar en sus elementos constituyentes mediante métodos químicos, mientras que los componentes de una mezcla se pueden separar mediante métodos físicos.

- **Métodos químicos:** estos métodos se basan en una reacción química. Las sustancias sometidas a estos métodos, cambian sus propiedades de manera permanente. Algunos ejemplos son:
  1. Gravimetría
  2. Electrólisis
  3. Descomposición térmica

---

<sup>1</sup>Abordaremos el tema de los métodos físicos de separación más adelante.

- **Métodos físicos:** en estos métodos, las sustancias no alteran sus propiedades. En ciertos métodos, sólo hay cambio de fase. Algunos ejemplos son:

1. Filtración
2. Destilación
3. Centrifugación
4. Sublimación

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 4.1.** Define los siguientes términos e ilústralos con un ejemplo específico:

- |            |             |                |         |
|------------|-------------|----------------|---------|
| a) Química | b) Ciencia  | c) Materia     | d) Masa |
| e) Peso    | f) Densidad | g) Temperatura |         |

**Ejercicio 4.2.** Define los siguientes términos e ilústralos con un ejemplo específico:

- |              |             |              |
|--------------|-------------|--------------|
| a) Sustancia | b) Elemento | c) Compuesto |
| d) Molécula  | e) Mezcla   |              |

**Ejercicio 4.3.** ¿Cuántos elementos químicos se conocen en la actualidad?

**Ejercicio 4.4.** Nombra los elementos químicos que se muestran a continuación:

- |       |       |       |       |
|-------|-------|-------|-------|
| a) H  | b) Cu | c) Na | d) Pu |
| e) Mg | f) Mn | g) Ni | h) Fm |

**Ejercicio 4.5.** Proporciona el símbolo de cada elemento químico de la siguiente lista:

- |            |            |            |             |
|------------|------------|------------|-------------|
| a) Berilio | b) Titanio | c) Calcio  | d) Germanio |
| e) Rutenio | f) Kriptón | g) Europio | h) Lutenio  |

**Ejercicio 4.6.** Define qué es una mezcla homogénea.

**Ejercicio 4.7.** Define qué es una mezcla heterogénea.

**Ejercicio 4.8.** Determina si los siguientes materiales son elementos, compuestos o mezclas, y proporciona una justificación para tu decisión.

- |                       |                     |                             |
|-----------------------|---------------------|-----------------------------|
| a) Gasolina           | b) Agua de la llave | c) Carbonato de calcio      |
| d) Tinta de bolígrafo | e) Pasta dental     | f) Lingote de aluminio puro |

**Ejercicio 4.9.** En cada una de las siguientes parejas, selecciona cuál es un elemento y cuál es un compuesto:

- |                              |                                                |
|------------------------------|------------------------------------------------|
| a) Azúfre y cloruro de sodio | b) Sal de mesa y carbono                       |
| c) Óxido de hierro y plomo   | d) Oro y $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ |

## 4.2 Propiedades de la materia

Otra forma de clasificar a la materia es tomando como criterio los estados de agregación o fases. En física y química se observa que, para cualquier sustancia o mezcla, modificando sus condiciones de temperatura, presión o volumen, pueden obtenerse distintos estados o fases, denominados **estados de agregación de la materia**. Estos describen cómo se organizan las partículas (átomos o moléculas) que constituyen la materia y cómo interactúan entre sí bajo ciertas condiciones de temperatura y presión. A continuación, describimos los cinco estados fundamentales según la ciencia moderna.

- **Sólido:** en este estado, la materia presenta una forma y volumen definidos. Las partículas que lo conforman se encuentran fuertemente unidas, dispuestas en patrones ordenados, y su movimiento se limita a vibraciones en torno a posiciones fijas. La energía cinética es baja, lo que explica la rigidez y estabilidad del sólido. Ejemplos: hielo, sal, metales.
- **Líquido:** los líquidos tienen volumen constante pero forma variable, ya que adoptan la forma del recipiente que los contiene. Las partículas están más separadas que en el sólido y pueden deslizarse unas sobre otras, lo que les confiere fluidez. Las fuerzas de cohesión son moderadas. Ejemplos: agua, alcohol, mercurio.
- **Gaseoso:** en este estado, la materia no tiene ni forma ni volumen definidos. Las partículas están muy separadas y se mueven de manera rápida y desordenada. La energía cinética es alta, y las fuerzas intermoleculares son prácticamente nulas. Ejemplos: oxígeno, dióxido de carbono, helio.
- **Plasma:** es un estado de la materia formado por una mezcla de iones positivos y electrones libres. Se genera a temperaturas muy altas o bajo campos eléctricos intensos. Es altamente conductor y responde fácilmente a campos electromagnéticos. Es el estado más común del universo observable. Ejemplos: el Sol, relámpagos, pantallas de plasma.
- **Condensado de Bose-Einstein:** Este estado cuántico ocurre a temperaturas cercanas al cero absoluto (0 K), donde ciertos átomos, como el rubidio, se enfrían lo suficiente como para comportarse colectivamente como una sola entidad cuántica ("superátomo"). Las partículas se agrupan en el mismo estado de energía mínima, mostrando propiedades ondulatorias comunes. Ejemplos: gases ultrafríos de átomos bosónicos.

De los 5 estados de agregación de la materia, los más comunes son 3: sólido, líquido y gaseoso. Los cambios entre estos estados se ilustran en la Figura 4.1.

### Propiedades extrínsecas e intrínsecas

En la definición de materia aparecen dos propiedades importantes: masa y volumen.

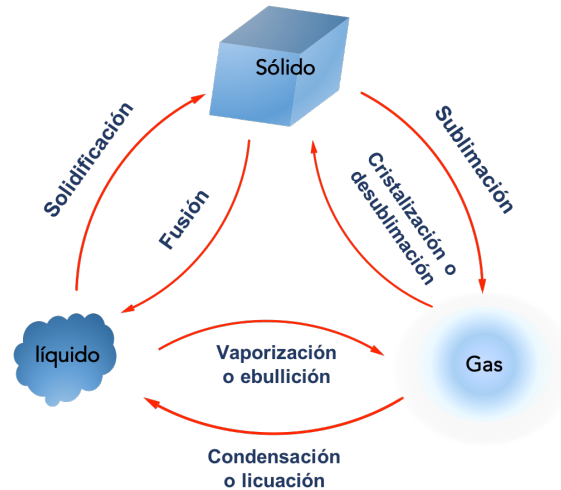


Figura 4.1: Estados de agregación más comunes y los cambios que ellos experimentan.

**Masa:** es la magnitud que expresa la cantidad de materia. La unidad de medida de la masa, en el Sistema Internacional de Unidades (SI), es el kilogramo (kg). Los químicos suelen emplear al gramo (g) como unidad de masa. El factor de conversión es:

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

**¡Atención!** la abreviatura correcta de gramo es **g** y no **gr**. El símbolo gr es la abreviatura de grano (*grain*), la mínima unidad de masa en el sistema inglés de medidas ( $1 \text{ g} = 15.432 \text{ gr}$ ).

**Volumen:** es una medida del espacio que ocupa la materia. La unidad del volumen, en el SI, es el metro cúbico ( $\text{m}^3$ ). Un factor de conversión frecuentemente usado es el siguiente:

$$1 \text{ m}^3 = (1 \text{ m}) \times (1 \text{ m}) \times (1 \text{ m}) = (1000 \text{ mm}) \times (1000 \text{ mm}) \times (1000 \text{ mm}) = 1 \times 10^9 \text{ mm}^3$$

Es común que los químicos empleen unidades mas prácticas para expresar el volumen, como el litro (L), el decímetro cúbico ( $\text{dm}^3$ ), el mililitro (mL), por mencionar algunas. A continuación se muestran algunos factores de conversión entre diferentes unidades de volumen:

|                                 |                                                 |                                                 |
|---------------------------------|-------------------------------------------------|-------------------------------------------------|
| $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$ | $1 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$ | $1 \text{ dm}^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$ |
| $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$ | $1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3$               | $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$                  |

A propiedades como la masa y el volumen se les llama **propiedades extrínsecas o generales**, porque están presentes en toda porción de materia en el Universo. Existen otras propiedades extrínsecas, que no aparecen textualmente en la definición de la materia, como son el peso, la inercia, la divisibilidad, etc. Todas las propiedades extrínsecas o generales describen a la materia sin distinción de un tipo u otro. Dicho en otras palabras, toda porción de materia en el Universo tiene masa, volumen, peso, inercia, etc., y podemos medir esta propiedad.

En la química, **medir** significa *obtener la magnitud de una propiedad, usando un instrumento de medición y expresando esta magnitud en un sistema de unidades*.

También existen otras propiedades que permiten distinguir entre las diferentes formas en que se encuentra la materia en el Universo. A estas propiedades se les llama **propiedades intrínsecas o particulares**. Estas propiedades se dividen en dos grandes grupos:

**Propiedades físicas:** son aquellas que se pueden observar y medir sin que la identidad y/o composición de la materia se vea afectada.

**Propiedades químicas:** para medirlas y observarlas es necesario modificar la composición o identidad de la materia involucrada.

#### Ejemplo 4.1: Propiedades físicas y químicas

En el siguiente párrafo se realiza una descripción de las propiedades del zinc metálico. Identifica cuáles corresponde a propiedades físicas y cuáles a químicas.

*El zinc metálico granulado presenta color gris-plateado con un punto de fusión de 420 °C. Si se le adiciona ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) se presenta una efervescencia, indicando la generación de hidrógeno mientras que el zinc se solubiliza. A 25 °C, el zinc granulado tiene una densidad de 7.13 g/cm<sup>3</sup> y una dureza, en la escala de Mohs, de 2.5. Forma óxido de zinc (ZnO) lentamente por su interacción con oxígeno de la atmósfera.*

#### Estrategia:

Debemos tener en mente la definición de propiedad física y propiedad química.

#### Solución:

##### 1. Propiedades físicas:

- El color del zinc granulado.
- El punto de fusión.
- La dureza.
- La densidad.

##### 2. Propiedades químicas:

- La reactividad del zinc frente al  $H_2SO_4$
- La solubilidad.
- La oxidación. ■

#### Verificación:

Las propiedades físicas no requieren verificación. En las propiedades químicas es evidente que la reacción genera un nuevo compuesto.

En diversas áreas de la química, como la termodinámica y la fisicoquímica, se emplea una manera distinta de definir todas las propiedades observables de la materia. Estas propiedades se



organizan en dos categorías:

1. **Propiedades extensivas:** son aquellas cuyo valor **depende** directamente de la **cantidad de materia o del tamaño** del sistema considerado. Estas propiedades son aditivas, lo que significa que, al unir dos sistemas, la propiedad total es la suma de las propiedades de cada parte. Por ejemplo: la inercia, el volumen y la longitud.
2. **Propiedades intensivas:** son aquellas cuyo valor **no depende de la cantidad de materia** presente en el sistema, sino únicamente de la naturaleza de la sustancia o de las condiciones termodinámicas. Estas propiedades se mantienen constantes cuando se divide o combina un sistema homogéneo. Ejemplos: la dureza, la temperatura, la viscosidad y el punto de ebullición.

#### Ejemplo 4.2: Propiedades intensivas y extensivas

Indica si las propiedades siguientes son intensivas o extensivas: longitud, volumen, temperatura, masa y solubilidad.

##### Estrategia:

Debemos tener en mente la definición de propiedad extensiva (si depende de la cantidad de materia en la que se mide dicha propiedad) y propiedad intensiva (no depende de la cantidad de materia en la que se mide dicha propiedad).

##### Solución:

Longitud: extensiva, **sí depende** de la cantidad de materia en la que se mide.  
Volumen: extensiva, **sí depende** de la cantidad de materia en la que se mide.  
Temperatura: intensiva, **no depende** de la cantidad de materia en la que se mide.  
Masa: extensiva, **sí depende** de la cantidad de materia en la que se mide.  
Solubilidad: extensiva, **sí depende** de la cantidad de materia en la que se mide. ■

##### Verificación:

Para verificar los resultados del ejercicio, si en el laboratorio tenemos dos recipientes con agua, uno con 1 L y el otro con 10 L, es evidente que no tienen la misma cantidad de materia (volumen), pero la temperatura del líquido en los dos recipientes será la misma.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 4.10.** En cada caso, decide si la frase subrayada representa una propiedad física o química:

- a) El color del bromo elemental es rojo anaranjado.
- b) El hierro se oxida en presencia de aire y agua.
- c) El hidrógeno puede explotar cuando recibe una chispa en el aire.
- d) La densidad del metal de titanio es  $4.5 \text{ g/cm}^3$ .

- e) El metal de estaño se funde a 505 K.
- f) La clorofila, un pigmento vegetal, es verde.

**Ejercicio 4.11.** Describe brevemente los cinco estados de agregación de la materia.

**Ejercicio 4.12.** Escribe al menos dos características de los 5 estados de agregación descritos en el ejercicio previo.

**Ejercicio 4.13.** Explica la diferencia entre una propiedad extensiva y una propiedad intensiva.

**Ejercicio 4.14.** Marca con una E aquellas propiedades que sean extensivas, y con una I las que sean intensivas de la siguiente lista:

- |                |                |               |             |
|----------------|----------------|---------------|-------------|
| a) Longitud    | b) Volumen     | c) Viscosidad | d) Masa     |
| e) Solubilidad | f) Temperatura | g) Inercia    | h) Entropía |

**Ejercicio 4.15.** Para cada uno de los casos, decide si se trata de un cambio físico o químico:

- a) Una taza de cloro de uso doméstico cambia el color de tu camiseta favorita de púrpura a rosa.
- b) El vapor de agua de una exhalación se condensa en el aire en un día frío.
- c) Las plantas usan el dióxido de carbono del aire para producir azúcar.
- d) La mantequilla se derrite cuando se coloca al sol.

**Ejercicio 4.16.** ¿Qué parte de la siguiente descripción de un compuesto o elemento se refiere a sus propiedades físicas y cuál a sus propiedades químicas?

- a) El carbonato de calcio es un sólido blanco con una densidad de  $2.71 \text{ g/cm}^3$ . Reacciona fácilmente con un ácido para producir dióxido de carbono gaseoso.
- b) El metal de zinc es un polvo gris que reacciona con el yodo púrpura para dar un compuesto blanco.

### 4.3 Mediciones en química y análisis dimensional

En la ciencia, **medir** es un proceso que consiste en *comparar una magnitud desconocida con otra similar, llamada unidad de medida, para saber cuántas veces la contiene*.

Medir en química implica **cuantificar experimentalmente una propiedad** de la materia —masa, volumen, concentración, presión, energía, entre otras— asignándole un *número* y una *unidad* del **Sistema Internacional (SI)** u otro sistema reconocido. Este proceso consta de tres elementos esenciales:

1. **Magnitud a determinar.** Es la propiedad física o química de interés (por ejemplo, la concentración de una solución).
2. **Instrumento o técnica de medida.** Comprende el dispositivo o instrumento (balanza analítica, bureta, potenciómetro) y el método (titulación, espectroscopía, calorimetría) empleado, junto con su calibración contra estándares trazables.

3. **Resultado con incertidumbre.** Toda medición se reporta como  $x \pm \Delta x$ , donde  $\Delta x$  es la incertidumbre estimada; esta cuantifica la confiabilidad del valor numérico obtenido e integra la corrección de errores sistemáticos y la dispersión de errores aleatorios.

En química, medir no solo proporciona datos numéricos: vincula teoría y experimento. Los valores medidos se utilizan para:

- **Verificar modelos y leyes químicas.** Por ejemplo, las relaciones estequiométricas se confirman al comparar masas medidas con las predichas por la ley de conservación de la materia.
- **Calcular cantidades derivadas.** La densidad, la entalpía de reacción o la constante de equilibrio se obtienen combinando magnitudes básicas medidas de manera independiente.
- **Asegurar la reproducibilidad y comparabilidad.** Medidas fiables permiten que los resultados obtenidos en diferentes laboratorios se contrasten y consoliden en bases de datos termodinámicos y cinéticos.

En síntesis, medir es el proceso fundamental que convierte la observación química en información cuantitativa, sustentando el progreso de la disciplina desde el control de calidad industrial hasta el descubrimiento de nuevos materiales y fármacos.

En 1960, la Conférence Générale des Poids et Mesures (Conferencia General de Pesos y Medidas) puso en marcha lo que hoy se conoce como el Sistema Internacional de Unidades (SI), el cual contaba con seis unidades básicas. En 1971 se consideró al *mol* como la séptima unidad fundamental. Antes de esto, las mediciones se expresaban en el sistema métrico decimal. Las unidades del SI se listan en la siguiente tabla:

Tabla 4.1: Unidades básicas del Sistema Internacional.

| Magnitud                          | Nombre    | Símbolo |
|-----------------------------------|-----------|---------|
| longitud                          | metro     | m       |
| masa                              | kilogramo | kg      |
| tiempo                            | segundo   | s       |
| temperatura termodinámica         | kelvin    | K       |
| intensidad de corriente eléctrica | ampere    | A       |
| intensidad luminosa               | candela   | cd      |
| cantidad de sustancia             | mol       | mol     |

Todas las unidades de medida que no están consideradas en esta tabla son unidades derivadas, es decir, se pueden obtener a partir de las siete unidades fundamentales. Por ejemplo:

$$1 \text{ milímetro (mm)} = 1 \times 10^{-3} \text{ metros (m)}$$

$$1 \text{ kilogramo (kg)} = 1 \times 10^3 \text{ gramos (g)}$$

En la química, además de la masa y el volumen, algunas de las magnitudes que se miden con más frecuencia son: la densidad y la temperatura.

## Densidad

La **densidad** ( $\rho$ ) de una sustancia se define como el cociente entre la masa y el volumen de una sustancia, y se calcula por la siguiente ecuación:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (4.1)$$

donde  $m$  es la masa y  $V$  el volumen. La densidad varía en función de la temperatura, además, es una propiedad intensiva, es decir, no depende de la cantidad de materia donde se mide. En algunos libros se usa la letra  $d$  en lugar de la letra griega  $\rho$  (se pronuncia “ro”). Las unidades para expresar la densidad de una sustancia son el kilogramo por metro cúbico ( $\text{kg}/\text{m}^3$ ), derivadas de las unidades fundamentales. No obstante, para los cálculos y aplicaciones en química esta unidad de densidad es muy grande y poco práctica, por lo que se recomienda emplear algunas equivalencias, por ejemplo:

$$1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

$$1 \frac{\text{g}}{\text{L}} = 0.001 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

### Ejemplo 4.3: Cálculo de densidad

El ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) se emplea en las baterías de plomo-ácido en automóviles; tiene una densidad de 1.41 g/mL. Determina la masa de 242 mL del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

#### Estrategia:

Tenemos el valor de la densidad y el volumen de la sustancia, de modo que podemos despejar la masa ( $m$ ) de la ecuación (4.1).

#### Solución:

A partir de la ecuación (4.1) que define a la densidad, podemos despejar a la masa como:  $m = \rho \times V$ . Sustituyendo valores, tenemos:

$$\begin{aligned} m &= 1.41 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 242 \text{ mL} \\ &= 341.22 \text{ g} \quad \blacksquare \end{aligned}$$

#### Verificación:

El valor de masa obtenido es consistente (341.22 g), ya que la densidad del ácido sulfúrico es mayor que la densidad del agua.

## Temperatura

La energía cinética media de los átomos o moléculas que forman parte de un sistema se puede medir por medio de la **temperatura**. Por el momento, nos conformaremos con este concepto; la definición exacta se obtiene a partir de la *ley cero de la termodinámica*.

Es importante mencionar lo siguiente: un error muy frecuente es creer que la *temperatura* y el *calor* son sinónimos. Aunque estas magnitudes están relacionadas entre sí, son fenómenos diferentes. El calor es una forma de energía y la temperatura, como ya se mencionó, es la cantidad de energía cinética media de átomos o moléculas.

Actualmente se usan, con más frecuencia, tres escalas de temperatura:

- **Escala Fahrenheit**  $\Rightarrow ^\circ F$  (grados Fahrenheit)
- **Escala Celsius**  $\Rightarrow ^\circ C$  (grados Celsius)
- **Escala Kelvin**  $\Rightarrow K$  (Kelvin)

La escala Kelvin se conoce como escala de temperatura absoluta. Cuando expresamos una temperatura en Kelvin, no se antepone el símbolo  $^\circ$  a la K.

Las escalas Celsius y Fahrenheit se definieron de forma arbitraria, tomando como referencia las propiedades del agua: punto de congelación y punto de ebullición. Los  $^\circ C$  también se conocen como centígrados, porque esta escala divide en 100 grados el intervalo entre los puntos de congelación y ebullición del agua. Existen al menos otras dos escalas de temperatura poco comunes, una se llama “escala Rankine” y la otra se llama “escala Réaumur”.

Entre las tres escalas de temperatura más comunes, podemos convertir un valor de temperatura de una a la otra, usando las siguientes ecuaciones:

- De  $^\circ F$  a  $^\circ C$ .

$$^\circ C = \frac{5}{9} \times (^\circ F - 32) \quad (4.2)$$

- De  $^\circ C$  a  $^\circ F$ .

$$^\circ F = \frac{9}{5} \times (^\circ C) + 32 \quad (4.3)$$

- De  $^\circ C$  a K.

$$K = ^\circ C + 273.15 \quad (4.4)$$

### Ejemplo 4.4: Conversión de temperatura

Convierte:

- El plomo tiene su punto de fusión a  $327.5^\circ C$ , ¿a cuánto equivale en grados Fahrenheit?
- El etanol hierve a  $172.9^\circ F$ , ¿a cuánto equivale en grados Celsius?
- El  $N_2$  líquido tiene su punto de ebullición a  $77 K$ , ¿a cuánto equivale en grados Celsius?

**Estrategia:**

Para resolver el problema, tenemos que identificar la conversión a realizar y usar la ecuación apropiada.

**Solución:**

En los tres incisos necesitamos las ecuaciones (4.2), (4.3) y (4.4) para realizar las conversiones correspondientes de temperatura.

- a) Esta conversión se realiza al escribir:

$$^{\circ}F = \frac{9}{5}(^{\circ}C) + 32 = \frac{9}{5}(327.5^{\circ}C) + 32 = 621.5^{\circ}F$$

- b) En este caso, tenemos:

$$^{\circ}C = \frac{5}{9} \times (^{\circ}F - 32) = \frac{5}{9} \times (172.9^{\circ}F - 32) = 78.28^{\circ}C$$

- c) Esta conversión implica hacer un despeje en la ecuación 4.4:

$$^{\circ}C = K - 273.15 = 77 - 273.15 = -196.15^{\circ}C \quad \blacksquare$$

**Verificación:**

Los valores de temperatura obtenidos son consistentes.

Para abarcar la enorme variedad de magnitudes físicas que encontramos en la ciencia, la tecnología y la vida cotidiana, el Sistema Internacional de Unidades (SI) recurre a **prefijos** y a **sufijos** (potencias de la unidad). En la Tabla 4.2 se resumen los prefijos y sufijos más utilizados, junto con sus factores de escala.

Los prefijos —como *kilo-* ( $10^3$ ), *milli-* ( $10^{-3}$ ) o *nano-* ( $10^{-9}$ )— permiten expresar múltiplos y submúltiplos de manera compacta, evitando números excesivamente largos o con demasiados ceros. Por su parte, los superíndices 2 y 3 que se añaden al símbolo de una unidad señalan áreas y volúmenes, extendiendo el alcance del SI a dimensiones cuadráticas y cúbicas sin crear nuevas unidades.

El empleo sistemático de estos modificadores no sólo simplifica la notación, sino que también favorece la precisión y la comunicación universal de los datos experimentales.

**Ejercicios de la Sección**

**Ejercicio 4.17.** Una unidad de masa, que no pertenece al SI, es el *grano* (gr) ( $15 \text{ gr} = 1.0 \text{ g}$ ). Esta unidad de masa se usa con frecuencia en el área farmacéutica. Una tableta de aspirina contiene 5.0 gr de aspirina pura. Un individuo que pesa 155 lb ( $1 \text{ lb} = 453.6 \text{ g}$ ), puede tomar dos tabletas de aspirina al día.

- ¿Cuál es la cantidad de aspirina contenida en las 2 tabletas, expresada en miligramos?
- ¿Cuál es la dosis de aspirina recomendada para el individuo, expresada en miligramos de aspirina por kilogramo de peso del paciente?

Tabla 4.2: Prefijos usados en las unidades del Sistema Internacional.

| Prefijo | Símbolo | Valor               | Equivalencia en Unidades |
|---------|---------|---------------------|--------------------------|
| exa     | E       | $1 \times 10^{18}$  | trillón                  |
| peta    | P       | $1 \times 10^{15}$  | mil billones             |
| tera    | T       | $1 \times 10^{12}$  | billón                   |
| giga    | G       | $1 \times 10^9$     | mil millones             |
| mega    | M       | $1 \times 10^6$     | millón                   |
| kilo    | K       | $1 \times 10^3$     | mil                      |
| hecto   | h       | $1 \times 10^2$     | cien                     |
| deca    | da      | $1 \times 10^1$     | diez                     |
| unidad  |         | 1                   | uno                      |
| deci    | d       | $1 \times 10^{-1}$  | décima                   |
| centi   | c       | $1 \times 10^{-2}$  | centésima                |
| mili    | m       | $1 \times 10^{-3}$  | milésima                 |
| micro   | $\mu$   | $1 \times 10^{-6}$  | millonésima              |
| nano    | n       | $1 \times 10^{-9}$  | mil millonésimas         |
| pico    | p       | $1 \times 10^{-12}$ | billonésima              |
| femto   | f       | $1 \times 10^{-15}$ | mil billonésimas         |
| atto    | a       | $1 \times 10^{-18}$ | trillonésima             |

- c) Manteniendo el consumo a razón de 2 tabletas por día, ¿cuántos días le tomará a un individuo consumir 1.0 kg de aspirina?

**Ejercicio 4.18.** ¿Qué cantidad de masa es mayor: 3.245 mg o 0.00515 g?

**Ejercicio 4.19.** La densidad es una propiedad física intensiva que relaciona la masa y volumen de una porción de materia. A partir de esta información, responde lo siguiente:

- Para expresar de manera práctica la densidad de líquidos y sólidos, ¿qué unidades son más convenientes?
- ¿Qué unidades son más adecuadas para indicar la densidad de los gases? Explica y discute las diferencias.

**Ejercicio 4.20.** El bromo es el único halógeno que es líquido a temperatura ambiente, es un líquido pardo-rojizo que despidе vapores del mismo color, tiene una densidad reportada en la literatura de 3.2 g/mL. Responde lo siguiente:

- ¿Cuál es la densidad del bromo si 293.0 g de este elemento ocupan 94.0 mL?
- Expresa la densidad en g/mL, kg/L y kg/m<sup>3</sup>
- Compara tu resultado con el reportado en la literatura.

**Ejercicio 4.21.** Una barra de metal de 45.0 cm de largo, 4.5 cm de ancho y 100 mm de alto, tiene una masa de 8 050.0 g. Calcula su densidad y exprésala en:

- kg/m<sup>3</sup>
- kg/L

**Ejercicio 4.22.** Para llenar una probeta de vidrio hasta una altura de 10.5 cm, se utilizó una masa de 80.0 g de mercurio. Según la literatura, la densidad del mercurio es de 13.60 g/mL. Con esta información, determina el diámetro interno del cilindro.

**Ejercicio 4.23.** Una pieza de plata metálica de 200.0 g (densidad = 10.5 g/mL) se sumerge en un recipiente graduado que previamente se ha llenado con agua hasta la marca de 100.0 mL (densidad del agua es 1.0 g/mL). Calcula el nivel final que alcanzará el agua en el recipiente graduado al sumergir la pieza.

**Ejercicio 4.24.** Se sumergen 36.45 g de mercurio en un recipiente graduado que contiene 200.0 mL de agua. Una vez que se ha sumergido el mercurio, el volumen final del recipiente fue de 202.7 mL. Contesta lo siguiente:

- Determina la densidad del mercurio y compárala con el valor reportado en la literatura, que es de 13.60 g/mL.
- Explica si consideras pertinente emplear este mismo método para determinar la densidad del hielo.

**Ejercicio 4.25.** ¿Qué material ocupa mayor volumen, 0.5 kg de agua (con una densidad de 0.995 g/cm<sup>3</sup>) o 1.0 kg de plomo (con una densidad de 11.35 g/cm<sup>3</sup>)?

**Ejercicio 4.26.** La vainillina se usa como saborizante en la industria alimenticia y como fragancia en perfumería. Su aroma es perceptible por el olfato humano en muy bajas concentraciones (la concentración mínima es de  $2.0 \times 10^{-11}$  g/L de aire). Si la vainillina tiene un precio de cinco pesos por gramo. Calcula el costo de aromatizar al Auditorio Nacional, considerando que tiene las siguientes dimensiones: 130.0 m de largo, 120.0 m de ancho y 25.0 m de altura.

**Ejercicio 4.27.** El cero absoluto de temperatura es -273.15 °C. ¿Sería posible alcanzar la temperatura de -465 °F? Justifica tu respuesta.

**Ejercicio 4.28.** La temperatura sobre la superficie del sol es  $5.5 \times 10^3$  °C. ¿Cuál es la temperatura en Kelvin?

#### 4.4 Estructura del átomo: número atómico, número de masa e isótopos

Haciendo un breve recordatorio, en la sección de *Estructura atómica* (página 2), definimos los siguiente conceptos:

- El **número atómico (Z)**, nos indica la cantidad de protones presentes en el núcleo. Si el átomo es neutro, también representa al número de electrones.
- El **número másico o número de masa (A)** indica el número de partículas subatómicas presentes en el núcleo de un átomo. Es decir, la suma de protones y neutrones. Representa prácticamente la masa del átomo ya que la masa del electrón se considera despreciable.



También comentamos que en algunas ocasiones, el símbolo de un elemento ( $X$ ) se puede escribir rodeado de cuatro números:



que representan los siguiente:

- En la esquina superior izquierda encontramos el número de masa ( $A$ ).
- En la esquina inferior izquierda encontramos el número atómico ( $Z$ ).
- En la esquina superior derecha encontramos la carga iónica ( $q$ ), nos indica el número de electrones ganados ( $-$ ) o perdidos ( $+$ ) del átomo.
- En la esquina inferior derecha el número de átomos presentes del elemento ( $n$ ).

Joseph John Thomson, en 1912, realizó experimentos con neón ionizado y determinó diferencias, en algunos casos, de las masas detectadas. Posteriormente, Francis William Aston (1877-1945), en 1920, empleó un espectrógrafo de masas, conocido también como espectrógrafo de Aston, el cual es un equipo que separa y detecta las partículas de acuerdo con la masa y la carga. Aston comprobó dos marcas correspondiente a elementos con masas de 20 y 22, ambas con diez protones, sin embargo, una tenía diez neutrones y la otra doce. Con este experimento, Aston determinó que eran una mezcla del mismo elemento con diferente número de masa, es decir, diferente número de neutrones. Esto ocurre para muchos elementos de la tabla periódica, por lo que en 1913 Margaret Todd (1859-1918) los definió como **isótopos**, sugiriendo el término al químico británico Frederick Soddy (1877-1956), quien lo popularizó. La palabra isótopo proviene de los vocablos griego *isos* (igual) y *topos* (lugar), lo que significa *en el mismo lugar*.

*Los **isótopos**, son átomos del mismo elemento que tienen diferente cantidad de neutrones y, por lo tanto, distinto número másico.*

De los 118 elementos incluidos en la tabla periódica, 90 de ellos son los que constituyen todo lo que existe en el universo, es decir, se consideran naturales, el resto son sintéticos. Se han detectado cerca de 300 isótopos naturales y cerca de 2,000 sintéticos, los cuales son inestables. Los sintéticos se preparan en un laboratorio por bombardeo de sus núcleos con partículas radiactivas, generando nuevos isótopos o elementos.

Un concepto importante es la abundancia natural o relativa de los isótopos.

*La **abundancia natural** o **abundancia relativa** de un **isótopo** es la cantidad de cada forma isotópica de un elemento químico, presente en la naturaleza, expresada en porcentaje (%).*

La abundancia natural de cada isótopo se puede determinar mediante la espectrometría de masas. Como lo mencionamos previamente, esta técnica experimental fue desarrollada por Francis William Aston, en la década de 1920. Consiste en bombardear mediante un haz de electrones de alta energía a las moléculas o átomos a analizar hasta vaporizarlos e ionizarlos, posteriormente son desviados y detectados en relación a la masa ( $m$ ) y carga ( $Z$ ) del ion ( $m/Z$ ).

**Ejercicios de la Sección**

**Ejercicio 4.29.** ¿Cuáles son las tres partículas fundamentales que constituyen al átomo?

**Ejercicio 4.30.** ¿Qué partículas subatómicas tienen carga eléctrica?

**Ejercicio 4.31.** ¿Cuáles partículas subatómicas constituyen el núcleo del átomo?

**Ejercicio 4.32.** ¿Cuál de las tres partículas subatómicas es la de menor masa?

**Ejercicio 4.33.** Un átomo de oro tiene un radio de 145 picómetros (pm) ( $1\text{pm} = 1 \times 10^{-9}\text{m}$ ). Si pudieras hacer una cadena de átomos como si fueran perlas en un hilo, ¿cuántos átomos necesitarías para hacer una cadena de 40 cm de longitud?

**Ejercicio 4.34.** Ordena las siguientes especies  $^{112}_{50}\text{Sn}$ ,  $^{40}_{18}\text{Ar}$ ,  $^{122}_{52}\text{Te}$ ,  $^{59}_{29}\text{Cu}$ ,  $^{120}_{48}\text{Cd}$ ,  $^{58}_{27}\text{Co}$  y  $^{39}_{19}\text{K}$ , en orden creciente de:

- a) Número de electrones.    b) Número de neutrones.    c) Número de masa.

**Ejercicio 4.35.** La energía de los rayos gama mata las bacterias que podrían contaminar los alimentos. Una técnica para esterilizar alimentos consiste en exponerlos a una fuente de rayos gama provenientes de isótopos radiactivos, como el  $^{60}\text{Co}$ . Determina el número de partículas subatómicas presentes en un átomo de  $^{60}\text{Co}$ .

**Ejercicio 4.36.** El yodo (I) tiene varios isótopos radiactivos. El  $^{123}\text{I}$  es un isótopo radiactivo usado para obtener imágenes de la glándula tiroides. El  $^{123}\text{I}$  se administra a pacientes en forma de cápsulas de una sal de yodo (yoduro de sodio) que contiene iones  $^{123}\text{I}^-$ . Determina el número de partículas subatómicas presentes en un ion de  $^{123}\text{I}^-$ .

**Ejercicio 4.37.** El bromo tiene dos isótopos estables, el  $^{79}\text{Br}$  y el  $^{81}\text{Br}$ , sus masas atómicas son de 78.9183 y 80.9163 uma, mientras que sus abundancias isotópicas son de 50.54% y 49.46% respectivamente. Determina la masa atómica promedio del átomo de bromo.

**Ejercicio 4.38.** El cloro tiene dos isótopos estables, sus masas atómicas son 34.968 uma y 36.956 uma para el  $^{35}\text{Cl}$  y del  $^{37}\text{Cl}$ , respectivamente. Calcula la abundancia isotópica para ambos si se sabe que la masa atómica ponderada es de 35.4544 uma.

**Ejercicio 4.39.** El nitrógeno tienen dos isótopos estables, el  $^{14}\text{N}$  y  $^{15}\text{N}$ , sus masas atómicas son 14.0031 uma y 15.0001 uma, respectivamente. El N tiene una masa atómica promedio de 14.006. Determina la abundancia relativa de ambos isótopos.

**Ejercicio 4.40.** ¿A qué elemento corresponde un isótopo con número de masa igual a 44 que además tiene cuatro neutrones más que protones y cuya abundancia es de 99.6%?

**Ejercicio 4.41.** El talio (Tl) tiene dos isótopos estables,  $^{203}\text{Tl}$  y  $^{205}\text{Tl}$ , cuyas masas son 204.382 uma y 204.385 uma, respectivamente. Se sabe que el peso atómico del Tl es 204.383 uma. ¿Cuál isótopo es el más abundante de los dos?

## 4.5 El concepto de mol: masa atómica, masa molar y número de Avogadro

En el mundo macroscópico, para medir una cantidad de materia usamos un instrumento (una balanza o báscula) que tiene como unidad de medida al kilogramo (kg) o algún múltiplo o submúltiplo de este (g, mg, etc.).

Sin embargo, la masa de átomos y moléculas, en el mundo nanométrico, no se puede medir de la misma manera que en el mundo macroscópico.

Una partícula de polvo contiene alrededor de  $1 \times 10^{16}$  átomos, es decir, los átomos son increíblemente diminutos, por lo que, no es posible pesarlos individualmente. Sin embargo, existen métodos experimentales que han permitido determinar la masa de un átomo en relación a la de otro. Esto se realizó asignando un valor a la masa de un isótopo de un elemento específico para emplearlo de referencia.

La **masa atómica** o **peso atómico** (aunque estrictamente no son lo mismo) es la masa de un átomo referidos en unidades de masa atómica o uma, la cual usaremos frecuentemente.

Una **unidad de masa atómica (uma) o Dalton (Da)** se define como la doceava parte de la masa de un átomo neutro y no enlazado de carbono-12, ( $\text{C}^{12}$ ). La uma equivale a  $1.6605402 \times 10^{-27}$  kg y es una unidad unificada por acuerdo internacional.

El acuerdo consideró al isótopo de carbono-12 porque es el isótopo más abundante en la corteza terrestre, además de tener seis protones y seis neutrones. Este es el isótopo con el que se define el concepto de **mol**. Al considerar la masa del carbono-12 equivalente a 12 uma, se emplea como referencia para determinar la masa atómica de cualquier elemento. Si tuviéramos una balanza para pesar átomos, la unidad de medida sería la uma.

Se comprobó experimentalmente que un átomo de hidrógeno corresponde sólo un 8.400% en relación con la masa del isótopo de carbono-12. Por lo tanto, si la masa de referencia son 12 uma, la masa del hidrógeno es de 1.008 uma (el 8.4% de 12). Mediante un análisis similar se comprueba que la masa atómica del isótopo de oxígeno-16 es de 16 uma.

### Masa atómica promedio

Como ya se describió, la masa atómica para el carbono-12 son 12 uma, sin embargo, en la tabla periódica su valor es de 12.01 uma. Esta diferencia se debe a que el átomo de carbono, al igual que muchos de los elementos naturales en la tabla periódica, tiene más de un isótopo; el carbono tiene al carbono-12 y al carbono-13.

Al considerar la abundancia isotópica, es decir, la proporción con la que se encuentran en la corteza terrestre, se puede determinar la **masa atómica promedio** del cualquier elemento. La

manera adecuada es obteniendo la media ponderada de las masas isotópicas y su respectiva abundancia.

$$\text{Masa atómica (elemento)} = \frac{A_1 \cdot (\%_1) + A_2 \cdot (\%_2) + A_3 \cdot (\%_3) + \dots}{100 \%} \quad (4.5)$$

donde  $A_1, A_2, A_3, \dots$ , son las masas de los isótopos del elemento y  $(\%)_1, (\%)_2, (\%)_3, \dots$ , son los porcentajes de abundancia de cada isótopo de dicho elemento.

Por ejemplo, si tomamos al átomo de carbono, la abundancia natural de los isótopos de carbono-12 y carbono-13 son de 98.90% y 1.10%, respectivamente. La masa atómica del isótopo de carbono-13 es de 13.00335 uma. Por lo tanto, la masa atómica ponderada para el carbono se determina de la siguiente manera:

$$\text{Masa atómica (Carbono)} = \frac{(12.0000) \cdot (98.90 \%) + (13.00335) \cdot (1.10 \%)}{100 \%} = 12.01 \text{ uma}$$

Como resultado del cálculo anterior, se debe tener claro que cuando decimos que la masa atómica del carbono es de 12.01 uma, se trata del promedio ponderado. Por lo tanto, son las masas atómicas promedio las que se registran en la tabla periódica. Dichos valores se obtienen considerando la masa atómica exacta de cada uno de los isótopos del elemento y su respectiva abundancia isotópica<sup>2</sup> en la corteza terrestre.

Recordemos que la equivalencia en kilogramos de una unidad de masa atómica (uma) es:

$$1 \text{ uma} = 1.6605402(10) \times 10^{-27} \text{ kg} \quad (4.6)$$

En la tabla periódica se reporta el valor de la masa atómica, generalmente abajo del símbolo del elemento, de la siguiente manera:

|       |                  |
|-------|------------------|
| 6     | ← Número atómico |
| C     |                  |
| 12.01 | ← Masa atómica   |

Es necesario precisar y no olvidar que la masa atómica de los elementos químicos se describe sin unidades en la tabla periódica, como se ilustra en la Figura 4.2.

El valor de la masa atómica lo podemos leer o emplear de dos maneras (*dos mundos*):

- *En el mundo atómico*: el valor representa la masa de 1 átomo, en uma.
- *En el mundo macroscópico*: el valor representa la masa de un mol de átomos, en gramos. (revisaremos el concepto de mol en la siguiente sección).

<sup>2</sup>Las masas atómicas relativas de los elementos se revisan cada dos años por la Comisión de Pesos Atómicos y Abundancias Isotópicas de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).

**Tabla Periódica de los Elementos**

**Legend:**

- Metal Alcalino
- Metal Alcalinotérreo
- Metal
- Metaloide
- No-metal
- Halógeno
- Gas Noble
- Lantánido/Actínido

**Legend:**

- N. atómico
- Símbolo
- Nombre
- Masa atómica
- negro: natural
- gris: sintético

Figura 4.2: Tabla periódica de los elementos basada en la versión de la IUPAC del año 2022.

Dependiendo del *mundo* al que hagamos referencia, serán las unidades que le asignemos a la masa atómica de un elemento, obtenida de la tabla periódica. La precisión de las masas atómicas de los elementos químicos se ha calculado con cinco o hasta seis cifras significativas, no obstante, resulta poco práctico. En consecuencia, para los cálculos descritos en el presente libro, solo usaremos cuatro cifras significativas, además de omitir que se trata de la *masa atómica promedio* y solo usaremos el término masa atómica de los elementos.

#### Ejemplo 4.5: Masa atómica promedio

El boro (B) tiene muchas aplicaciones en diversas áreas, como en la aeroespacial debido a su resistencia mecánica, además de la fabricación de vidrio, entre otras. Este elemento tiene dos isótopos naturales, el boro-10 ( $^{10}\text{B}$ ) con aplicación como capturador de neutrones en reactores nucleares y en radioterapia, y el boro-11 ( $^{11}\text{B}$ ), con 19.80% y 80.20% de abundancia isotópica y masas atómicas de 10.0129 uma y 11.0093 uma, respectivamente. Determina la masa atómica promedio del boro.

#### Estrategia:

La masa atómica promedio considera la contribución de cada isótopo y su abundancia isotópica. Si se realiza el producto de la masa de un isótopo y su abundancia, expresada en fracción (no en porcentaje), conoceremos la contribución de ese isótopo a la masa atómica promedio.

**Solución:**

Tenemos dos opciones: la primera es aplicar la fórmula de la ecuación (4.5) y obtener la masa atómica promedio de manera directa. La otra opción es convertir en fracción las abundancias isotópicas que se proporcionan en porcentaje (19.80% a  $19.80/100 = 0.1980$  y 80.20% a  $80.20/100 = 0.8020$ ), obteniendo la contribución de cada isótopo, para finalmente sumar dichas contribuciones y obtener la masa atómica promedio.

$$(10.0129 \text{ uma})(0.1980) + (11.0093 \text{ uma})(0.8020) = 10.8129 \text{ uma}$$

Por lo tanto, la masa atómica del boro es 10.8129 uma

**Verificación:**

El resultado del cálculo se debe encontrar entre las masas isotópicas de boro-10 y boro-11, en consecuencia, el resultado es adecuado.

**El concepto de mol**

En la vida cotidiana solemos referirnos a cierta cantidad de materia, usando alguna unidad de medida como el kilogramo, el gramo, etc. Es muy común hablar de 1 kilo de tortilla, 500 g de azúcar, 1 onza de oro, etc., y para nosotros es fácil identificar esas cantidades. Aunque no es intuitivo, sabemos que un 1 kg de tortillas *pesa* lo mismo que 1 kg de oro, y por lo tanto representan la misma cantidad de materia. También es común referirnos a ciertas cantidades de sustancias de laboratorio como 10 g de cloruro de sodio (NaCl), 5 mg de hidróxido de sodio (NaOH), etc.

Sin embargo, también es común referirnos a una cierta cantidad de sustancia usando otras unidades de medida como el par (un par de zapatos), la docena (una docena de rosas), el millar (un millar de hojas), etc.

Estas unidades de medida se caracterizan porque para usarlas debemos definir cuál es la unidad básica de conteo: un zapato, una rosa, una hoja, etc.

De esta manera, podemos establecer una relación de igualdad entre un par de zapatos y un par de otra sustancia, por ejemplo, un par de guantes, porque ambas cantidades tienen el mismo número de unidades básicas, en este caso 2, pero cada una de ellas tiene una cantidad de masa diferente a la otra.

Las uma son una medida relativa de las masas de los átomos de un elemento químico, sin embargo, al ser masas muy pequeñas no se cuenta con un equipo calibrado en uma para medirlas.

Experimentalmente, aún cuando se manipulen muestras extremadamente pequeñas, estas contendrán una cantidad de átomos o moléculas extremadamente grande. Si consideramos un volumen de 5 mL de agua, esta muestra contiene aproximadamente  $2 \times 10^{23}$  moléculas de agua. Es un número difícil de imaginar, por lo que los químicos crearon una nueva unidad de medida para describir estos números tan grandes de átomos, moléculas, iones o de cualquier otra especie.

La nueva unidad de medida que idearon los químicos fue el **mol**. Significa que podemos medir

los átomos y moléculas en moles para expresar la cantidad de sustancia. El mol se estableció en 1960, y se ratificó por la Conferencia General de Pesas y Medidas en 1971 como:

*El **mol** o la mol: es la cantidad de una sustancia que contiene tantas especies elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay en exactamente 12 g del isótopo de carbono-12.*

Aún cuando los científicos determinaron experimentalmente que este valor era  $6.0221339 \times 10^{23}$ , para fines prácticos usamos el valor de  $6.022 \times 10^{23}$ . A este valor se le conoce como **número de Avogadro**, se representa como  $N_A$ , en honor a Amadeo Avogadro (1776-1856). Este número es una constante y no depende de la masa (kg), o de la sustancia (carbono-12) sino de la entidad o unidad básica que usemos para hacer el conteo.

El mol es muy importante en química, por eso hay que entender bien el concepto. De acuerdo con la definición, si reunimos exactamente 12 g de carbono puro (sólo el isótopo de carbono 12), como se ilustra en la Figura 4.3, tendremos exactamente 1 mol de carbono. Si pudiéramos contar átomo por átomo (unidades básicas) en esta cantidad de carbono, encontraríamos que hay exactamente  $6.022 \times 10^{23}$  átomos de carbono.



Figura 4.3: Ilustración de 12 g de carbono puro.

Ahora, si tenemos otras sustancias diferentes y medimos la misma cantidad de unidades básicas ( $6.022 \times 10^{23}$ ), tendremos 1 mol de cada una de ellas, como se muestra en la Figura 4.4.



Figura 4.4: Ilustración de 1 mol de diferentes sustancias.

El valor de la constante de Avogadro es realmente tan grande, que es muy difícil de imaginar. Por ejemplo, si colocáramos un mol de monedas de un peso (diámetro de 0.021 m), en una línea



recta que rodeara la Tierra por su parte más ancha (ecuador), se darían 316 billones ( $3.16 \times 10^{14}$ ) de vueltas a nuestro planeta.

Como el número de Avogadro es muy grande, no tiene sentido usarlo para referirnos a objetos macroscópicos, como una moneda, pero representa una unidad de medida muy útil en el mundo de los átomos, moléculas u otro tipo de materia en la escala nanométrica. Por esta razón, podemos plantear la siguiente igualdad:

$$6.022 \times 10^{23} \text{ unidades básicas} = 1 \text{ mol de unidades básicas} \quad (4.7)$$

Cuando decimos unidades básicas nos referimos a átomos, moléculas, proteínas o todo aquello que existe en el mundo nanométrico y que se puede contar.

El número de Avogadro se ha medido experimentalmente desde 1865. En la figura 4.5 mostramos un artículo que hace una revisión histórica sobre la medición de este número. La técnica moderna para medir este número es por el método de densidad de cristal por rayos X (XRCD, por sus siglas en inglés).

INSTITUTE OF PHYSICS PUBLISHING  
Rep. Prog. Phys. 64 (2001) 1945–2008

REPORTS ON PROGRESS IN PHYSICS  
PII: S0034-4885(01)12689-8

### History and progress in the accurate determination of the Avogadro constant

Peter Becker

Physikalisch-Technische Bundesanstalt, Braunschweig, Germany

Received 24 September 2001

Published 15 November 2001

Online at [stacks.iop.org/RoPP/64/1945](http://stacks.iop.org/RoPP/64/1945)

**Table 1.** Values of  $N_A$  and their uncertainties as determined from 1865. Data 1–17 are derived mainly from atomic or molecular movement in gases or fluids, data 18–24 mainly from x-ray wavelengths, and data 25–35 from the XRCD approach, together with least-squares adjustments of fundamental constants.

|    | Year | First author      | Method                    | $N_A^*$<br>$10^{23} \text{ mol}^{-1}$ | $u_{\text{rel}}$   |
|----|------|-------------------|---------------------------|---------------------------------------|--------------------|
| 1  | 1865 | J Loschmidt       | Mean free path            | 72                                    | $1 \times 10^0$    |
| 2  | 1873 | J D van der Waals | Kin. gas theory           | 11                                    | $5 \times 10^{-1}$ |
| 3  | 1890 | W R Röntgen       | Atom. films on water      | 7                                     | $1 \times 10^0$    |
| 4  | 1890 | J W S Rayleigh    | Atom. films on water      | 6.08                                  | $1 \times 10^{-2}$ |
| 5  | 1901 | M Planck          | R/k                       | 6.16                                  | $1 \times 10^{-2}$ |
| 6  | 1903 | H A Wilson        | Oil drop method           | 9.3                                   | $1 \times 10^0$    |
| 7  | 1904 | J J Thomson       | Oil drop method           | 8.7                                   | $1 \times 10^0$    |
| 8  | 1908 | A Einstein        | Diffusion theory          | 6                                     | $1 \times 10^0$    |
| 9  | 1908 | J Perrin          | Brownian movement         | 6.7                                   | $3 \times 10^{-1}$ |
| 10 | 1909 | E Rutherford      | $\alpha$ -particle theory | 6.16                                  | $6 \times 10^{-2}$ |
| 12 | 1914 | T Fletcher        | Brownian movement         | 6.0                                   | $2 \times 10^{-1}$ |
| 13 | 1914 | I Nordlund        | Diffusion in fluids       | 5.91                                  | $1 \times 10^{-2}$ |
| 14 | 1915 | A Westgreen       | Diffusion in fluids       | 6.06                                  | $2 \times 10^{-1}$ |
| 15 | 1917 | R A Millikan      | Oil drop method           | 6.064                                 | $6 \times 10^{-3}$ |
| 16 | 1923 | T W Shaxby        | Diffusion in fluids       | 5.9                                   | —                  |
| 17 | 1924 | P L du Nouy       | Thin films                | 6.004                                 | $8 \times 10^{-3}$ |
| 18 | 1929 | R T Birge         | X-ray diffraction         | 6.064 4                               | $6 \times 10^{-3}$ |
| 19 | 1931 | J A Bearden       | X-ray gratings/plane      | 6.019                                 | $3 \times 10^{-3}$ |
| 20 | 1941 | R T Birge         | Calcite, NaCl, KCl, ...   | 6.022 83                              | $1 \times 10^{-4}$ |
| 21 | 1945 | R T Birge         | Diamond, LiF              | 6.023 38                              | $2 \times 10^{-4}$ |
| 22 | 1948 | J W M DuMond      | X-gratings/concave        | 6.023 2                               | $1 \times 10^{-4}$ |
| 23 | 1949 | M E Straumanis    | Calcite crystals          | 6.024 03                              | $3 \times 10^{-4}$ |
| 24 | 1951 | J W M DuMond      |                           | 6.025 44                              | $1 \times 10^{-4}$ |
| 25 | 1965 | J A Bearden       | XRCD, Si                  | 6.022 088                             | $2 \times 10^{-5}$ |
| 26 | 1965 | E R Cohen         | LS. adjustment            | 6.022 52                              | $9 \times 10^{-5}$ |
| 27 | 1973 | E R Cohen         | LS. adjustment            | 6.022 045                             | $3 \times 10^{-5}$ |
| 28 | 1974 | R D Deslattes     | XRCD, Si                  | 6.022 094 3                           | $1 \times 10^{-6}$ |
| 29 | 1987 | R D Deslattes     | XRCD                      | 6.022 134                             | $1 \times 10^{-6}$ |
| 30 | 1987 | E R Cohen         | LS. adjustment            | 6.022 136 7                           | $6 \times 10^{-7}$ |
| 31 | 1992 | P Seyfried        | XRCD                      | 6.022 136 3                           | $1 \times 10^{-6}$ |
| 32 | 1994 | G Basile          | XRCD                      | 6.022 137 9                           | $4 \times 10^{-7}$ |
| 33 | 1995 | P De Bièvre       | XRCD                      | 6.022 136 5                           | $6 \times 10^{-7}$ |
| 34 | 1999 | K Fujii           | XRCD                      | 6.022 155 0                           | $3 \times 10^{-7}$ |
| 35 | 2001 | P De Bièvre       | XRCD                      | 6.022 133 9                           | $4 \times 10^{-7}$ |

Figura 4.5: Artículo que describe la historia del número de Avogadro y los métodos experimentales para determinar su valor (ver referencia 12).



Hemos definido que 1 mol de átomos de carbono-12 tiene exactamente 12 g de masa, y por lo tanto, también contiene  $6.022 \times 10^{23}$  átomos de carbono-12. Es decir, es su masa molar.

*La **masa molar** se define como la cantidad de masa (en gramos o kilogramos) de 1 mol de unidades básicas (como átomos, moléculas o iones) de una sustancia.*

De todo lo descrito anteriormente podemos concluir que la masa molar del carbono-12, expresada en gramos, es exactamente igual a su masa atómica. De la misma manera para otros elementos, por ejemplo el cobre (Cu), su masa atómica es 63.5 uma y su masa molar son 63.5 g, como se muestra en la Figura 4.6. Esto significa que con la ayuda de una tabla periódica, conocemos la masa atómica de cualquier elemento y por consecuencia conocemos también su masa molar.

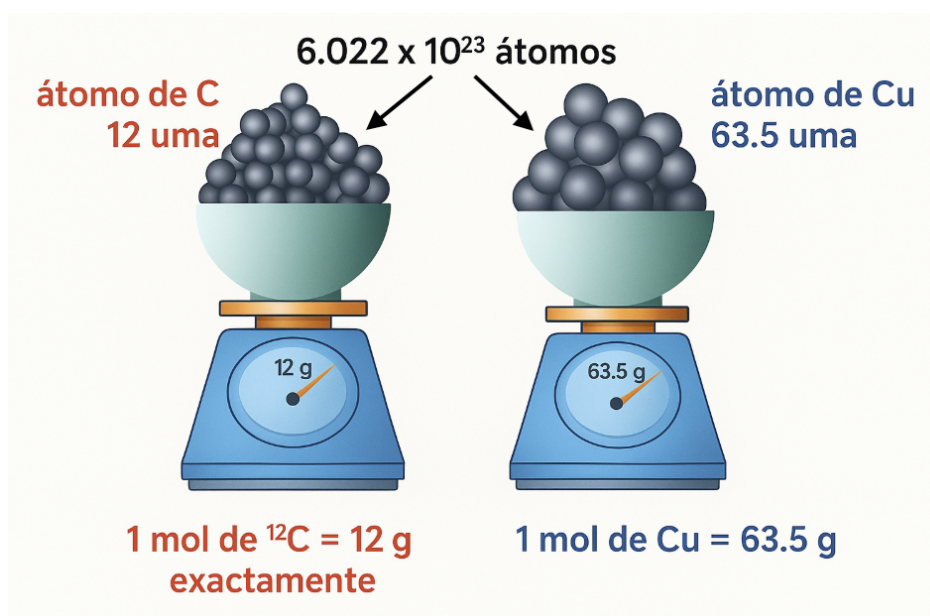
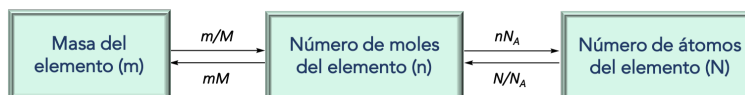


Figura 4.6: Representación esquemática del concepto de masa molar.

Por lo tanto si tenemos una porción de masa dada de un elemento, los conceptos de masa molar y número de Avogadro nos permiten realizar conversiones entre la masa ( $m$ ), los moles ( $n$ ) y el número de átomos ( $N$ ) de dicho elemento.



donde  $\mathcal{M}$  es la masa molar (g/mol) del elemento y  $N_A$  es el número de Avogadro.

Ahora es posible calcular la masa, en gramos, de un solo átomo de carbono-12 ( $^{12}\text{C}$ ), porque conocemos la relación entre la masa molar y el número de Avogadro. Sabemos que 1 mol de átomos de  $^{12}\text{C}$  = 12 g de  $^{12}\text{C}$  =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos de  $^{12}\text{C}$ , por lo tanto, la masa de un solo átomo

de  $^{12}\text{C}$  está dada por:

$$\text{masa de un átomo de } ^{12}\text{C} = \frac{(1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C}) (12 \text{ gramos de } ^{12}\text{C})}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}} = 1.992646 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Con el resultado anterior, determinamos la relación entre las unidades de masa atómica y los gramos. Al ser la masa de un átomo de carbono-12 exactamente igual a 12 uma, 1 gramo de carbono-12 equivale a:

$$1 \text{ g} = \frac{12 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C}} \times \frac{1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C}}{1.992646 \times 10^{-23} \text{ g}} = 6.022143 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Y una uma equivale a:

$$1 \text{ uma} = \frac{1.992646 \times 10^{-23} \text{ g}}{1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C}} \times \frac{1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C}}{12 \text{ uma}} = 1.660539 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Comúnmente estos valores se usan con 4 cifras significativas:

$$1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

$$1 \text{ uma} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

#### Ejemplo 4.6: Cálculo de moles a partir de una masa dada

El helio (He) es un gas noble que tiene múltiples aplicaciones en procesos industriales, además de que los científicos lo emplean como gas inerte o cuando se requieren bajas temperaturas; también se usa en actividades recreativas en los tanques para buceo profundo y para inflar globos. Determina el número de moles de átomos de He que están presentes en 6.46 g de He.

##### Estrategia:

Se nos proporciona la masa de helio (6.46 g) y necesitamos determinar el número de moles de helio. Debemos encontrar el factor de conversión adecuado para obtener los moles y conocer la respuesta (los gramos se deben simplificar o cancelar).

##### Solución:

De la tabla periódica se conoce que la masa molar del He es de 4.003 g y considerando a la masa molar como el factor de conversión para obtener moles tenemos:

$$1 \text{ mol de He} = 4.003 \text{ g de He}$$

Para cancelar los gramos y obtener como resultado los moles de He, hacemos la siguiente

operación:

$$6.46 \text{ g de He} \left( \frac{1 \text{ mol de He}}{4.003 \text{ g de He}} \right) = 1.61 \text{ mol de He}$$

Determinando que hay 1.61 moles de átomos de He en 6.46 g de He. ■

**Verificación:**

La masa proporcionada en el problema fue de 6.46 g, es superior a la masa molar del He de 4.003 g, por lo tanto, se tiene más de 1 mol de He.

#### Ejemplo 4.7: Cálculo de gramos a partir moles

El zinc (Zn) es un metal con aplicaciones importantes, como revestimiento para evitar la corrosión en el acero, en aleación con cobre para fabricar latón, además de la industria farmacéutica como complemento alimenticio. Determina la masa de zinc presentes en 0.356 moles de este elemento.

**Estrategia:**

Debemos seleccionar el factor de conversión adecuado para convertir los moles en gramos, con el fin de que los moles se cancelen y el resultado se exprese en gramos de zinc.

**Solución:**

A partir de la tabla periódica, tenemos la masa molar del Zn que es 65.39 g y con el factor de conversión que relaciona el número de moles con la masa molar, podemos determinar la masa de Zn de la siguiente manera:

$$1 \text{ mol de Zn} = 65.39 \text{ g de Zn}$$

Para cancelar los moles y obtener como resultado los gramos de Zn, tenemos:

$$0.356 \text{ mol de Zn} \left( \frac{65.39 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} \right) = 23.28 \text{ g de Zn}$$

Por lo tanto, en 0.356 moles de Zn hay 23.28 g de este elemento. ■

**Verificación:**

Debido a que los moles proporcionados (0.356 moles) representan una cantidad menor que 1 mol de Zn, la masa esperada debe ser menor a 65.39 g.

#### Ejemplo 4.8: Cálculo de número de átomos

Si tenemos 0.551 g de potasio (K), determina la cantidad de átomos de K en esa cantidad de materia.

**Estrategia:**

Primero debemos saber cuántos moles representan los gramos de K dados. Para esto necesitamos la masa molar del potasio. Con el número de moles y usando el número de Avogadro ( $N_A$ ) podemos calcular la cantidad de átomos de K presentes en la masa de K dada.

**Solución:**

De la tabla periódica se conoce que la masa molar del K es 39.10 g. Debemos emplear el factor de conversión que relaciona la masa molar con el número de átomos; este lo podemos expresar como:

$$1 \text{ mol de K} = 39.10 \text{ g de K}$$

Además, sabemos que:

$$1 \text{ mol de K} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de K}$$

Para cancelar los gramos y los moles usamos los dos factores unitarios anteriores para obtener el número de átomos de K, de la siguiente manera:

$$0.551 \text{ g de K} \left( \frac{1 \text{ mol de K}}{39.10 \text{ g de K}} \right) \left( \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de K}}{1 \text{ mol de K}} \right) = 8.49 \times 10^{21} \text{ átomos de K}$$

Por lo tanto, en 0.551 g de K hay  $8.49 \times 10^{21}$  átomos de este elemento. ■

**Verificación:**

Si comparamos la masa de potasio proporcionada (0.551 g) con la masa molar (39.10 g), observamos que es mucho menor, por lo tanto, el número de átomos presentes en esa cantidad de masa debe ser menor al valor del número de Avogadro, por lo que el resultado es consistente.

**Masa molecular**

Hasta este momento, hemos visto que los átomos pueden unirse para formar compuesto iónicos, compuestos covalentes o compuestos metálicos. En la química, para representar una sustancia constituida por alguno de los compuestos antes mencionados, usamos la **fórmula química**, la cual tiene un significado cuantitativo, ya que los subíndices representan las proporciones precisas. Por ejemplo, el agua, cuya fórmula es  $\text{H}_2\text{O}$ , nos indica que una molécula de agua contiene exactamente dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Aún cuando podemos representar de diferentes formas una molécula, la fórmula química es la representación más sencilla para indicar la composición de una molécula, como se muestra en la Figura 4.7.

Como se describió en el capítulo 3, los compuestos iónicos y los metales se encuentran como

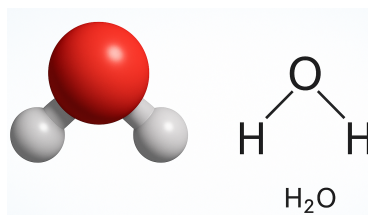


Figura 4.7: Diferentes representaciones de una molécula de agua.

arreglos o redes cristalinas tridimensionales, por lo que no es adecuado hablar de moléculas de estos compuestos. En estos casos, la fórmula química representa la cantidad mínima de átomos que forman la red cristalina, como se muestra en la Figura 4.8. Algunos libros de texto la llaman **unidad fórmula**. Por ejemplo, la unidad fórmula de cloruro de sodio es NaCl, lo que significa que la unidad mínima (celda unitaria) de este compuesto consta de un ion  $\text{Na}^+$  y un ion  $\text{Cl}^-$ . En el caso de los compuestos metálicos, como el oro (Au), su unidad fórmula es simplemente el símbolo químico del elemento.

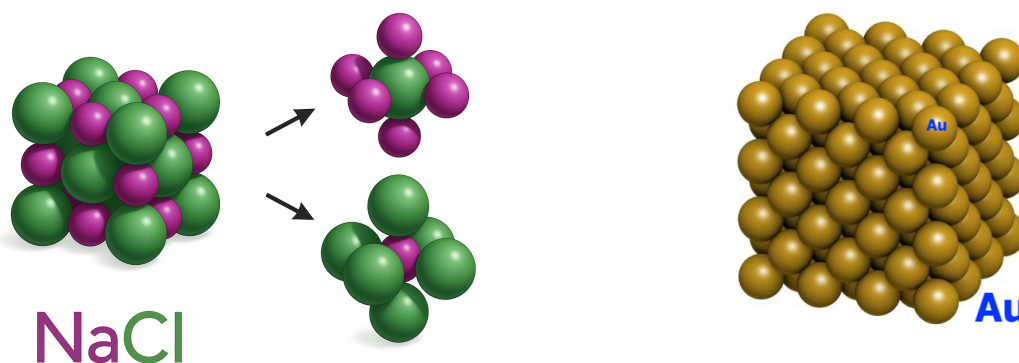


Figura 4.8: Representación de la unidad fórmula de un compuesto iónico como el NaCl (panel izquierdo) y de un compuesto metálico como el oro (panel derecho).

Si conocemos la fórmula química de una molécula podemos calcular su masa empleando las masas atómicas de los elementos que la constituyen.

La **masa molecular** o **peso molecular** (es más común este último término) se define como la suma de las masas atómicas (en uma) de los elementos que constituyen una molécula.

Por ejemplo, el cálculo de la masa molecular del agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) se hace de la siguiente manera:

$$2 \times (\text{masa atómica del H}) + \text{masa atómica del O}$$

o bien

$$2 \times (1.008 \text{ uma}) + 16.00 \text{ uma} = 18.02 \text{ uma}$$

Esto significa que una molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  pesa 18.02 uma.

Para calcular la masa molecular de un compuesto, se requiere multiplicar la masa atómica de cada elemento por el número de átomos presentes de dicho elemento en la molécula y sumar todos los resultados. En el caso de los compuestos iónicos como el  $\text{NaCl}$  y  $\text{MgO}$  (que no contienen unidades moleculares discretas), podemos emplear el término **masa fórmula** como el equivalente a la masa molecular.

#### Ejemplo 4.9: Masa molecular

Determina las masas moleculares, expresadas en uma, para las siguientes moléculas: a) dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ), uno de los gases responsables de la lluvia ácida; b) cafeína ( $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ ), un estimulante del sistema nervioso central, presente en el té, el café y refrescos de cola y c) el nitrato de calcio ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ), empleado como absorbente de humedad del aire y como fertilizante.

##### Estrategia:

Para resolver este tipo de problemas, necesitamos conocer las fórmulas moleculares de cada compuesto. En este problema, tenemos esa información.

##### Solución:

Para determinar la masa molecular se necesita sumar todas las masas atómicas de la molécula; para ello, multiplicamos la masa atómica de cada elemento por el número de átomos presentes en la molécula. De la tabla periódica obtenemos las masas atómicas de cada elemento.

- a) Para el dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ) tenemos dos átomos de O y un átomo de S, por lo tanto:

$$\text{Masa molecular de } \text{SO}_2 = 32.07 \text{ uma} + 2 \times (16.00 \text{ uma}) = 64.07 \text{ uma}$$

- b) Para la cafeína ( $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ ) tenemos ocho átomos de C, 10 átomos de H, cuatro átomos de N y dos átomos de O, por lo que su masa molecular es:

$$\begin{aligned} \text{Masa molecular de } \text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2 &= 8 \times (12.01 \text{ uma}) + 10 \times (1.008 \text{ uma}) + 4 \times (14.01 \\ &\quad \text{uma}) + 2 \times (16.00 \text{ uma}) = 194.20 \text{ uma} \end{aligned}$$

- c) Si una fórmula química tiene paréntesis, el subíndice que se encuentra afuera del paréntesis es un factor que multiplica a todos los átomos adentro del paréntesis. Por lo tanto, para el  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , tenemos un átomo de Ca, dos átomos de N y 6 átomos de O, por lo que su masa molecular es:

$$\begin{aligned} \text{Masa molecular del } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 &= 1 \times (40.10 \text{ uma}) + 2 \times (14.01 \text{ uma}) + 6 \times (16.00 \text{ uma}) \\ &= 164.12 \text{ uma} \end{aligned} \quad \blacksquare$$

##### Verificación:

Para verificar los resultados, sólo hay que revisar las operaciones realizadas.

### Masa molar molecular

Con la masa molecular podemos determinar la masa molar de un compuesto, a la que se le conoce como **masa molar molecular** (en gramos) y es numéricamente igual a su masa molecular (en uma).

Si tomamos como ejemplo al agua, cuya masa molecular es de 18.02 uma, su masa molar es el mismo valor expresado en gramos, es decir 18.02 g. Al igual que hicimos con el carbono, 18.02 g de agua equivalen a un mol de agua y contiene  $6.022 \times 10^{23}$  moléculas de agua. En la Figura 4.9 se ilustra esta relación.

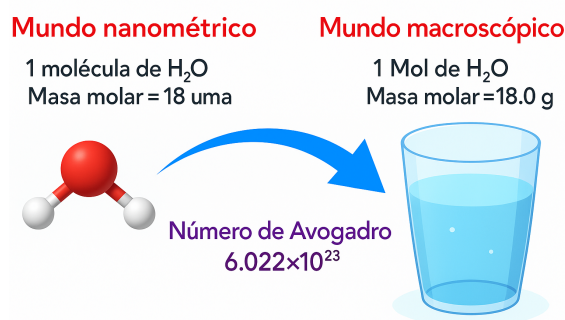


Figura 4.9: Relación entre la masa molecular y la masa molar molecular de un compuesto.

#### Ejemplo 4.10: Masa molar molecular

La sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) también conocida como sucrosa, azúcar común o azúcar de mesa se usa comúnmente para endulzar bebidas como el café. Determina el número de moles de sacarosa presentes en 250.0 g de este azúcar.

##### Estrategia:

Tenemos la información de los gramos de  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  y se pide calcular el número de moles de sacarosa. Tenemos que establecer el factor de conversión apropiado para que los gramos se cancelen y se obtenga el número de moles solicitado.

##### Solución:

La masa molar molecular de  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  es el factor de conversión requerido para pasar de gramos a moles. Primero calculamos la masa molecular de  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ :

$$\text{Masa molecular de } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 12 \times (12.00 \text{ uma}) + 22 \times (1.008 \text{ uma}) + 11 \times (16.00 \text{ uma}) \\ = 342.18 \text{ uma.}$$

Esto significa que:

$$\begin{aligned} 1 \text{ molécula de } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} &= 342.18 \text{ uma} \\ 1 \text{ mol de moléculas de } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} &= 342.18 \text{ g} \end{aligned}$$



Con la información anterior, la masa molar molecular de la  $C_{12}H_{22}O_{11}$  es de 342.18 g/mol. Usando este factor de conversión:

$$250.0 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11} \left( \frac{1 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}}{342.18 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11}} \right) = 0.73 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}$$

Por lo tanto, en 250.0 g de  $C_{12}H_{22}O_{11}$  hay 0.73 moles de  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . ■

**Verificación:**

Podemos ver que 250.0 gramos es una masa menor a la masa molar molecular de la sacarosa (342.18 g), por lo que el resultado debe ser menor a un mol de sustancia; como obtuvimos 0.73 moles de  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , el resultado es consistente.

**Ejemplo 4.11: Número de átomos en una muestra**

La urea, cuya fórmula molecular es  $(NH_2)_2CO$ , se emplea como fertilizante, en la elaboración de productos químicos e incluso en la industria cosmética. La masa molar molecular de la urea es 60.06 g. Determina el número de átomos de hidrógeno que se encuentran en 25.6 g de urea.

**Estrategia:**

Debemos determinar la cantidad de átomos de hidrógeno contenidos en una muestra de urea. Sin embargo, no podemos convertir directamente los gramos en átomos de hidrógeno. Por lo que la sugerencia es emplear tres factores de conversión: en primera instancia convertir gramos de urea en moles de urea, posteriormente con los moles de urea obtener los moles de hidrógeno y finalmente con los moles de hidrógeno obtenemos el número de átomos de hidrógeno.

**Solución:**

Vamos a resolver este problema en 3 pasos:

**Paso 1:** Con la masa molar, convertimos los gramos de urea a moles.

Sabemos que 1 mol de  $(NH_2)_2CO = 60.06 \text{ g}$ , por lo tanto:

$$25.6 \text{ g de urea} \left( \frac{1 \text{ mol de urea}}{60.06 \text{ g de urea}} \right) = 0.4262 \text{ mol de urea}$$

**Paso 2:** establecemos la relación entre los moles de  $(NH_2)_2CO$  y los moles de H.

De la fórmula molecular podemos identificar que:

1 molécula de  $(NH_2)_2CO$  tiene 4 átomos de H  
1 mol de moléculas de  $(NH_2)_2CO$  tiene 4 moles de átomos de H  
La relación en moles es de 1:4



Entonces:

$$0.4262 \text{ mol de urea} \left( \frac{4 \text{ mol de H}}{1 \text{ mol de urea}} \right) = 1.7048 \text{ mol de H}$$

**Paso 3:** finalmente, a partir de los moles de hidrógeno y el número de Avogadro, calculamos el número de átomos de H.

Sabemos que:

$$1 \text{ mol de átomos de H contiene } 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de H}$$

entonces:

$$\begin{aligned} 1.7048 \text{ mol de H} \left( \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ mol de H}} \right) = \\ = 1.027 \times 10^{24} \text{ átomos de H} \end{aligned}$$

Por lo tanto, en 25.6 g de urea hay  $1.027 \times 10^{24}$  átomos de hidrógeno. ■

El mismo resultado se obtiene en un solo paso, si se usa la siguiente estrategia:

gramos de urea  $\rightarrow$  moles de urea  $\rightarrow$  moles de H  $\rightarrow$  átomos de H

$$\begin{aligned} 25.6 \text{ g urea} \left( \frac{1 \text{ mol de urea}}{60.06 \text{ g de urea}} \right) \left( \frac{4 \text{ mol de H}}{1 \text{ mol de urea}} \right) \left( \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ mol de H}} \right) = \\ = 1.027 \times 10^{24} \text{ átomos de H} \end{aligned}$$

**Verificación:**

Como el número de moles de H es mayor que 1, entonces el número de átomos de H debe ser mayor a un número de Avogadro. El resultado es consistente.

## Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 4.42.** Define el concepto de mol.

**Ejercicio 4.43.** ¿Qué enunciado es probablemente cierto con respecto a las masas de átomos individuales de cloro: todos tienen, algunos tienen o ninguno tiene una masa de 35.4527 uma? Explica tu respuesta.

**Ejercicio 4.44.** Responde de forma breve y clara lo que se pide a continuación:

- Proporciona la definición de unidad de masa atómica.
- ¿Por qué fue necesario introducir esta unidad?
- Define masa atómica promedio, ¿cómo se calcula?
- ¿Por qué si se usa al átomo de carbono para definir la unidad de masa atómica, en la tabla periódica su masa atómica es 12.011?

**Ejercicio 4.45.** Los alótropos son moléculas formadas por un mismo tipo de elemento, poseen distinta estructura molecular y pueden exhibir diferentes propiedades físicas y químicas. El ozono es un alótropo del oxígeno que se presenta como una molécula triatómica, mientras que la del oxígeno es diatómica. Si se cuenta con una muestra de oxígeno con una masa de 1.5 gramos y otra muestra de ozono con una masa de 2.0 gramos. Calcula:

- a) ¿En qué muestra hay mayor cantidad de átomos?
- b) ¿En qué muestra hay mayor cantidad de moléculas?

**Ejercicio 4.46.** Se sabe que una masa de 5.6460 g de carbono (C) requiere de 7.4911 g de oxígeno (O) para formar monóxido de carbono (CO) en cantidades estequiométricas. Considera la masa atómica del carbono de la tabla periódica para calcular la masa atómica del oxígeno.

**Ejercicio 4.47.** La electrólisis es un método por el que se pueden obtener algunos elementos, entre ellos el cloro a partir de una disolución acuosa de NaCl. El cloro es un gas venenoso de aspecto amarillo verdoso, de olor fuerte y característico. Usa la tabla periódica para responder lo siguiente:

- a) Calcula la masa en gramos de un átomo de cloro.
- b) Calcula la masa en gramos de una molécula de cloruro de hidrógeno (HCl).
- c) A partir de las respuestas de los incisos previos, determina la masa de un átomo de hidrógeno.

**Ejercicio 4.48.** Para cada uno de los siguientes compuestos, determina su masa molar:

- a)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , óxido de hierro (III).
- b)  $\text{BCl}_3$ , tricloruro de boro.
- c)  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ , ácido ascórbico (vitamina C).

**Ejercicio 4.49.** Un joyero intenta obtener oro verde, una aleación muy rara de encontrar, que contiene 75% de oro y 25% de plata. Para lograr lo anterior, el joyero mezcla y funde 0.50 moles de oro y 0.25 moles de plata. Con esta información, responde lo siguiente:

- a) ¿Cuál es la masa total de la aleación?
- b) Calcula el número de átomos de oro y de plata contenido en esta cantidad de masa.
- c) Determina la composición porcentual de la aleación y compárala con la del oro verde.

**Ejercicio 4.50.** Una pulsera fina es fabricada con plata pura, tiene una masa de 20.0 g, y su costo en la joyería es de \$9,000.00. Determina:

- a) Los moles de átomos de Ag presentes en la pulsera.
- b) El número de átomos de Ag en la pulsera.
- c) El precio de un átomo de Ag.

**Ejercicio 4.51.** Analiza la fórmula del éter metílico ( $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ ). Si se tiene una muestra de 10.0 g de este compuesto, responde lo siguiente:

- a) ¿Cuántos moles de  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$  hay?
- b) ¿Cuántas moléculas de  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$  hay?

- c) ¿Cuántos átomos de carbono?                      d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno?  
e) ¿Cuántos átomos de oxígeno?

**Ejercicio 4.52.** El carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) es un suplemento alimenticio empleado cuando la cantidad de calcio (Ca) consumido a través del régimen alimenticio no es suficiente. El Ca mantiene sanos los huesos, músculos, el sistema nervioso y el corazón. Si el consumo diario permitido de Ca para un adulto promedio es de 1200 mg. Determina la cantidad de  $\text{CaCO}_3$  que debe tomar una persona al día para poder obtener el calcio permitido.

**Ejercicio 4.53.** El ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) tiene una densidad de  $1.181 \text{ g/cm}^3$ . Si se requieren 15 gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  para ocupar un volumen de  $1.0 \text{ cm}^3$ , ¿cuántas moléculas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  habrá en una gota de este ácido?

**Ejercicio 4.54.** El ioduro de zinc ( $\text{ZnI}_2$ ) se puede preparar por la reacción directa de zinc y yodo en un reflujo de éter o por la reacción de zinc con yodo en solución acuosa. La forma anhidra del  $\text{ZnI}_2$  es blanca y absorbe fácilmente agua de la atmósfera. Si se desean preparar 250 moles de  $\text{ZnI}_2$ , determina:

- La masa en gramos de  $\text{ZnI}_2$  que hay en esta cantidad de moles.
- La masa de yodo y zinc que deben pesarse y combinarse para formar este número de moles de  $\text{ZnI}_2$ .

**Ejercicio 4.55.** A una temperatura de 239.8 K, el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) se encuentra en fase líquida y tiene una densidad de  $0.6818 \text{ g/mL}$ . Utiliza las masas atómicas del nitrógeno e hidrógeno de la tabla periódica para determinar:

- El número de moles en 100.0 gramos de amoníaco líquido.
- El volumen de 5.5 moles de amoníaco líquido.
- La masa de 0.5 moles de amoníaco líquido.

**Ejercicio 4.56.** El hidruro de calcio ( $\text{CaH}_2$ ) es un sólido blanco que absorbe la humedad y forma parte de los hidruros iónicos, tiene aplicaciones como agente desecante y fuente de hidrógeno molecular. Si se cuenta con una muestra de 7.50 moles de  $\text{CaH}_2$ , calcula:

- La masa en gramos de hidrógeno (H).
- ¿Cuántos átomos de calcio (Ca) hay en la muestra?
- La masa en kilogramos de la muestra de  $\text{CaH}_2$ .

**Ejercicio 4.57.** A mediados del año 2023, el precio del oro de 24 kilates era de 1 050 000.00 pesos mexicanos. Si un inversionista en joyería adquiere un kilo de oro de 24 kilates. Calcula:

- El costo, en pesos mexicanos, de un átomo de oro.
- El costo por unidad de masa atómica de oro.

**Ejercicio 4.58.** Calcula lo siguiente:

- a) El número de átomos en 10.0 g de mercurio (Hg).
- b) La cantidad de masa, en gramos, de  $2.0 \times 10^{25}$  átomos de plomo (Pb).
- c) Los gramos de azufre (S) que hay en 25.0 moles de este elemento.
- d) El número de moles de níquel (Ni) que hay en  $4.5 \times 10^{22}$  átomos de este elemento.
- e) El número de átomos que hay en 2.5 moles de fósforo (P).
- f) La cantidad de átomos presentes en 2.5 moles de yodo (I).

**Ejercicio 4.59.** Si tenemos una muestra de 10.0 g de hidruro de cromo (III),  $\text{CrH}_3$ , determina:

- a) El número de átomos de H en la muestra.
- b) El número de átomos de Cr en la muestra.
- c) ¿Cuántas moléculas de  $\text{CrH}_3$  hay en la muestra?

**Ejercicio 4.60.** Utiliza las masas atómicas del plomo (Pb) y del helio (He) para determinar en dónde hay más masa, si en 3 átomos de plomo o en  $5.0 \times 10^{-23}$  moles de helio?

**Ejercicio 4.61.** Calcula la masa molar para las siguientes moléculas, usando los pesos atómicos de la tabla periódica:

- |                                     |                                        |                             |
|-------------------------------------|----------------------------------------|-----------------------------|
| a) $\text{LiNO}_3$                  | b) $\text{CS}_2$                       | c) $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ |
| d) $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ | e) $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4$ | f) $\text{K}_2\text{CO}_3$  |
| g) $\text{AlPO}_4$                  | h) $\text{Na}_3\text{N}$               | i) $\text{AlCl}_3$          |

**Ejercicio 4.62.** Calcula la longitud de un alambre de cobre, en metros, que cuenta con un diámetro de 2.0 mm y contiene 100 moles de cobre. Considera que la densidad del cobre metálico es de  $8.960 \text{ g/cm}^3$ .

**Ejercicio 4.63.** Las dimensiones de una hoja tamaño carta son de 22.0 cm de ancho y 28.0 cm de alto. ¿Cuántos átomos de aluminio serían necesarios para cubrir la superficie de la hoja si se colocaran uno junto al otro? El radio atómico del aluminio es de 143 pm ( $1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$ ).

**Ejercicio 4.64.** La nicotina es un producto natural que se encuentra en la planta del tabaco, su fórmula es  $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$ . Si se tiene una muestra de 5.0 g de nicotina, determina lo siguiente:

- a) Número de moles de nicotina.
- b) Cantidad de átomos de nitrógeno contenidos en la muestra.
- c) La masa de carbono presente en la muestra de nicotina.

**Ejercicio 4.65.** El tetrahidrocannabinol, cuya fórmula es  $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$ , es el principal constituyente psicoactivo del cannabis (marihuana). Una dosis superior a 25 mg puede causar una intoxicación severa. Considera una muestra de 25 mg para determinar:

- |                                                                   |                                                                         |
|-------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------|
| a) El número de moles de $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$ . | b) La cantidad de moléculas de $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$ . |
| c) Los átomos de carbono presentes.                               | d) La cantidad de átomos de oxígeno.                                    |

**Ejercicio 4.66.** La clorofila, es un pigmento que se encuentra en las plantas, algunas bacterias y algas. Es una biomolécula esencial para el desarrollo de la fotosíntesis, su fórmula es  $C_{55}H_{72}MgN_4O_5$ . Si de una muestra de una planta se extrae y purifica 0.5 g de clorofila, calcula lo siguiente:

- a) El número de moles en la muestra.
- b) La cantidad de moléculas de clorofila en la muestra.
- c) Los átomos de nitrógeno en la muestra.
- d) La masa de magnesio, en gramos.

**Ejercicio 4.67.** El fosgeno es un importante componente químico utilizado para obtener plásticos, pesticidas y diferentes tipos de polímeros. A temperatura ambiente es un gas venenoso. Su fórmula es  $COCl_2$  y fue utilizado ampliamente durante la Primera Guerra Mundial como un agente asfixiante. Actualmente su producción anual es de 2 millones de toneladas. Con la información proporcionada determina:

- a) El número de moles de fosgeno producidos anualmente.
- b) La masa de cloro en kilogramos.

**Ejercicio 4.68.** La galactosa es un azúcar simple que se metaboliza en el hígado convirtiéndose en glucosa; esta última está formada por seis átomos de carbono, doce de hidrógeno y seis de oxígeno, su fórmula es  $C_6H_{12}O_6$ . Si se cuenta con una muestra de glucosa que contiene  $5.6 \times 10^{22}$  átomos de oxígeno, determina:

- a) El número de átomos de hidrógeno en la muestra.
- b) El número de moléculas de glucosa en la muestra.

## 4.6 Composición porcentual

Es importante conocer las masas atómicas y moleculares de las sustancias porque con esta información experimental es posible identificar su composición.

Para mostrar la composición de una sustancia, los químicos establecieron una representación gráfica llamada **fórmula química**. Toda fórmula química proporciona la cantidad de cada uno de los elementos que constituyen a dicha molécula.

Es común que los químicos determinen la **composición porcentual**, esto significa calcular el porcentaje en masa que cada elemento químico aporta a la masa total de la molécula.

Un ejemplo que se puede describir es en medicina forense; los analistas pueden determinar la composición porcentual de una sustancia blanca y desconocida y la pueden comparar con composiciones porcentuales de sustancias ya conocidas (también se les conoce como estándares o referencias) y de esta manera identificar a la sustancia.

*La **composición porcentual** es la cantidad en masa, expresada en porcentaje, de cada elemento presente en un compuesto.*

De manera matemática, la composición porcentual de un elemento ( $\%_{\text{elemento}}$ ) en un compuesto se expresa como:

$$\%_{\text{elemento}} = \frac{(n)(\text{masa molar del elemento})}{\text{masa molar molecular del compuesto}} \times 100\% \quad (4.8)$$

donde  $n$  es el número de moles del elemento contenidos en 1 mol del compuesto. Por simplicidad siempre tomamos como referencia 1 mol del compuesto.

Si se conoce la fórmula química, calcular la composición porcentual es sencillo y directo. La composición porcentual se obtiene al dividir la masa de cada elemento contenida en 1 mol del compuesto entre la masa molar molecular del compuesto y multiplicando por 100%.

Por lo anterior, es muy importante identificar cuántos moles de un átomo en particular están presentes en 1 mol de compuesto. Podemos proponer un ejemplo, para hacerlo más práctico, usemos al agua: ¿cuántos moles de H y O hay en 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$ ? Para responder a esta pregunta, conviene hacer el análisis desde la escala atómica y molecular hasta la escala macroscópica:

| Moléculas de $\text{H}_2\text{O}$ | Átomos de H                       | Átomos de O            |
|-----------------------------------|-----------------------------------|------------------------|
| 1                                 | 2                                 | 1                      |
| 2                                 | 4                                 | 2                      |
| 3                                 | 6                                 | 3                      |
| $\vdots$                          | $\vdots$                          | $\vdots$               |
| 1000                              | 2000                              | 1000                   |
| $\vdots$                          | $\vdots$                          | $\vdots$               |
| $6.022 \times 10^{23}$            | $2 \times (6.022 \times 10^{23})$ | $6.022 \times 10^{23}$ |

En el último renglón de la tabla podemos observar que por cada mol de  $\text{H}_2\text{O}$  debe haber 2 moles de átomos de H y 1 mol de átomos de O.

#### Ejemplo 4.12: Cálculo de la composición porcentual

Determina la composición porcentual en masa de los elementos presentes en el ácido fosfórico cuya fórmula química es  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Este compuesto tiene muchas aplicaciones como: fertilizantes, dandríficos, bebidas gaseosas, entre otras.

##### Estrategia:

Proponemos que la base de cálculo sea un mol de  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . El cálculo del porcentaje de cada elemento lo obtendremos al realizar el cociente de la masa molar del elemento contenida en un mol y la masa molar del ácido multiplicada por 100, como lo indica la ecuación (4.8).

##### Solución:

Primero tenemos que determinar la masa molar molecular del compuesto  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , por lo que

necesitamos las masas molares del H, P y O:

Masa molar del H = 1.008 g/mol

Masa molar del P = 30.974 g/mol

Masa molar del O = 15.999 g/mol

Recuerda que en la tabla periódica, estos valores no tienen unidades. Nosotros le asignamos las unidades dependiendo del mundo en el que nos encontremos. La masa molar molecular (*MM*) de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  es:

$$MM_{\text{H}_3\text{PO}_4} = (3 \text{ mol})(1.008 \text{ g/mol}) + (1 \text{ mol})(30.974 \text{ g/mol}) + (4 \text{ mol})(15.999 \text{ g/mol}) = 97.994 \text{ g}$$

Como resultado del cálculo, la composición porcentual para cada elemento en el  $\text{H}_3\text{PO}_4$  es:

$$\%H = \frac{3 \times 1.008 \text{ g}}{97.994 \text{ g}} \times 100\% = 3.08\%$$

$$\%P = \frac{1 \times 30.974 \text{ g}}{97.994 \text{ g}} \times 100\% = 31.61\%$$

$$\%O = \frac{4 \times 15.999 \text{ g}}{97.994 \text{ g}} \times 100\% = 65.31\% \quad \blacksquare$$

**NOTA:** al usar 1 mol del compuesto, las masas molares se pueden expresar en gramos.

**Verificación:**

La suma de los porcentajes calculados da 100%.

#### Ejemplo 4.13: Cálculo de la composición porcentual

La nicotina ( $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$ ) es una sustancia que se extrae de las hojas del tabaco y que también se puede producir sintéticamente; es una sustancia tóxica que en pequeñas dosis produce euforia, disminución del apetito, etc., y que en dosis elevadas puede provocar graves intoxicaciones. Si la masa molar de la nicotina es 162.24 g/mol, determina la composición porcentual en masa de los elementos presentes en este compuesto.

**Estrategia:**

Consideremos como base de cálculo a un mol de nicotina. Al dividir la masa molar de cada elemento entre la masa molar de la nicotina multiplicada por 100, obtenemos el porcentaje en masa de cada elemento, de acuerdo con la ecuación (4.8).

**Solución:**

Tenemos la masa molar de la nicotina (162.24 g/mol) pero necesitamos las masas molares

Masa molar del C = 12.011 g/mol

de los elementos: Masa molar del H = 1.008 g/mol

Masa molar del N = 14.007 g/mol

Como resultado del cálculo, la composición porcentual para cada elemento en  $C_{10}H_{14}N_2$  es:

$$\%C = \frac{10 \times 12.011 \text{ g}}{162.24 \text{ g}} \times 100 \% = 74.03 \%$$

$$\%H = \frac{14 \times 1.008 \text{ g}}{162.24 \text{ g}} \times 100 \% = 8.70 \%$$

$$\%N = \frac{2 \times 14.007 \text{ g}}{162.24 \text{ g}} \times 100 \% = 17.27 \% \quad \blacksquare$$

**Verificación:**

La suma de los porcentajes calculados da 100 %.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 4.69.** La hemoglobina, una hemoproteína de la sangre, es el portador de oxígeno en los glóbulos rojos. Un tipo especial de hemoglobina presenta en su estructura cuatro átomos de hierro (Fe), los cuales representan solo el 0.342% en masa. Determina la masa molar de la hemoglobina.

**Ejercicio 4.70.** El acetaldehído o etanal es un líquido incoloro transparente que presenta un olor afrutado. Se utiliza en la industria química, alimenticia, cosmética, entre otras. Tiene la fórmula  $C_2H_4O$ . Determina su composición porcentual.

**Ejercicio 4.71.** El alcohol cinámico se utiliza principalmente como ingrediente de fragancia debido a su agradable aroma a jacinto en perfumería, cosmética y en la elaboración de jabones. Tiene la fórmula  $C_9H_{10}O$ . Si se tiene una muestra de 10.0 g de alcohol cinámico, determina:

- La composición porcentual del  $C_9H_{10}O$ .
- El número de moléculas de  $C_9H_{10}O$  en la muestra.
- El número de moles en la muestra.

**Ejercicio 4.72.** La azurita es un mineral azul que está compuesto por carbonato básico de cobre, su fórmula química es  $(CO_3)_2Cu_3(OH)_2$  o  $Cu_3C_2O_8H_2$ . A partir de la fórmula determina:

- La composición porcentual del cobre en la azurita.
- La masa de cobre que puede obtenerse a partir de 500.0 g de azurita.

**Ejercicio 4.73.** Las micas son de los minerales más abundantes en la corteza terrestre; se encuentran en rocas ígneas y son aluminosilicatos. Un tipo de mica tiene la siguiente fórmula  $NaAl_3Si_3H_2O_{12}$ . Si se cuenta con 1.00 kg de mica, calcula:

- La composición porcentual de los elementos presentes en la mica.



- b) La cantidad de aluminio que contiene 1.00 kg de mica.
- c) La cantidad de silicio que contiene 1.00 kg de mica.

**Ejercicio 4.74.** Algunos de los principales fertilizantes nitrogenados son la urea, el nitrato de amonio, amoníaco y el sulfato de amonio, cuyas fórmulas moleculares son:  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_3$  y  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  respectivamente. Determina qué fertilizante tiene el mayor porcentaje en masa de nitrógeno.

**Ejercicio 4.75.** La fructosa es un azúcar que se encuentra en vegetales, frutas y miel; tiene la siguiente fórmula  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Si se tiene una muestra de 20.0 g de fructosa, determina:

- a) La masa en gramos de carbono en la muestra.
- b) El número de átomos de carbono correspondientes a esa masa de fructosa.
- c) El porcentaje de carbono que hay en la fructosa.

**Ejercicio 4.76.** El análisis elemental se basa en la combustión completa de una muestra, para convertir los elementos que la componen en gases simples (normalmente sus óxidos). Una de sus aplicaciones es la determinación de la composición química y la fórmula mínima de compuestos orgánicos. En la combustión de un hidrocarburo, los gases formados son  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ , y el oxígeno se determina por diferencia. Por ejemplo, a partir de 11.5 g de un hidrocarburo se obtienen 22.0 g y 13.5 g de  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ , respectivamente. Con la información proporcionada, determina la composición porcentual de los elementos que componen la muestra.

**Ejercicio 4.77.** La quinina, cuya fórmula química es  $\text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2$ , es un medicamento usado contra la malaria. Calcula la composición porcentual en masa de cada uno de los elementos que constituyen a este compuesto.

## 4.7 Fórmulas químicas: fórmula empírica y fórmula molecular

Los químicos utilizan fórmulas químicas para expresar *la composición de las moléculas y los compuestos iónicos por medio de los símbolos químicos*. Composición no solamente significa mostrar los elementos presentes, sino también la proporción en la cual se combinan los átomos de estos elementos para formar una molécula.

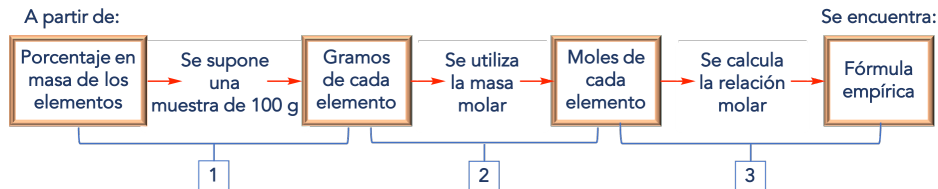
En este punto vamos a revisar dos tipos de fórmulas: fórmulas empíricas y fórmulas moleculares.

La **fórmula mínima** o **fórmula empírica** es la representación más simple de un compuesto químico que indica la proporción de átomos de cada elemento presente, expresada en los números enteros más pequeños posibles.

Por ejemplo, la fórmula empírica del  $\text{H}_2\text{O}$  indica que el agua contiene dos átomos de H por uno de O. Esta relación también se aplica en el nivel molar: 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  contiene 2 moles de átomos de H y 1 mol de átomos de O.

El concepto de la fórmula empírica se puede plantear de una forma alternativa: *la relación mínima del número de moles de todos los elementos en un compuesto proporciona los subíndices de la fórmula empírica del compuesto.*

De manera general se puede usar el siguiente método para establecer las fórmulas empíricas:



#### Ejemplo 4.14: Cálculo de una fórmula empírica

La vitamina C, también conocida como ácido ascórbico, es un sólido cristalino incoloro, inodoro, soluble en agua, con un sabor ácido y se usa para tratar el escorbuto. La composición porcentual de la vitamina C es 40.92% de C, 4.58% de H y 54.50% de O en masa. Determina la fórmula mínima del ácido ascórbico.

##### Estrategia:

Debido a que en el problema no se establece una cantidad de masa, se recomienda emplear 100.0 g para hacer más fácil la determinación de la fórmula mínima, sin embargo, se debe tener claro que es posible hacer el cálculo con cualquier otra cantidad de muestra. Con la base de cálculo de 100.0 g y la estrategia de los tres pasos previamente descrita, podemos determinar lo que se nos pide.

##### Solución:

**Paso 1.** Empleando 100 g de ácido ascórbico tenemos:

$$40.92 \text{ g de C}, \quad 4.58 \text{ g de H}, \quad 54.50 \text{ g de O}.$$

**Paso 2.** Determinamos el número de moles de cada elemento:

$$(40.92 \text{ g de C}) \left( \frac{1 \text{ mol de C}}{12.011 \text{ g de C}} \right) = 3.407 \text{ mol de C}$$

$$(4.58 \text{ g de H}) \left( \frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g de H}} \right) = 4.544 \text{ mol de H}$$

$$(54.50 \text{ g de O}) \left( \frac{1 \text{ mol de O}}{15.999 \text{ g de O}} \right) = 3.406 \text{ mol de O}$$

**Paso 3.** Dividiendo los valores obtenidos entre el más pequeño de ellos (normalizar), podemos obtener la relación más pequeña del número de moles:

$$\text{C} : \frac{3.407}{3.406} = 1.000 \quad \text{H} : \frac{4.544}{3.406} = 1.33 \quad \text{O} : \frac{3.406}{3.406} = 1.000$$

Para el H, el valor obtenido no se acerca a un número entero y no se trata de un error experimental. Si analizamos el valor obtenido es cercano a  $1\frac{1}{3} = 1.333$ ; en casos como este, se recomienda multiplicar todos los valores por 3, de esta manera obtenemos números enteros:

$$C : H : O = 3(1 : 1.33 : 1) = 3 : 4 : 3$$

Así, la fórmula empírica del ácido ascórbico es:  $C_3H_4O_3$ . ■

**Verificación:**

Podemos ver que en la fórmula química obtenida, los subíndices son los números enteros más pequeños, por lo tanto, el resultado es correcto.

**Ejemplo 4.15: Otro ejemplo para calcular una fórmula empírica**

El benzoato de metilo es un éster, de olor afrutado empleado en la preparación de perfumes. Si se ha determinado que una muestra 5.325 g contiene 3.758 g de carbono, 0.316 g de hidrógeno y el resto es oxígeno. Calcula la fórmula mínima del benzoato de metilo.

**Estrategia:**

En este problema no es necesario suponer una muestra de 100 g. Tenemos una cantidad de muestra dada (5.325 g) y las cantidades, en gramos, de cada elemento.

**Solución:**

**Paso 1.** Identificamos las masas de cada elemento:

$$3.758 \text{ g de C}, \quad 0.316 \text{ g de H}, \quad 1.251 \text{ g de O}.$$

**Paso 2.** Calculamos el número de moles de cada elemento:

$$(3.758 \text{ g de C}) \left( \frac{1 \text{ mol de C}}{12.011 \text{ g de C}} \right) = 0.3147 \text{ mol de C}$$

$$(0.316 \text{ g de H}) \left( \frac{1 \text{ mol de H}}{1.008 \text{ g de H}} \right) = 0.3135 \text{ mol de H}$$

$$(1.251 \text{ g de O}) \left( \frac{1 \text{ mol de O}}{15.999 \text{ g de O}} \right) = 0.0782 \text{ mol de O}$$

**Paso 3.** Dividimos el número de moles de cada elemento entre el menor de ellos, para encontrar la relación de números enteros más pequeña.

$$C : \frac{0.3147}{0.0782} = 4.02 \quad H : \frac{0.3135}{0.0782} = 4.00 \quad O : \frac{0.0782}{0.0782} = 1.00$$

La relación para el C es un valor muy cercano a 4. Podemos suponer que la diferencia se

debe a un error experimental; por lo que la relación mínima es:

$$C : H : O = 4 : 4 : 1$$

Por lo tanto la fórmula empírica del compuesto es:  $C_4H_4O$ . ■

**Verificación:**

Podemos ver que, en la fórmula química obtenida, los subíndices son los números enteros más pequeños, por lo tanto, el resultado es correcto.

Con la fórmula mínima o empírica del compuesto es posible determinar la fórmula molecular si se conoce la masa molecular o masa molar de dicho compuesto.

*La **fórmula molecular** es la representación exacta de un compuesto químico que indica el número total de átomos de cada elemento presentes en una molécula.*

Los subíndices en la fórmula molecular de una sustancia siempre son múltiplos enteros de los subíndices correspondientes a su fórmula empírica. Podemos encontrar este múltiplo dividiendo la masa molecular entre la masa de la fórmula empírica:

$$\text{Múltiplo entero} = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa de la fórmula empírica}}$$

Por ejemplo, en el ejercicio resuelto de la página 158, la fórmula empírica del ácido ascórbico se determinó como  $C_3H_4O_3$ ; esto significa que la masa de la fórmula empírica es

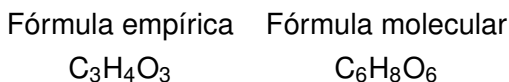
$$3(12.011 \text{ uma}) + 4(1.008 \text{ uma}) + 3(15.999 \text{ uma}) = 88.062 \text{ uma}$$

La masa molecular determinada experimentalmente es de 176 uma.

Así, podemos calcular el múltiplo entero que convierte la fórmula empírica a la fórmula molecular dividiendo:

$$\frac{176 \text{ uma}}{88.062 \text{ uma}} = 1.998 \approx 2$$

Como consecuencia, multiplicamos los subíndices en la fórmula empírica por este múltiplo para obtener la fórmula molecular:



Puede suceder que la relación entre la masa molecular (experimental) y la masa de la fórmula empírica sea igual a 1. Cuando eso sucede, decimos que la fórmula empírica es la fórmula molecular del compuesto.

Es importante recordar que los compuestos iónicos y los metálicos sólo se pueden representar con su fórmula empírica, también llamada fórmula mínima. No existen fórmulas moleculares para estos compuestos.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 4.78.** El cromo forma compuestos de varios colores; el dicromato de sodio es el más importante, es un compuesto cristalino de color naranja brillante. Un análisis de este compuesto generó la siguiente composición porcentual: 17.5% de Na, 39.7% de Cr y 42.8% de O. Con la información proporcionada, determina la fórmula mínima o empírica del dicromato de sodio.

**Ejercicio 4.79.** Una sustancia tiene la siguiente composición porcentual: 67.91 % de yodo (I), 6.42% de magnesio (Mg) y 25.67 % de oxígeno (O). ¿Cuál es su fórmula empírica?

**Ejercicio 4.80.** El compuesto responsable del olor característico del ajo contiene la siguiente composición porcentual: 44.40% de C; 6.21 % de H; 39.53% de S y 9.86% de O. La masa molecular determinada experimentalmente de este compuesto es 162.28 g/mol. Calcula la fórmula mínima y la fórmula molecular del compuesto descrito e investiga su nombre en la literatura.

**Ejercicio 4.81.** El glutamato monosódico, también conocido como glutamato de sodio, es una sal derivada del ácido glutámico (un aminoácido esencial), que se emplea como potenciador del sabor en la comida. Su consumo excesivo puede ser dañino para la salud. Mediante un análisis del glutamato de sodio se determinó que su composición porcentual es de 35.53% de carbono, 4.77% de hidrógeno, 37.85% de oxígeno, 8.25% de nitrógeno y el sodio en un 13.60%. Determina la fórmula molecular del glutamato de sodio si su masa molecular es de 169.11 g/mol.

**Ejercicio 4.82.** Una muestra de un compuesto constituido sólo de cloro y oxígeno se hace reaccionar con un exceso de hidrógeno, produciendo 0.3728 g de cloruro de hidrógeno (HCl) y 0.6448 g de agua. Con la información proporcionada, determina la fórmula mínima del compuesto.

**Ejercicio 4.83.** A continuación se presenta la composición porcentual de dos muestras de compuestos, determina su correspondiente fórmula mínima.

a) C (38.7%) H (9.7%) O (51.6%)

b) K (60.1%) C (18.4%) N (21.5%)

**Ejercicio 4.84.** La progesterona es una hormona sexual femenina producida por los ovarios de la mujer y por la placenta cuando tiene lugar el embarazo. Tiene una composición porcentual de 80.21 % de carbono, 9.62% de hidrógeno y 10.18% de oxígeno. A partir de esta información:

- Determina la fórmula mínima de la progesterona.
- Determina la fórmula molecular de la progesterona.
- Calcula la masa molar de la progesterona.

**Ejercicio 4.85.** La glucosa es un carbohidrato simple, un monosacárido, que tiene una composición porcentual de 40.00% en masa de carbono, 6.71% en masa de hidrógeno y 53.28% en masa de oxígeno. La masa molecular de la glucosa, determinada experimentalmente, es de 180.156 g/mol. A partir de esta información:

- Determina la fórmula empírica de la glucosa.
- Determina la fórmula molecular de la glucosa.

**Ejercicio 4.86.** La composición en masa de un diol (alcoholes con dos grupos hidroxilo) es de 38.70% de carbono, 9.70% de hidrógeno y 51.60% de oxígeno. En otro experimento se determinó que su masa molar es aproximadamente de 62.068 g/mol. Determina lo siguiente:

- La fórmula mínima del compuesto.
- La fórmula molecular del compuesto.

**Ejercicio 4.87.** El resorcinol es un sólido blanco soluble en agua; un análisis de esta molécula indica que su composición porcentual en masa es de 65.45% de carbono, 5.49% de hidrógeno y 29.06% de oxígeno, tiene una masa molecular de 110.112 g/mol. Determina la fórmula molecular del resorcinol.

**Ejercicio 4.88.** La nicotina, un compuesto venenoso que se encuentra en las hojas del tabaco, tiene 74.0% de C, 8.65% de H y 17.35% de N. Su masa molar es 162 g/mol.

- Determina la fórmulas empírica de la nicotina.
- Determina la fórmulas molecular de la nicotina.

**Ejercicio 4.89.** Una muestra de 1.587 g un compuesto constituido de nitrógeno y oxígeno se analizó y se determinó que contiene 0.483 g de N y 1.104 g de O.

- Determina la composición porcentual de cada elemento en el compuesto.
- Determina la fórmula empírica del compuesto.

**Ejercicio 4.90.** Un compuesto orgánico se sometió a varios experimentos para determinar su composición. En el primero se determinó que está constituido por carbono, hidrógeno y cloro. En un segundo experimento, 3.0 g del compuesto se sometieron a una reacción con exceso de oxígeno y se produjeron 2.6683 g de  $\text{CO}_2$ . En otro experimento, todo el cloro de una muestra de 3.0 g del compuesto produjeron 8.6896 g de cloruro de plata ( $\text{AgCl}$ ). Analiza cuidadosamente toda la información y realiza lo siguiente:

- Calcula la masa que hay de cada elemento en 3.0 g de muestra del compuesto.
- Determina la composición porcentual de cada elemento en el compuesto.
- Determina la fórmula mínima del compuesto orgánico.
- Determina la fórmula molecular, si su masa molecular es de 98.96 g/mol.

**Ejercicio 4.91.** Una muestra de 0.1888 g de un hidrocarburo se somete a una reacción de combustión en la cual se obtuvieron 0.6260 g de  $\text{CO}_2$  y 0.1602 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Si la masa molecular del hidrocarburo es 106 g/mol, determina:

- a) La composición porcentual de cada elemento en el hidrocarburo.
- b) La fórmula empírica.
- c) La fórmula molecular.

**Ejercicio 4.92.** El ácido succínico se encuentra en hongos y líquenes. Su fórmula empírica es  $C_2H_3O_2$ , y se determinó experimentalmente que su masa molar es 118.1 g/mol. Determina su fórmula molecular.





## 5. REACCIÓN QUÍMICA

### 5.1 Ecuaciones y reacciones químicas

Los conceptos tratados en el capítulo previo, junto con los que abordaremos en este capítulo, forman la base de una rama fundamental de la química conocida como estequiometría.

*La **estequiometría** es el estudio cuantitativo de las transformaciones de la materia a nivel molecular, es decir, analiza las proporciones en las que las sustancias reaccionan y se forman en los procesos químicos.*

Etimológicamente, la palabra estequiometría proviene del griego *stoicheion* (elemento) y *metron* (medida), reflejando su propósito de medir las relaciones entre los elementos en una reacción. Esta disciplina se fundamenta en los valores de las masas atómicas, las fórmulas químicas y el principio de conservación de la masa.

En esta sección, comenzaremos a explorar algunos aspectos esenciales de los cambios químicos, centrándonos en la representación de las reacciones mediante fórmulas químicas y en la información cuantitativa relacionada con las cantidades de sustancias que participan en ellas.

Una vez establecidas las bases teóricas sobre las masas atómicas y moleculares, exploraremos cómo estas magnitudes se ven afectadas durante una reacción química, un proceso en el que se rompen y se forman enlaces químicos, dando lugar a nuevas sustancias.

Las **ecuaciones químicas** constituyen un lenguaje universal en el ámbito de la química, permitiendo a los científicos comunicarse de manera clara y concisa sobre los procesos químicos. Una ecuación química emplea **símbolos químicos** para describir lo que ocurre durante una reacción química. Las reacciones químicas son fenómenos naturales, y la ecuación química es una

manera gráfica y humana de representar esos fenómenos.

### Ecuaciones químicas: Una representación de las transformaciones químicas.

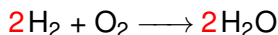
Imaginemos la reacción que ocurre cuando el hidrógeno gaseoso ( $H_2$ ) se combina con el oxígeno del aire ( $O_2$ ) para formar agua ( $H_2O$ ). Este proceso puede representarse de manera concisa mediante una ecuación química:



En esta ecuación, el signo ‘+’ se interpreta como “reacciona con”, mientras que la flecha ‘ $\longrightarrow$ ’ se lee como “produce” e indica la transformación de los **reactivos** (a la izquierda) en **productos** (a la derecha).

Por convención, las reacciones químicas se escriben de izquierda a derecha, siguiendo la dirección de la flecha que indica el sentido en el que ocurren los cambios. Así, la ecuación 5.1 se lee: *el hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para producir agua*.

Los números que preceden a las fórmulas químicas se denominan **coeficientes estequiométricos**, que en el siguiente ejemplo se escriben en color rojo:



Estos coeficientes dan información esencial sobre las proporciones en las que las sustancias participan en la reacción y se pueden interpretar de dos maneras:

- **A nivel molecular o nanométrico:** Indican la cantidad relativa de moléculas de cada tipo involucradas en el proceso.
- **A nivel macroscópico:** Representan el número de moles de cada sustancia que reaccionan o se producen.

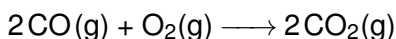
La Figura 5.1 permite visualizar cómo los coeficientes estequiométricos indican las proporciones en las que las sustancias intervienen en una reacción química a nivel molecular y macroscópico.

Es fundamental destacar que los coeficientes estequiométricos no representan masas en unidades como gramos, kilogramos, libras, etc. Por lo tanto, la ecuación 5.1 no significa que *2 gramos de  $H_2$  reaccionan con 1 gramo de  $O_2$  para producir 2 gramos de  $H_2O$* . Esta interpretación es incorrecta.

Al igual que en las ecuaciones algebraicas, los coeficientes iguales a 1 suelen omitirse por simplicidad.

Para brindar información adicional sobre el estado físico de las sustancias, se utilizan las siguientes abreviaturas: *g* para *gaseoso*, *l* para *líquido* y *s* para *sólido*; también se usa *ac* para *disolución acuosa*. Estas abreviaturas se escriben en paréntesis después de cada fórmula química del compuesto que participa en la reacción.

Por ejemplo:



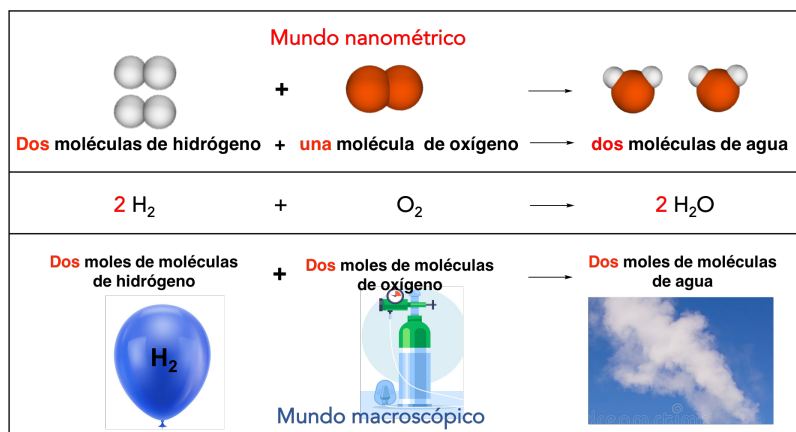
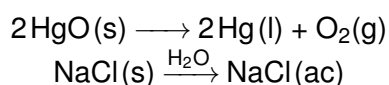


Figura 5.1: Representación de las dos formas para leer una ecuación química.



En la última ecuación química, la fórmula  $\text{H}_2\text{O}$  arriba de la flecha indica que el cloruro de sodio sólido se disuelve en agua para formar una disolución acuosa.

### Balanceo de ecuaciones químicas

Una ecuación química no balanceada representa una reacción química de manera cualitativa, indicando los reactivos y productos involucrados. Sin embargo, para cumplir con la ley de conservación de la masa, es fundamental ajustar los **coeficientes estequiométricos** de cada especie química, de modo que el número total de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. Este proceso se conoce como **balanceo de ecuaciones químicas**.

Es crucial distinguir entre coeficientes y subíndices en una fórmula química. Los *coeficientes* indican la cantidad de moléculas o moles de una sustancia y se escriben como número enteros al inicio de la fórmula química. Modificar un coeficiente no altera la identidad química de la especie. Por ejemplo,  $2\text{H}_2\text{O}$  representa dos moléculas o dos moles de agua, mientras que  $5\text{H}_2\text{O}$  se refiere a cinco moléculas o cinco moles de agua.

Los *subíndices*, por su parte, indican el número de átomos de un elemento en una molécula. Alterar un subíndice cambia la identidad de la sustancia. Así,  $\text{H}_2\text{O}_2$  es la fórmula química del peróxido de hidrógeno, que es una sustancia diferente a  $\text{H}_2\text{O}$  o agua. Al balancear una ecuación, *nunca deben modificarse los subíndices*.

Existen diversos métodos para balancear ecuaciones químicas, cada uno con sus particularidades. La Tabla 5.1 presenta una comparación de los métodos más comunes, destacando sus ventajas y desventajas.

En este libro vamos a revisar el método del tanteo y el método algebraico.

Tabla 5.1: Diferentes combinaciones de números cuánticos.

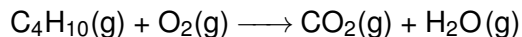
| Método     | Ventajas                                    | Desventajas                                                |
|------------|---------------------------------------------|------------------------------------------------------------|
| TANTEO     | Sencillo                                    | Se complica si el número de reactivos y productos aumenta. |
|            | Práctico                                    | Requiere mucho razonamiento y agilidad numérica.           |
|            | Ecuaciones cortas                           | Puede requerir mucho tiempo.                               |
| ALGEBRAICO | Exacto                                      | Requiere habilidad y conceptos matemáticos.                |
|            | Práctico                                    | Puede incluir varias incógnitas en una misma ecuación.     |
|            | Útil en cualquier tipo de ecuación química. | Los conceptos químicos pasan a segundo plano.              |
| REDOX      | Ecuaciones complejas                        | Procedimiento muy complejo basado en números de oxidación. |
|            | Ecuaciones largas                           | Requiere conocimientos matemáticos.                        |
|            | Se aplican los conceptos químicos.          | Requiere dominio de conceptos químicos.                    |

### Método del tanteo o por inspección

Este método, también conocido como método por inspección, lo vamos a explicar en 5 pasos y para ello usaremos un ejemplo definido en la siguiente oración:

*La reacción de combustión del gas butano ( $C_4H_{10}$ ) cuando se quema en presencia del oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.*

- **Paso 1.** Escribe la fórmula química correcta para cada uno de los reactivos (lado izquierdo) y los productos (lado derecho) que participan en la reacción.

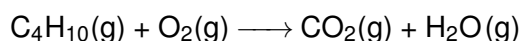


- **Paso 2.** Propón los coeficientes estequiométricos adecuados, para hacer que la cantidad de átomos de cada elemento sea la misma en los dos lados de la ecuación. No cambies los subíndices.



- **Paso 3.** Balancea (igualar en número) los elementos que aparecen sólo en un reactivo y en un producto.

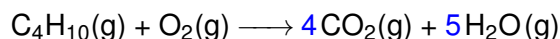
Empieza con el C o el H, pero no con el O.



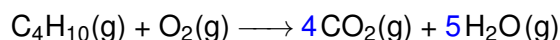
4 átomos de C en la izquierda      1 átomo de C en la derecha  
10 átomos de H en la izquierda      2 átomos de H en la derecha

Multiplicamos por 4 la fórmula de  $\text{CO}_2$ ,

Multiplicamos por 5 la fórmula de  $\text{H}_2\text{O}$  y tenemos:

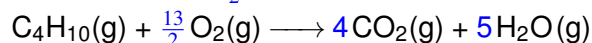


- **Paso 4.** Balancea los elementos que aparecen en dos o más reactivos o productos.

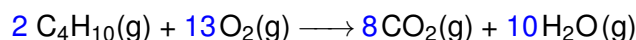


2 átomos de O en la izquierda       $8 + 5 = 13$  átomos de O en la derecha

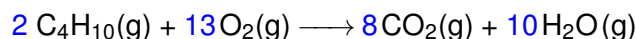
Multiplicamos por  $\frac{13}{2}$  la fórmula de  $\text{O}_2$  y tenemos:



Buscamos los coeficientes enteros más pequeños, por lo que debemos multiplicar por 2 toda la ecuación:



- **Paso 5.** Verifica que tienes el mismo número de átomos de cada tipo, en ambos lados de la ecuación.



$$\text{C: } 2 \times 4 = 8$$

$$\text{C: } 8 \times 1 = 8$$

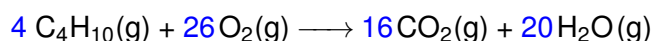
$$\text{H: } 2 \times 10 = 20$$

$$\text{H: } 10 \times 2 = 20$$

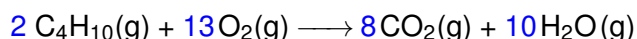
$$\text{O: } 13 \times 2 = 26$$

$$\text{O: } 8 \times 2 + 10 = 26$$

Observa que la ecuación también se puede balancear usando coeficientes que sean el resultado de multiplicar por 2, 3, 4, etc. a los coeficientes estequiométricos obtenidos previamente. Por ejemplo:



Sin embargo, al balancear una ecuación química, es recomendable usar el conjunto de números enteros más pequeños posible como coeficientes. En este ejemplo, la ecuación química balanceada es:

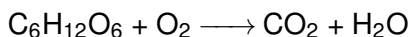


### Método algebraico

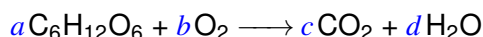
El método algebraico ofrece una aproximación sistemática al balanceo de ecuaciones químicas. Consiste en asignar incógnitas algebraicas a los coeficientes estequiométricos de cada especie química involucrada en la reacción. A partir de aquí, se plantean ecuaciones matemáticas que expresan la igualdad en el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Resolviendo este sistema de ecuaciones, se obtienen los valores numéricos que balancean la ecuación química. Ilustremos este método con un ejemplo:

*En la respiración celular, la glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) es oxidada por el oxígeno ( $O_2$ ) para generar dióxido de carbono ( $CO_2$ ), agua ( $H_2O$ ) y energía.*

- **Paso 1.** Escribe la fórmula química correcta para cada uno de los reactivos (lado izquierdo) y los productos (lado derecho) que participan en la reacción. Sólo para fines prácticos, vamos a obviar el estado de agregación de cada compuesto. La ecuación química no balanceada es:



- **Paso 2.** Asignamos letras ( $a$ ,  $b$ ,  $c$ , ...) a cada compuesto en la ecuación sin balancear, representando los coeficientes estequiométricos. Así, nuestra ecuación queda:



- **Paso 3.** A partir de las variables asignadas, planteamos un sistema de ecuaciones matemáticas que garantice la conservación de la masa. En este caso particular, las ecuaciones que debemos resolver son:

*Para el carbono*

En esta ecuación, las únicas especies que contienen carbono son  $C_6H_{12}O_6$  y  $CO_2$ .

En el lado de los reactivos,  $a$  moléculas de  $C_6H_{12}O_6$  tendrán  $6a$  átomos de carbono.

En el lado de los productos,  $c$  moléculas de  $CO_2$  tendrán  $c$  átomos de carbono.

Por lo tanto, se puede formular la siguiente ecuación algebraica para el carbono:

$$6a = c$$

*Para el hidrógeno*

En esta ecuación, las especies que contienen hidrógeno son  $C_6H_{12}O_6$  y  $H_2O$ .

En el lado de los reactivos,  $a$  moléculas de  $C_6H_{12}O_6$  tendrán  $12a$  átomos de hidrógeno.

En el lado de los productos,  $d$  moléculas de  $H_2O$  tendrán  $2d$  átomos de hidrógeno.

Por lo tanto, se puede formular la siguiente ecuación algebraica para el hidrógeno:

$$12a = 2d$$

Simplificando esta ecuación (al dividir ambos lados por 2), la ecuación se convierte en:

$$6a = d$$

*Para el oxígeno*

Cada especie en esta ecuación química contiene oxígeno. Por lo tanto, se pueden hacer las siguientes relaciones para obtener la ecuación del oxígeno:

Para  $a$  moléculas de  $C_6H_{12}O_6$  existen  $6a$  átomos de oxígeno.

En  $b$  moléculas de  $O_2$  hay  $2b$  átomos de oxígeno.

En  $c$  moléculas de  $CO_2$  hay  $2c$  átomos de oxígeno.

En  $d$  moléculas de  $H_2O$  hay  $d$  átomos de oxígeno.

Por lo tanto, se puede formular la siguiente ecuación algebraica para el oxígeno:

$$6a + 2b = 2c + d$$

- **Paso 4.** A continuación, combinamos las ecuaciones obtenidas para cada elemento en un sistema de ecuaciones lineal. En nuestro ejemplo, el sistema queda expresado como:

$$\begin{cases} 6a &= c \\ 6a &= d \\ 6a + 2b &= 2c + d \end{cases}$$

Este sistema, con un número de ecuaciones menor que el de incógnitas, posee infinitas soluciones. Sin embargo, en el contexto del balanceo estequiométrico, buscamos la solución más simple con valores enteros positivos. Para ello, asignamos un valor arbitrario a una de las variables, por ejemplo,  $a = 1$ . Sustituyendo este valor en el sistema, obtenemos:

$$c = 6$$

$$d = 6$$

Con los valores de  $a$ ,  $c$  y  $d$ , podemos calcular el valor de  $b$  como:

$$6 * 1 + 2b = 2 * 6 + 6$$

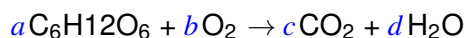
$$2b = 12$$

entonces:

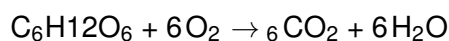
$$b = 6$$

Es fundamental recordar que los coeficientes estequiométricos deben ser números enteros positivos. Si al resolver el sistema obtenemos valores fraccionarios, multiplicamos todas las variables por el mínimo común múltiplo de los denominadores para obtener una solución entera.

- **Paso 5.** Una vez determinados los valores enteros positivos más pequeños para los coeficientes estequiométricos, sustituimos estos valores en la ecuación química original. Así, la ecuación:



se transforma en la ecuación química balanceada:



Con esto, hemos concluido el proceso de balanceo por el método algebraico.

El método algebraico, por su naturaleza sistemática, es altamente adaptable a una amplia variedad de ecuaciones químicas. Aunque ocasionalmente puede arrojar soluciones con coeficientes fraccionarios, estos se convierten fácilmente en números enteros, representando las proporciones estequiométricas correctas.

### Ejemplo 5.1: Balanceo de ecuaciones químicas

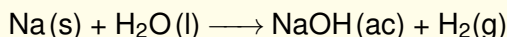
El hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}(\text{ac})$ , o sosa cáustica, es una sustancia química que se encuentra en una variedad de productos de limpieza domésticos. Este producto se obtiene por la reacción del sodio metálico,  $\text{Na}(\text{s})$ , con el agua,  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , la cual es una reacción explosiva que además genera hidrógeno molecular,  $\text{H}_2(\text{g})$ . Balancea la ecuación.

#### Estrategia:

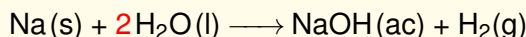
Balancearemos la ecuación química empleando el método de tanteo, ajustando los coeficientes estequiométricos sin modificar las fórmulas químicas.

#### Solución:

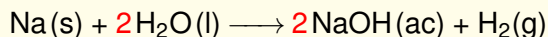
- **Paso 1.** Escribe la ecuación sin balancear:



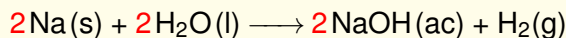
- **Paso 2.** No cambies los subíndices.
- **Paso 3 y Paso 4.** Balancea los elementos que aparecen como reactivos y productos. Comenzando con el hidrógeno, observamos que hay 3 átomos de H en los productos y solo 2 en los reactivos. Para igualar, primero colocamos un coeficiente 2 delante del  $\text{H}_2\text{O}$ :



y después colocamos un coeficiente 2 antes del  $\text{NaOH}$ :



De esta manera logramos igualar el número de átomos de H. En este ejercicio, al ajustar el hidrógeno también el oxígeno se balancea. Finalmente, ajustamos el sodio colocando un coeficiente 2 delante del Na:

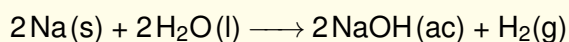


- **Paso 5.** Para asegurar que la ecuación esté correctamente balanceada, contamos el número de átomos de cada elemento en ambos lados.

| Elemento | Reactivos | Productos |
|----------|-----------|-----------|
| Na       | 2         | 2         |
| H        | 4         | 4         |
| O        | 2         | 2         |



Como se observa, la ecuación está balanceada. Así, la ecuación química para la reacción entre el sodio y el agua es:



**Verificación:**

La tabla descrita en el paso 5 es la evidencia de que el problema está bien resuelto.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 5.1.** La ley de Lomonósov-Lavoisier es el principio o ley científica que se debe cumplir en el proceso de balancear ecuaciones químicas, enúnciela y explique que en que consiste.

**Ejercicio 5.2.** Cuando se balancean ecuaciones químicas, ¿es aceptable cambiar?:

- a) Los coeficientes que acompañan a las fórmulas moleculares.
- b) Los subíndices de cada fórmula molecular.

**Ejercicio 5.3.** A temperatura ambiente, el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) es un gas incoloro, de olor fuerte y nauseabundo. Este compuesto se forma por la reacción del hidrógeno molecular ( $\text{H}_2$ ) con el nitrógeno molecular ( $\text{N}_2$ ). Escribe la ecuación química balanceada que representa esta reacción.

**Ejercicio 5.4.** Para cada una de las siguientes reacciones, escribe la ecuación química balanceada:

- a) El propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) se quema en el aire.
- b) La combustión del alcohol etílico ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) en el aire.
- c) Formación del hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) cuando el sodio metálico ( $\text{Na}$ ) reacciona con el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).
- d) La descomposición, por calentamiento, del carbonato de plomo ( $\text{PbCO}_3$ ) en óxido de plomo ( $\text{PbO}$ ) y dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).
- e) La explosión del trinitrotolueno ( $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$ ) para formar monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ), nitrógeno ( $\text{N}_2$ ), hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y carbono ( $\text{C}$ ).
- f) La neutralización de ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) con hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ).

**Ejercicio 5.5.** Escribe las ecuaciones químicas balanceadas para las siguientes reacciones.

- a) La reacción del aluminio y el óxido de hierro (III) para formar hierro y óxido de aluminio (conocida como reacción térmica).
- b) La reacción de carbono y agua a alta temperatura para formar una mezcla de  $\text{CO}$  gaseoso e  $\text{H}_2$  (conocido como *gas de agua* y alguna vez utilizado como combustible).
- c) La reacción de tetracloruro de silicio líquido y magnesio formando silicio y cloruro de magnesio. Este es un paso en la preparación del silicio ultrapuro utilizado en la industria de los semiconductores.

**Ejercicio 5.6.** Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de inspección o tanteo:

- |                                                                                                                   |                                                                                            |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------|
| a) $\text{SO}_3 \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{O}_2$                                                         | b) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HClO}_4$              |
| c) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$                                    | d) $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HCl}$  |
| e) $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$                                         | f) $\text{P}_2\text{H}_4 \longrightarrow \text{PH}_3 + \text{P}_4$                         |
| g) $\text{P}_4 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{PCl}_3$                                                        | h) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3 + \text{HCl}$ |
| i) $\text{Mg}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3$              | j) $\text{CO} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$                                    |
| k) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{FeCl}_2$                                                        | l) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$              |
| m) $\text{PbO} + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{Pb} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$                         | n) $\text{FeSO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{O}_2$        |
| ñ) $\text{S}_2\text{Cl}_2 + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{N}_4\text{S}_4 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{S}_8$ |                                                                                            |

**Ejercicio 5.7.** Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método algebraico:

- a)  $\text{C}_3\text{H}_7\text{CHOHCH}(\text{C}_2\text{H}_5)\text{CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
b)  $\text{SO}_2\text{Cl}_2 + \text{HI} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{HCl} + \text{I}_2$   
c)  $\text{FeTiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} + \text{TiOSO}_4$   
d)  $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HCl} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$   
e)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{NaOH}$   
f)  $\text{AgNO}_3 + \text{Fe} \longrightarrow \text{Ag} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$   
g)  $\text{KClO}_3 \longrightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$   
h)  $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$   
i)  $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3$   
j)  $\text{H}_3\text{BO}_3 \longrightarrow \text{H}_4\text{B}_6\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O}$   
k)  $\text{P}_2\text{I}_4 + \text{P}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{PH}_4\text{I} + \text{H}_3\text{PO}_4$   
l)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{3+}$   
m)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{SSCH}_2\text{C}_6\text{H}_5 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
n)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{FeCO}_3 + \text{NaNO}_3$   
ñ)  $\text{Na}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$

## 5.2 Estequiometría de reacciones químicas

Una de las metas fundamentales en química es poder predecir y cuantificar los cambios que ocurren durante una reacción. Preguntas como: ¿cuánto producto obtenemos a partir de cierta cantidad de reactivos? o ¿qué cantidad de reactivo necesitamos para producir una determinada cantidad de producto? son esenciales en el laboratorio y en la industria.

Para responder a estas interrogantes, es crucial comprender la relación estequiométrica entre las sustancias involucradas en una reacción química. Esto implica aplicar el conocimiento de las masa molares y el concepto de mol.

Además, recuerda que una ecuación química se puede interpretar tanto a nivel molecular como a nivel macroscópico, por lo que podemos retomar la siguiente definición:

En una ecuación química balanceada, los **coeficientes estequiométricos** nos proporcionan una relación numérica precisa entre los moles de reactivos y productos (escala macroscópica), así como del número relativo de moléculas (escala nanoscópica), que participan en una reacción química, permitiendo realizar cálculos cuantitativos a nivel macroscópico.

La definición anterior es una forma de expresar la ley de la conservación de la materia. A partir de esta ley, podemos plantear la ley de la conservación de la masa (balance de materia):

**Ley de conservación de la masa:** en una reacción química, la masa total de los reactivos debe ser igual a la masa total de los productos, expresada en gramos, kilogramos u otra unidad de masa. Esta ley se ilustra en la Figura 5.2.

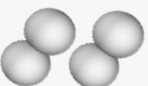
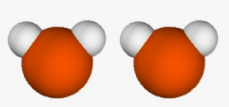
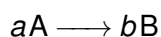
|                                                                                                                                       |                                                                                                                 |                                                                                                                |                                                                                                                           |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Ecuación química                                                                                                                      | $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$                  |                                                                                                                |                                                                                                                           |
| Interpretación molecular                                                                                                              | 2 moléculas $\text{H}_2$<br> | 1 molécula $\text{O}_2$<br> | 2 moléculas $\text{H}_2\text{O}$<br> |
| Interpretación de cantidad molar                                                                                                      | 2 mol $\text{H}_2$<br>↓<br>4.0 g                                                                                | 1 mol $\text{O}_2$<br>↓<br>32.0 g                                                                              | 2 mol $\text{H}_2\text{O}$<br>↓<br>36.0 g                                                                                 |
| Convertir a gramos (usando masas molares)<br>Observa como la masa se conserva:<br>$(4.0 \text{ g} + 32.0 \text{ g} = 36.0 \text{ g})$ |                                                                                                                 |                                                                                                                |                                                                                                                           |

Figura 5.2: Representación de la ley de conservación de la masa.

Para calcular las cantidades de reactivos consumidos o de productos generados en una reacción química, podemos usar el siguiente método de 3 pasos, que algunos libros lo llaman **método del mol**. Para ilustrar este método, suponemos una reacción de la forma:



Antes de practicar el método descrito en la Figura 5.3, es importante tomar en cuenta las siguientes observaciones:

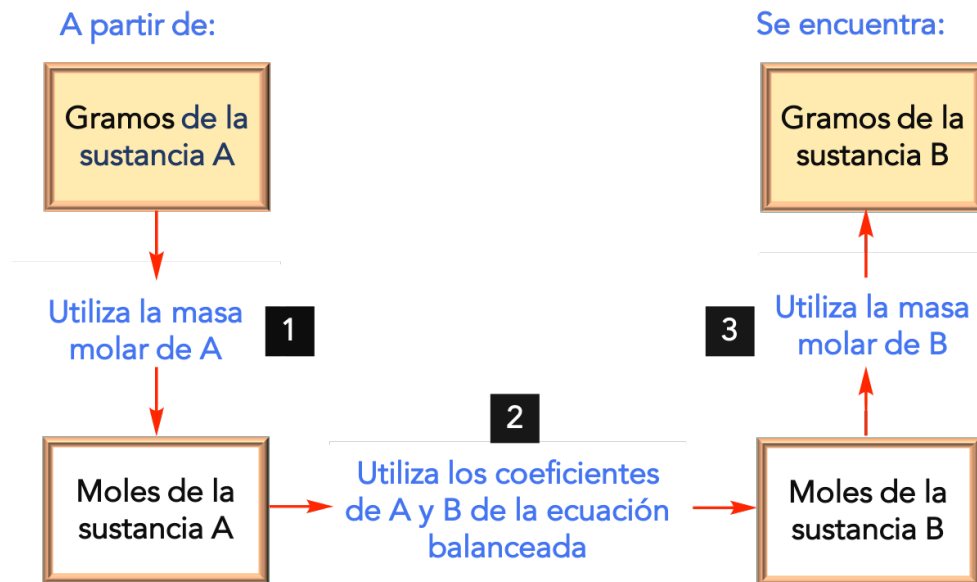
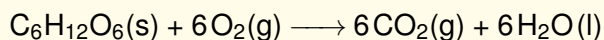


Figura 5.3: Método del mol.

1. Escribe la ecuación química balanceada. Todo el trabajo que realices no servirá si la ecuación química no está balanceada correctamente.
2. Convierte a moles las cantidades de sustancias propuestas en el problema, si éstas están en unidades como gramos, kilogramos, o cualquier otra unidad de masa. No olvides que las masas molares se expresan en g/mol.
3. Usa los coeficientes de la ecuación química balanceada para determinar el número de moles de la sustancia de interés.
4. Convierte los moles de la sustancia de interés a las unidades deseadas.
5. Al hacer operaciones matemáticas, es importante el uso correcto de las cifras significativas. *Escribir todas las cifras que se generan en una calculadora, no hace más exacto ni preciso tu resultado.* El uso correcto de las cifras significativas es importante al hacer el balance de materia.

### Ejemplo 5.2: Cálculo de cantidades de productos

La glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ), un azúcar simple, es la principal fuente de energía para nuestro organismo. Durante la respiración celular, se combina con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. La ecuación química que representa este proceso es:



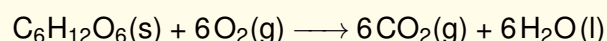
Si una persona ingiere 856 g de glucosa, ¿qué masa de dióxido de carbono, en gramos, se producirá como resultado de esta reacción metabólica?

**Estrategia:**

Debemos revisar si la ecuación química está balanceada; si no lo estuviera, hay que hacer esa tarea primero. Después vamos a convertir los gramos de glucosa en moles de glucosa. A partir de los moles de glucosa y con los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada podremos determinar los moles de  $\text{CO}_2$  que se producirán. Finalmente, convertiremos los moles a gramos de  $\text{CO}_2$ .

**Solución:**

Analizando la ecuación:



vemos que está balanceada, por lo que podemos continuar con la solución del problema. Antes de hacer operaciones, es conveniente calcular las masas molares de los compuestos involucrados en la reacción (*algunos datos no se usarán en la solución del problema, pero vale la pena tenerlos a la mano*):

- 1 mol de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180.156 \text{ g}$
- 1 mol de  $\text{O}_2 = 31.998 \text{ g}$
- 1 mol de  $\text{CO}_2 = 44.009 \text{ g}$
- 1 mol de  $\text{H}_2\text{O} = 18.015 \text{ g}$

Ahora podemos aplicar el método.

- **Paso 1.** Para convertir los gramos de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  a moles del mismo compuesto, escribimos:

$$(856 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left( \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.156 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) = 4.751 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

- **Paso 2.** En la ecuación balanceada podemos ver que 1 mol de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  reacciona exactamente con 6 moles de  $\text{O}_2$  para producir exactamente 6 moles de  $\text{CO}_2$  y 6 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ . Podemos ver que la relación molar es:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 &\text{ es estequiométricamente equivalente a 6 moles de } \text{CO}_2 \\ 1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 &\simeq 6 \text{ moles de } \text{CO}_2 \end{aligned}$$

Por lo tanto, el número de moles de  $\text{CO}_2$  formado es:

$$(4.751 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left( \frac{6 \text{ mol de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) = 28.506 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

- **Paso 3.** Finalmente, transformamos los moles de  $\text{CO}_2$  en gramos de  $\text{CO}_2$ :

$$(28.506 \text{ moles de } \text{CO}_2) \left( \frac{44.009 \text{ g de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} \right) = 1254.52 \text{ g de } \text{CO}_2$$

El resultado es que se producen 1254 g de  $\text{CO}_2$  a partir de 856 g de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . ■

Con un poco de práctica, se pueden combinar los factores de conversión de cada paso

(operaciones en el paréntesis más grande) en una sola ecuación y obtener el resultado de forma directa.

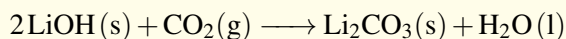
**Verificación:**

Para mostrar que el resultado es correcto, podemos hacer un cálculo aproximado de la masa de  $\text{CO}_2$  a partir de 1 gramo de glucosa.

Como la masa molar de la glucosa es aproximadamente 180 g/mol, 1 gramo de glucosa es igual a  $\frac{1}{180}$  mol. Debido a que un mol de glucosa da 6 moles de  $\text{CO}_2$ , tendríamos  $\frac{6}{180} = \frac{1}{30}$  moles de  $\text{CO}_2$ . La masa molar del  $\text{CO}_2$  es aproximadamente 44 g/mol, por lo que tenemos  $\frac{1}{30} \times 44 = \frac{22}{15} = 1.47$  g de  $\text{CO}_2$  que es aproximadamente 1.5 veces la masa de glucosa inicial. Por cada gramo de glucosa consumido se generan 1.47 g de  $\text{CO}_2$ . Por lo tanto, el resultado que obtuvimos es razonable.

**Ejemplo 5.3: Cálculo de cantidades de reactivos y productos**

El hidróxido de litio se utiliza en la industria para eliminar el dióxido de carbono de mezclas gaseosas. Por ejemplo, en sistemas de soporte vital, como los de las naves espaciales, se usa para eliminar el dióxido de carbono exhalado por los astronautas. La reacción química involucrada es la siguiente:



Considerando esta reacción, responde a las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es la masa de dióxido de carbono que puede ser absorbida por un gramo de hidróxido de litio?
- ¿Qué cantidad de agua, en gramos, se produce al reaccionar completamente un gramo de hidróxido de litio con exceso de dióxido de carbono?

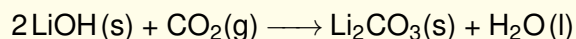
**Estrategia:**

Partiendo de la ecuación química ya balanceada y con las fórmulas moleculares de los compuestos involucrados (hidróxido de litio, dióxido de carbono, carbonato de litio y agua) definidas, procedemos a aplicar el método de los tres pasos para resolver el problema estequiométrico.

**Solución:**

Las fórmulas de los compuestos involucrados son: hidróxido de litio ( $\text{LiOH}$ ), dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), carbonato de litio ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

La ecuación química balanceada de este proceso es:



Antes de hacer operaciones, es conveniente calcular las masas molares de los compuestos involucrados en la reacción (*algunos datos no se usarán en la solución del problema, pero vale la pena tenerlos a la mano*):

- 1 mol de LiOH = 23.947 g
- 1 mol de CO<sub>2</sub> = 44.009 g
- 1 mol de Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = 73.888 g
- 1 mol de H<sub>2</sub>O = 18.015 g

Ahora resolveremos cada inciso del problema.

**Solución a):**

- **Paso 1.** Convertimos los gramos de LiOH a moles del mismo compuesto:

$$(1.00 \text{ g de LiOH}) \left( \frac{1 \text{ mol de LiOH}}{23.947 \text{ g de LiOH}} \right) = 0.042 \text{ mol de LiOH}$$

- **Paso 2.** En la ecuación balanceada podemos ver que 2 moles de LiOH reaccionan exactamente con 1 mol de CO<sub>2</sub> para producir exactamente 1 mol de Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> y 1 mol de H<sub>2</sub>O. Podemos ver que la relación molar es:

$$\begin{aligned} 2 \text{ moles de LiOH es estequiométricamente equivalente a } 1 \text{ mol de CO}_2 \\ 2 \text{ moles de LiOH} \simeq 1 \text{ mol de CO}_2 \end{aligned}$$

Por lo tanto, el número de moles de CO<sub>2</sub> absorbidos por el LiOH es:

$$(0.042 \text{ mol de LiOH}) \left( \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ mol de LiOH}} \right) = 0.021 \text{ mol de CO}_2$$

- **Paso 3.** Finalmente, transformamos los moles de CO<sub>2</sub> en gramos de CO<sub>2</sub>:

$$(0.021 \text{ mol de CO}_2) \left( \frac{44.009 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \right) = 0.924 \text{ g de CO}_2$$

Por lo tanto, 1.00 g de LiOH absorbe 0.924 g de CO<sub>2</sub>. ■

**Solución b):**

- **Paso 1.** No es necesario repetirlo porque ya tenemos el número de moles correspondientes a 1.00 g de LiOH (ver el Paso 1 del inciso previo).
- **Paso 2.** De la misma forma que el Paso 2 del inciso previo, podemos ver que la relación molar entre el LiOH y el H<sub>2</sub>O es:

$$2 \text{ moles de LiOH} \approx 1 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Por lo tanto, el número de moles de H<sub>2</sub>O producidos por el LiOH es:

$$(0.042 \text{ mol de LiOH}) \left( \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de LiOH}} \right) = 0.021 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

- **Paso 3.** Finalmente, transformamos los moles de H<sub>2</sub>O en gramos de H<sub>2</sub>O:

$$(0.021 \text{ mol de H}_2\text{O}) \left( \frac{18.015 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} \right) = 0.378 \text{ g de H}_2\text{O}$$

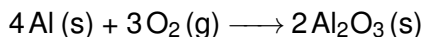
Por lo tanto, 1.00 g de LiOH produce 0.378 g de H<sub>2</sub>O. ■

**Verificación:**

En el inciso **a)**, a partir de la ecuación balanceada y de las masas molares de las sustancias, se calculó que 1 gramo de LiOH puede reaccionar con aproximadamente 0.924 gramos de CO<sub>2</sub>. Este resultado es lógico si consideramos la estequiometría de la reacción y las masas molares involucradas. La magnitud del valor obtenido indica que la cantidad de CO<sub>2</sub> absorbido es ligeramente inferior a la masa inicial de LiOH, lo cual es consistente con la relación estequiométrica establecida.

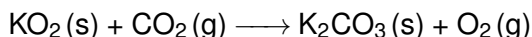
### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 5.8.** El aluminio reacciona con el oxígeno para dar óxido de aluminio de acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuál es la cantidad estequiométrica de O<sub>2</sub>, en moles, que se necesita para una reacción completa con 6.0 moles de Al?, ¿qué masa de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, expresada en gramos, se puede producir?

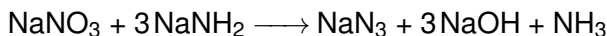
**Ejercicio 5.9.** En sistemas de respiración de emergencia, el superóxido de potasio (KO<sub>2</sub>) reacciona con el dióxido de carbono exhalado (CO<sub>2</sub>) para generar oxígeno (O<sub>2</sub>), según la siguiente ecuación química no balanceada:



Calcula:

- La cantidad en moles de oxígeno producido al hacer reaccionar 156.0 g de dióxido de carbono con exceso de superóxido de potasio.
- La masa de superóxido de potasio necesaria para eliminar 100.0 g de dióxido de carbono del aire.
- El número de moléculas de oxígeno producidas por cada miligramo de superóxido de potasio consumido.

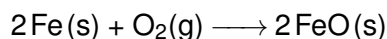
**Ejercicio 5.10.** La azida sódica (NaN<sub>3</sub>), un químico explosivo usado en bolsas de aire de automóvil, se produce mediante la siguiente reacción:



Si se combinan 15.0 g de NaNO<sub>3</sub> con 15.0 g de NaNH<sub>2</sub>, ¿qué masa de NaN<sub>3</sub> se produce?



**Ejercicio 5.11.** Cuando el hierro (Fe) se expone al aire libre, reacciona con el oxígeno para formar el óxido de hierro II (FeO), de acuerdo con la siguiente reacción:

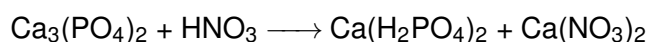


Si en un proceso se obtienen 1.2 moles de FeO(s), determina:

- ¿El número de moles de oxígeno gaseoso y de hierro que se emplearon en dicho proceso?
- ¿Los gramos de reactivos que se consumieron y del producto que se obtuvo en la reacción?

**Ejercicio 5.12.** Una solución rápida para manejar el mercurio en derrames, de manera segura, es mediante la reacción del azufre elemental (S<sub>8</sub>(s)) con el mercurio metálico (Hg(l)) para producir sulfuro de mercurio (II) (HgS(s)). ¿Cuál es la cantidad de azufre elemental, en gramos, necesaria para reaccionar completamente con 350 g de mercurio metálico y formar sulfuro de mercurio (II)?

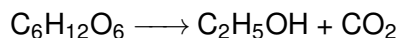
**Ejercicio 5.13.** ¿Cuántos kilogramos de HNO<sub>3</sub> se consumen para producir 125 kg de Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> en esta reacción?



**Ejercicio 5.14.** El polvo para hornear, también llamado levadura química es uno de los ingredientes que más se utiliza en la repostería, uno de sus principales componentes es el bicarbonato de sodio (NaHCO<sub>3</sub>). Cuando el polvo para hornear se calienta, desprende dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) en forma de gas.

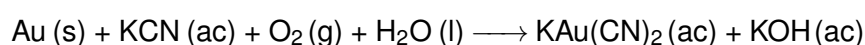
- Escribe una ecuación balanceada que describa la descomposición del NaHCO<sub>3</sub> (los otros productos son H<sub>2</sub>O y Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>).
- Calcula la masa máxima de CO<sub>2</sub> que se produce al descomponer 2 cucharadas de polvo para hornear que contiene ≈ 10.0 gramos de NaHCO<sub>3</sub>.

**Ejercicio 5.15.** El etanol, un alcohol presente en los vinos, es un producto de la fermentación de la glucosa contenida en el jugo de frutas como la uva. La fermentación es un proceso catabólico que se lleva a cabo cuando se agrega levadura al jugo de uvas. Cada molécula de glucosa produce dos moléculas de etanol y dos moléculas de dióxido de carbono, como se describe en la siguiente reacción (no balanceada):



¿Cuál es la cantidad máxima de etanol (en gramos) que se puede obtener con 650.78 g de glucosa?

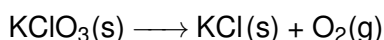
**Ejercicio 5.16.** Un artículo publicado por L. Elsner en 1846 determinó correctamente la reacción química que forma la base de todos los procesos de lixiviación de cianuro en el oro. Una de las reacciones involucradas para la extracción del oro es la siguiente:



¿Cuál es la cantidad mínima de KCN, en gramos, que se necesita para extraer 60.0 g de oro del mineral que lo contiene?

**Ejercicio 5.17.** El nitrato de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) se descompone térmicamente para formar óxido nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Escribe la ecuación química balanceada que representa la reacción descrita y determina cuántos gramos de productos se forman si se utilizan 0.690 moles de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

**Ejercicio 5.18.** Al llevar a cabo la descomposición térmica del clorato de potasio ( $\text{KClO}_3(\text{s})$ ), se obtienen como productos el cloruro de potasio ( $\text{KCl}(\text{s})$ ) y oxígeno molecular ( $\text{O}_2(\text{g})$ ) de acuerdo con la siguiente reacción (no balanceada):



Determina la cantidad, en gramos, de los productos generados a partir de 36.8 g de clorato de potasio.

**Ejercicio 5.19.** Una forma de neutralizar el ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) es agregándole carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ). Calcula la cantidad de moléculas de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) que se producen al reaccionar 0.750 moles de  $\text{HCl}$ . La reacción es la siguiente:



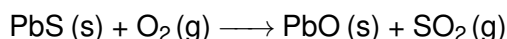
**Ejercicio 5.20.** De las siguientes reacciones, donde participa el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) como reactivo, ¿en cuál se consume mayor cantidad de este ácido para formar 7.5 moles de agua? Justifica tu respuesta.

- a)  $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \longrightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HNO}_3 \longrightarrow 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- c)  $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 \longrightarrow 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

**Ejercicio 5.21.** Un método para producir amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) es haciendo reaccionar el dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ) con hidrógeno molecular ( $\text{H}_2$ ). Esta reacción produce agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) como subproducto.

- a) Escribe la ecuación química balanceada que representa la reacción.
- b) Si reaccionan 2.00 g de  $\text{H}_2$  con un exceso de  $\text{NO}_2$ , ¿cuántos moles de agua se producen?
- c) Calcula la cantidad de agua que se produce, en gramos.

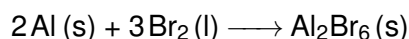
**Ejercicio 5.22.** La industria metalúrgica es una importante fuente de contaminación atmosférica desde hace años. Un proceso común implica “asar” sulfuros metálicos en el aire:



Si se calientan 2.50 moles de  $\text{PbS}$  en el aire,

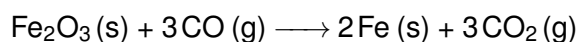
- a) Escribe la ecuación química balanceada que representa la reacción anteriormente mencionada.
- b) ¿Qué cantidad, en gramos, de  $O_2$  se requiere para la reacción completa?
- c) ¿Qué cantidades, en gramos, de  $PbO$  y  $SO_2$  se esperan?

**Ejercicio 5.23.** Como muchos metales, el aluminio reacciona con un halógeno para producir un halogenuro metálico.



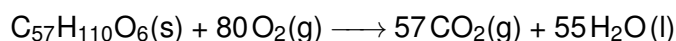
- a) ¿Qué masa de  $Br_2$ , en gramos, se requiere para una reacción completa con 2.56 g de  $Al$ ?
- b) ¿Qué masa del halogenuro  $Al_2Br_6$ , sólido blanco, se espera?

**Ejercicio 5.24.** La ecuación balanceada para la reducción de mineral de hierro al hierro metálico usando  $CO$  es:



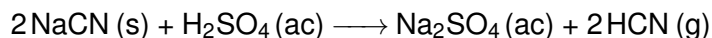
- a) ¿Cuál es la máxima masa de hierro, en gramos, que puede obtenerse a partir de 454 g de óxido de hierro (III) ( $Fe_2O_3$ )?
- b) ¿Qué masa de  $CO$  se requiere para reaccionar con 454 g de  $Fe_2O_3$ ?

**Ejercicio 5.25.** La triestearina, un lípido presente en los tejidos adiposos de los camellos, es oxidada en el organismo de estos animales para liberar energía. La ecuación química balanceada para esta reacción es:



Determina la masa de agua que se obtiene a partir de la combustión completa de 1.0 kg de triestearina.

**Ejercicio 5.26.** El cianuro de hidrógeno ( $HCN$ ) es un gas venenoso. Este gas se puede obtener a partir de la siguiente reacción:

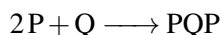


La dosis letal es de aproximadamente 300 mg de  $HCN$  por kilogramo de aire cuando se inhala:

- a) Calcula la cantidad de  $HCN$  que produciría esta dosis letal en un pequeño laboratorio de 3.5 m x 4.5 m x 2.5 m. La densidad del aire a 26 °C es 0.00118 g/cm<sup>3</sup>.
- b) Si el  $HCN$  se forma por reacción de  $NaCN$  con un ácido como el  $H_2SO_4$ , ¿qué masa de  $NaCN$  produce la dosis letal en la habitación?

### 5.3 Reactivo limitante

Imaginemos que queremos preparar sándwiches utilizando pan y queso. Para simplificar, diremos que cada sándwich requiere exactamente dos rebanadas de pan y una de queso. Esta relación puede representarse como una ecuación química:



donde P representa una rebanada de pan y Q una rebanada de queso. Si tenemos un número limitado de rebanadas de pan y queso, ¿cuántos sándwiches (PQP) podremos preparar? Claramente, el ingrediente que se agote primero limitará la cantidad de sándwiches que podemos hacer. Este sencillo ejemplo ilustra el concepto de reactivo limitante en química.

En la mayoría de las reacciones químicas, los reactivos no se encuentran en las proporciones exactas indicadas por la ecuación balanceada. Esta situación implica que uno de los reactivos se consumirá completamente antes que los demás, limitando así la cantidad de producto que se puede formar.

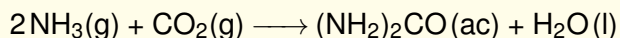
*El **reactivo limitante** es aquel que se consume totalmente en una reacción química y, por lo tanto, determina la cantidad máxima de producto que se puede obtener. Los otros reactivos, presentes en mayor cantidad de la necesaria, se denominan **reactivos en exceso**.*

Para resolver problemas estequiométricos que involucran reactivos limitantes, es fundamental identificar primero cuál es el reactivo limitante. Una vez identificado, se pueden realizar los cálculos estequiométricos de manera convencional.

Vamos a comprender este concepto con el siguiente ejercicio.

#### Ejemplo 5.4: Cálculo del reactivo limitante

La síntesis de urea  $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$  se considera el primer ejemplo reconocido de la preparación de un compuesto biológico a partir de reactivos no biológicos. Hoy en día la urea se produce industrialmente a través de la reacción del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) con el dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).



Si en un reactor se colocan 637.2 g de  $\text{NH}_3$  y se hacen reaccionar con 1142.0 g de  $\text{CO}_2$ .

- Determina qué reactivo es el limitante.
- Calcula la masa de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$  que se obtendrá.
- Determina la cantidad (en gramos) del reactivo en exceso que quedará al final de la reacción.

**Estrategia para el inciso a):**

Para identificar el reactivo limitante en la síntesis de urea,  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , a partir de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , y dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , se calculará la cantidad estequiométrica de producto que se obtendría a partir de cada reactivo. El reactivo que genera la menor cantidad de urea será el reactivo limitante, determinando así el rendimiento máximo de la reacción.

**Solución a):**

Haremos dos cálculos por separado:

- Cálculo a partir de amoníaco:

A partir de los 637.2 g de  $\text{NH}_3$ , determinamos la cantidad de urea que se podría producir si todo el amoníaco reaccionara:

$$\begin{aligned}\text{moles de } (\text{NH}_2)_2\text{CO} &= (637.2 \text{ g de } \text{NH}_3) \left( \frac{1 \text{ mol de } \text{NH}_3}{17.03 \text{ g de } \text{NH}_3} \right) \left( \frac{1 \text{ mol de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{2 \text{ mol de } \text{NH}_3} \right) \\ &= 18.71 \text{ mol de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}\end{aligned}$$

- Cálculo a partir de dióxido de carbono:

Análogamente, a partir de los 1142 g de  $\text{CO}_2$ , calculamos la cantidad de urea que se podría obtener:

$$\begin{aligned}\text{moles de } (\text{NH}_2)_2\text{CO} &= (1142 \text{ g de } \text{CO}_2) \left( \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{44.01 \text{ g de } \text{CO}_2} \right) \left( \frac{1 \text{ mol de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} \right) \\ &= 25.95 \text{ mol de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}\end{aligned}$$

A partir de estos resultados, podemos ver que si reaccionaran completamente los 637.2 g de  $\text{NH}_3$ , se obtendrían 18.71 moles de urea, mientras que con 1142 g de  $\text{CO}_2$  se obtendrían 25.95 moles de urea. Dado que la cantidad de urea obtenida está limitada por el reactivo que se consume primero completamente, se concluye que el **amoníaco** ( $\text{NH}_3$ ) es el **reactivo limitante** en esta reacción. ■

**Estrategia para el inciso b):**

Determinamos los moles de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$  producidos en el inciso **a)**, usando el  $\text{NH}_3$  como reactivo limitante.

**Solución b):**

La masa molar de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$  es 60.06 g; ésta la usaremos como factor de conversión para

transformar los moles de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$  en gramos de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ :

$$\begin{aligned}\text{masa de } (\text{NH}_2)_2\text{CO} &= (18.71 \text{ mol de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}) \left( \frac{60.06 \text{ g de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{1 \text{ mol de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} \right) \\ &= 1124 \text{ g de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}\end{aligned}$$

Por lo tanto, se formarán 1124 g de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ . ■

**Estrategia para el inciso c):**

En sentido opuesto, podemos determinar la cantidad de  $\text{CO}_2$  que reaccionó para producir 18.71 moles de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ . La cantidad de  $\text{CO}_2$  sobrante es la diferencia entre la cantidad inicial y la cantidad que reaccionó.

**Solución c):**

Con 18.71 moles de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , podemos determinar la masa de  $\text{CO}_2$  que reacciona usando la relación molar de la ecuación balanceada y la masa molar de  $\text{CO}_2$ . Los pasos para la conversión son:

$$\text{moles de } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \rightarrow \text{moles de } \text{CO}_2 \rightarrow \text{gramos de } \text{CO}_2$$

de manera que:

$$\begin{aligned}\text{moles de } \text{CO}_2 \text{ que reaccionaron} &= (18.71 \text{ mol de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}) \times \\ &\times \left( \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} \right) \left( \frac{44.01 \text{ g de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} \right) \\ &= 823.4 \text{ g de } \text{CO}_2\end{aligned}$$

La cantidad de  $\text{CO}_2$  recuperado (en exceso) es la diferencia entre la cantidad inicial de reactivo (1142.0 g) y la cantidad que reaccionó (823.4 g):

$$\text{masa de } \text{CO}_2 \text{ recuperado} = 1142.0 \text{ g} - 823.4 \text{ g} = 319 \text{ g}. \quad \blacksquare$$

**Verificación:**

La verificación se puede hacer mediante el balance de materia.

### Ejercicios de la Sección

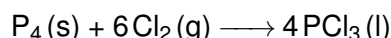
**Ejercicio 5.27.** En una reacción química, el reactivo limitante será aquel que se agote primero y el reactivo en exceso será el que no se consuma por completo en la reacción. A partir de esta información, responde lo siguiente:

- ¿Cuál es la importancia de identificar al reactivo limitante?
- ¿Puede haber reactivo limitante si sólo hay un reactivo en la reacción?

**Ejercicio 5.28.** Explica de manera concisa por qué el rendimiento de una reacción química siempre se calcula tomando como referencia al reactivo limitante.

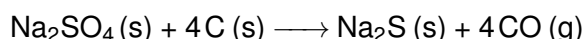
**Ejercicio 5.29.** En una reacción química, ¿puede ser mayor el rendimiento experimental que el rendimiento teórico? Justifica tu respuesta.

**Ejercicio 5.30.** El tricloruro de fósforo ( $\text{PCl}_3$ ) es un compuesto de importancia comercial utilizado en la fabricación de pesticidas, aditivos para la gasolina y otros productos. El  $\text{PCl}_3$  líquido se obtiene por la combinación directa de fósforo y cloro:



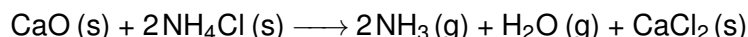
¿Cuál es la masa máxima de  $\text{PCl}_3$  que se puede obtener a partir de 125 g de  $\text{P}_4$  y 323 g de  $\text{Cl}_2$ ?

**Ejercicio 5.31.** El sulfuro de sodio ( $\text{Na}_2\text{S}$ ) se usa en la industria del cuero para eliminar el vello de las pieles. El  $\text{Na}_2\text{S}$  se obtiene mediante la reacción:



Supón que se hace una mezcla 15 g de sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) y 7.5 g de carbono. ¿Cuál es el reactivo limitante?, ¿qué masa de  $\text{Na}_2\text{S}$  se produce?

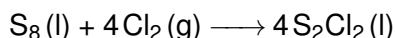
**Ejercicio 5.32.** El amoníaco gaseoso ( $\text{NH}_3$ ) se puede preparar mediante la reacción de un óxido metálico, como el óxido de calcio ( $\text{CaO}$ ), con cloruro de amonio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), como se muestra en la ecuación:



Si se mezclan 112 g de  $\text{CaO}$  y 224 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , ¿cuál es el reactivo limitante y qué masa de  $\text{NH}_3$  se podrá producir?

**Ejercicio 5.33.** El dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ) se genera mediante la reacción entre el óxido nítrico ( $\text{NO}$ ) y el oxígeno gaseoso ( $\text{O}_2$ ). Escribe la ecuación química balanceada correspondiente a este proceso. En un experimento en el que se combinan 0.886 moles de  $\text{NO}$  y 0.503 moles de oxígeno gaseoso, determina el reactivo limitante y calcula la cantidad de moles de dióxido de nitrógeno producidos.

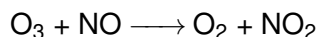
**Ejercicio 5.34.** El dicloruro de disulfuro ( $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ) se usa para vulcanizar el caucho. Se puede hacer tratando azufre fundido con cloro gaseoso:



Comenzando con una mezcla de 32.0 g de azufre y 71.0 g de  $\text{Cl}_2$ ,

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuál es el rendimiento teórico de  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ?
- ¿Qué masa del reactivo en exceso permanece cuando se completa la reacción?

**Ejercicio 5.35.** En la estratósfera, el ozono ( $\text{O}_3$ ) reacciona con el óxido nítrico ( $\text{NO}$ ) según la siguiente ecuación química balanceada:



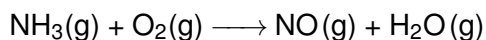
Si se combinan 0.740 g de ozono con la misma cantidad de  $\text{NO}$ , calcula la masa en gramos de dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ) generado y la cantidad restante en gramos del reactivo en exceso.

**Ejercicio 5.36.** El óxido de manganeso ( $\text{MnO}_2$ ) es un compuesto abundante en la superficie de Marte. Una fuente de producción de agua en Marte podría ser la reacción entre el  $\text{MnO}_2$  y el ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ), como se muestra en la siguiente reacción:



- Si se mezclan  $3.40 \times 10^{-1}$  moles de  $\text{MnO}_2$  con 43.2 g de  $\text{HCl}$ , indica cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de cada uno de los productos se generan.
- Calcula también la masa sin reaccionar del reactivo en exceso.
- Si el rendimiento experimental de la reacción fuera del 85.0%, ¿cuánta agua se produciría?

**Ejercicio 5.37.** El óxido nítrico ( $\text{NO}$ ) se puede obtener a partir de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) cuando este reacciona con oxígeno ( $\text{O}_2$ ). La reacción es la siguiente:



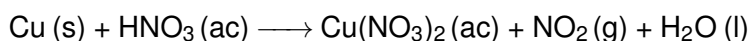
En cierto experimento, se hacen reaccionar 10.00 g de  $\text{NH}_3$  con 12.50 g de  $\text{O}_2$ .

- Balancea la ecuación química.
- Determina el reactivo limitante.
- Calcula los gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NO}$  que se producen.
- Determina la cantidad en gramos del reactivo en exceso que permanecen sin reaccionar después de que el reactivo limitante se haya consumido completamente.
- Realiza un balance de masa y comprueba ley de conservación de la masa.

**Ejercicio 5.38.** El hidrógeno y el oxígeno reaccionan para formar agua  $\text{H}_2\text{O}$ . Si se cuentan con 6.9 moles de hidrógeno y 4.65 moles de oxígeno, responde los siguientes cuestionamientos:

- Determina al reactivo limitante.
- Calcula el número de moles de agua se producen.
- Determina los gramos del reactivo en exceso que permanecen después que se haya consumido por completo el reactivo limitante.
- Comprueba el balance de masa entre los reactivos y productos.

**Ejercicio 5.39.** El cobre metálico ( $\text{Cu}$ ) reacciona con el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) de acuerdo con la siguiente reacción:

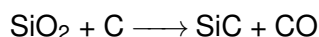




Si en un experimento reaccionan 80.046 g de cobre con 340.2 g de ácido nítrico, realiza las siguientes actividades:

- Balancea la ecuación.
- Determina cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso.
- Calcula la cantidad en gramos de nitrato de cobre que se obtienen.
- Calcula la masa en gramos del reactivo en exceso.
- Comprueba el balance de masa de reactivos y productos.

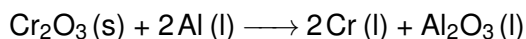
**Ejercicio 5.40.** El carburo de silicio (SiC) es un compuesto de gran dureza, similar a la del diamante. Este compuesto se obtiene al hacer la reacción entre el dióxido de silicio (SiO<sub>2</sub>) y el grafito (C), como se muestra en la siguiente ecuación:



Si en un recipiente se mezclan 300.0 g de SiO<sub>2</sub> con 203.0 g de C, y se calientan hasta que el reactivo limitante se agote, responde lo siguiente:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos quedan sin reaccionar del reactivo en exceso?
- Comprueba el balance de masa.

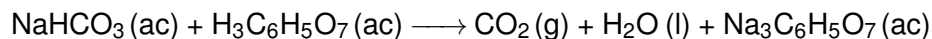
**Ejercicio 5.41.** El cromo puro (Cr) se obtiene por reducción del óxido de cromo (III), Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, con aluminio (Al) a una alta temperatura (procedimiento aluminotérmico), de acuerdo con la siguiente reacción:



Si se mezclan 151.5 g de Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> con 37.8 g de Al y se hacen reaccionar hasta que se agota uno de los reactivos, determina:

- ¿Cuál es el reactivo en limitante?
- ¿Cuántos gramos quedan sin reaccionar del reactivo en exceso?
- Comprueba el balance de masa.

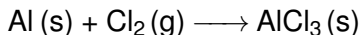
**Ejercicio 5.42.** Una tableta efervescente, al disolverse en agua, produce una efervescencia debida a la reacción entre el bicarbonato de sodio (NaHCO<sub>3</sub>) y un ácido, por ejemplo el ácido cítrico (H<sub>3</sub>C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>O<sub>7</sub>). Esta reacción se puede representar como:



La masa de bicarbonato de sodio contenido en una tableta es de 2.10 g, si se hace reaccionar con 2.10 g de ácido cítrico:

- Balancea la ecuación química.
- Determina la masa de CO<sub>2</sub> que se forma.
- Determina la masa del reactivo en exceso que queda sin reaccionar.
- Comprueba el balance de masa.

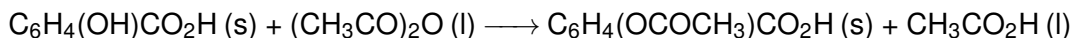
**Ejercicio 5.43.** El cloruro de aluminio se utiliza como antitranspirante y para combatir la sudoración excesiva, sin embargo, también es un reactivo importante en algunas reacciones químicas. El  $\text{AlCl}_3$  se obtiene al tratar la chatarra de aluminio con cloro, como se muestra en la siguiente reacción:



Si se ponen a reaccionar 540.0 g de Al y 810.0 g de  $\text{Cl}_2$ , realiza lo siguiente:

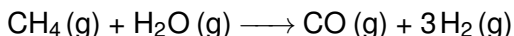
- Balancea la ecuación química.
- Determina el reactivo limitante.
- Calcula la masa de  $\text{AlCl}_3$  que se produce.
- Calcula la masa del reactivo en exceso que permanece cuando la reacción se completa.
- Comprueba el balance de masa.

**Ejercicio 5.44.** La aspirina,  $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OCOCH}_3)\text{CO}_2\text{H}$ , se produce por la reacción del ácido salicílico,  $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}$ , y el anhídrido acético,  $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$ .



Si se mezclan 100 g de cada uno de los reactivos, ¿cuál es la cantidad máxima de aspirina que se puede obtener?

**Ejercicio 5.45.** La reacción del metano y el agua es una forma de preparar hidrógeno para su uso como combustible, de acuerdo con la siguiente reacción:



Si la reacción se realiza con 995 g de  $\text{CH}_4$  y 2510 g de agua,

- ¿Qué reactivo es el limitante?
- ¿Cuál es la masa máxima de  $\text{H}_2$  que se puede preparar?
- ¿Qué masa del reactivo en exceso permanece cuando se completa la reacción?

## 5.4 Rendimiento de una reacción

Cuando llevamos a cabo una reacción química en el laboratorio, uno de los objetivos principales es determinar la cantidad de producto que podemos obtener. La *cantidad máxima teórica* de producto que se podría formar, asumiendo una reacción completa y sin pérdidas, se denomina **rendimiento teórico**. Este valor se calcula estequiométricamente a partir de la cantidad de reactivo limitante.

Sin embargo, en la práctica, el **rendimiento real** de una reacción, es decir, la cantidad de producto que efectivamente se obtiene, suele ser inferior al rendimiento teórico. ¿A qué se debe esta diferencia? Existen diversos factores que influyen en el rendimiento real, como:

- Pérdidas durante el proceso: Parte del producto puede quedar adherido a las paredes del recipiente, perderse en transferencias o filtraciones, o volatilizarse.

- Reacciones secundarias: Pueden ocurrir reacciones colaterales no deseadas que consuman parte de los reactivos o formen subproductos.
- Equilibrios químicos: Muchas reacciones son reversibles y alcanzan un estado de equilibrio donde coexisten reactivos y productos.
- Impurezas en los reactivos: La presencia de impurezas puede afectar la velocidad y el rendimiento de la reacción.

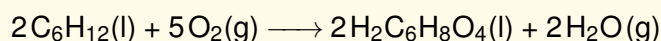
Para cuantificar la eficiencia de una reacción, se define el **rendimiento porcentual** como la relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico, expresado en porcentaje:

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100\% \quad (5.2)$$

Un rendimiento porcentual cercano al 100% indica que la reacción ha sido muy eficiente, mientras que un valor más bajo sugiere que han habido pérdidas significativas durante la reacción.

#### Ejemplo 5.5: Cálculo del rendimiento teórico y porcentual

La producción industrial del ácido adípico ( $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4$ ), un compuesto clave en la síntesis del nailon, se basa en la oxidación del ciclohexano. Esta reacción química se representa por la siguiente ecuación:



Si se realiza un experimento en el que se hacen reaccionar 25.0 gramos de ciclohexano, el cual se consume totalmente durante la reacción, determina:

- a) La masa máxima de ácido adípico que se puede obtener a partir de esta cantidad de ciclohexano (rendimiento teórico).
- b) El rendimiento porcentual de la reacción si se obtienen experimentalmente 33.5 gramos de ácido adípico.

#### Estrategia para el inciso a):

El rendimiento teórico, que es la cantidad calculada de ácido adípico formado en la reacción, se obtiene por el método de los 3 pasos.

#### Solución a):

Puedes identificar los 3 pasos en cada uno de los factores en paréntesis grandes. El

rendimiento teórico es:

$$\begin{aligned}\text{Masa de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4 &= (25.0 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}) \left( \frac{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}}{84.0 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}} \right) \times \\ &\times \left( \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4}{2 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}} \right) \left( \frac{146.0 \text{ g de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4} \right) \\ &= 43.5 \text{ g de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4\end{aligned}$$

El rendimiento teórico es de 43.5 g H<sub>2</sub>C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>. ■

**Estrategia para el inciso b):**

El rendimiento porcentual se calcula usando la ecuación 5.2 para comparar el rendimiento real (33.5 g) con el rendimiento teórico.

**Solución b):**

El rendimiento porcentual es:

$$\begin{aligned}\text{Rendimiento porcentual} &= \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100 \% \\ &= \frac{33.5 \text{ g}}{43.5 \text{ g}} \times 100 \% \\ &= 77 \%\end{aligned}$$

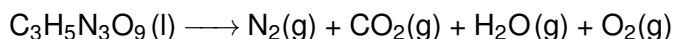
Por lo tanto, el rendimiento porcentual es de 77 %. Un rendimiento porcentual NUNCA puede ser mayor a 100 %. ■

**Verificación:**

La verificación se puede hacer mediante el balance de materia.

## Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 5.46.** La nitroglicerina, cuya fórmula química es (C<sub>3</sub>H<sub>5</sub>N<sub>3</sub>O<sub>9</sub>), tiene múltiples aplicaciones. En el campo de la medicina, se utiliza para tratar el asma, la angina de pecho y la insuficiencia cardíaca. También se usa para fabricar dinamita y otros explosivos. Las explosiones se producen por la rápida formación de los productos gaseosos y la gran cantidad de calor que se libera, además de una rápida expansión. Cuando se emplea como explosivo, la reacción de descomposición se puede expresar como:

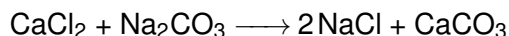


A partir de la información anterior, realiza lo siguiente:

- Balancea la ecuación química.

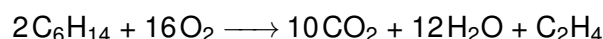
- b) Determina la cantidad máxima de oxígeno en gramos que se pueden obtener a partir de 300 gramos de nitroglicerina.
- c) Determina el rendimiento de la reacción, expresado como porcentaje, si la cantidad de oxígeno producida es de 9.9 g.

**Ejercicio 5.47.** Durante una síntesis química, se combinan 32.0 g de cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ) con 25.0 g de carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), lo que produce cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) y carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ), como se muestra en la ecuación química balanceada a continuación:



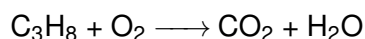
Después del experimento, se recogen 20.5 g de carbonato de calcio. Determina el rendimiento experimental de la reacción.

**Ejercicio 5.48.** En un experimento de combustión, se quema una cierta cantidad de hexano ( $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ) en exceso de oxígeno ( $\text{O}_2$ ), produciendo dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), junto con una cantidad de etileno ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ). La ecuación química balanceada para esta reacción es la siguiente:



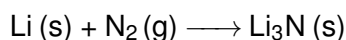
Si el rendimiento experimental para la producción de etileno es del 42.5 %, determina la masa de hexano que se requiere para producir 1.0 kg de etileno.

**Ejercicio 5.49.** El propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) es el principal componente del gas licuado a presión (gas LP), que se emplea para cocinar en las estufas. La reacción de combustión del propano se muestra a continuación:



- a) Calcula la cantidad, en gramos, de  $\text{CO}_2$  que se producen a partir de 18.0 g de propano y 80.0 g de oxígeno.
- b) Si el rendimiento de la combustión fuera del 84.0 %, ¿cuál sería la cantidad en gramos de  $\text{CO}_2$  que se produciría?

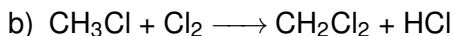
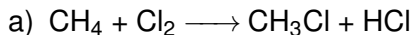
**Ejercicio 5.50.** El litio es un metal que se oscurece en contacto con el aire. Esto se debe a que es el único metal alcalino que reacciona con el nitrógeno a temperatura ambiente para producir nitruro de litio ( $\text{Li}_3\text{N}$ ). La siguiente reacción muestra este proceso:



Si se hacen reaccionar 25.0 g de cada reactivo:

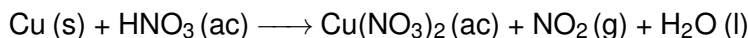
- a) Determina cuál es el reactivo limitante.
- b) Calcula la cantidad en gramos de  $\text{Li}_3\text{N}$  que se producen.
- c) Si el rendimiento de la reacción es de 80.5 %, ¿cuántos gramos de  $\text{Li}_3\text{N}$  se obtienen?

**Ejercicio 5.51.** Supongamos que tanto la reacción (a) como la reacción (b) presentan, de manera individual, un rendimiento del 92.0%.



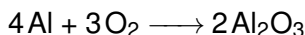
Comenzando con 112 g de  $\text{CH}_4$  en la reacción (a) y un exceso de  $\text{Cl}_2$ , ¿cuántos gramos de  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  se forman en la reacción (b)?

**Ejercicio 5.52.** La reacción entre el cobre metálico (Cu) y el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) es una reacción que libera una gran cantidad de calor (reacción exotérmica), produciendo un gas de color pardo-rojizo, que es el dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ). En el laboratorio se hicieron reaccionar 71.152 g de cobre con 302.4 g de ácido nítrico de acuerdo con la siguiente reacción:



- a) Balancea la ecuación.
- b) Determina cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso.
- c) Calcula la cantidad en gramos de  $\text{Cu(NO}_3)_2$  que se podrían obtener.
- d) Determina el porcentaje de rendimiento, si se obtienen 192.0 g de  $\text{Cu(NO}_3)_2$ .
- e) Calcula la masa del reactivo en exceso, considerando el rendimiento de reacción.
- f) Comprueba el balance de masa considerando el rendimiento de reacción.

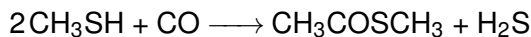
**Ejercicio 5.53.** El óxido de aluminio o alúmina ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) es un polvo blanco que se usa para preparar esmaltes y cerámicas (tiene una gran dureza). Este compuesto se obtiene cuando el aluminio metálico reacciona con oxígeno, como lo describe la siguiente reacción:



Si en un reactor se colocan 8 moles de aluminio, determina lo siguiente:

- a) Los moles estequiométricos de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .
- b) Los moles de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  que se formarán si el rendimiento de reacción es del 70%.
- c) En un experimento alterno se colocan en el reactor 7 moles de Al y 6 moles de  $\text{O}_2$ . Justifica si existe un reactivo limitante bajo estas condiciones.

**Ejercicio 5.54.** Las fumarolas negras se encuentran en las profundidades de los océanos. Pensando que las condiciones en estas fumarolas podrían ser adecuadas para la formación de compuestos orgánicos, dos químicos en Alemania encontraron que la siguiente reacción podría ocurrir en condiciones similares:



Si se realiza la reacción con 10.0 g de  $\text{CH}_3\text{SH}$  y CO en exceso.

- a) Calcula el rendimiento teórico del tioéster  $\text{CH}_3\text{COSCH}_3$ .
- b) Calcula el porcentaje de rendimiento si se obtienen 8.65 g de  $\text{CH}_3\text{COSCH}_3$ .

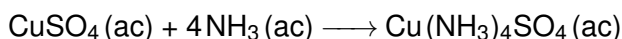
**Ejercicio 5.55.** El cuerpo de una persona adulta maneja el exceso de nitrógeno excretándolo en forma de urea ( $\text{NH}_2\text{CONH}_2$ ). La reacción que la produce es la combinación de arginina ( $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{N}_4\text{O}_2$ ) con agua para dar urea y ornitina ( $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_2$ ).



Si una persona excreta 95 mg de urea, determina:

- La cantidad de arginina que se usó en el proceso.
- La masa de ornitina producida.

**Ejercicio 5.56.** Un compuesto con un color azul intenso es el sulfato de tetraamín cobre (II), cuya fórmula química es  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$ , el cual se obtiene mediante la reacción de sulfato de cobre (II) ( $\text{CuSO}_4$ ) y amoníaco ( $\text{NH}_3$ ):

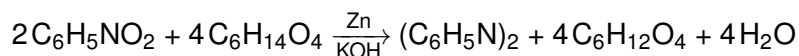


- Si se emplean 10.0 g de  $\text{CuSO}_4$  y  $\text{NH}_3$  en exceso, ¿cuál es el rendimiento teórico de  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$ ?
- ¿Cuál es el rendimiento experimental de  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$ ?, si se obtienen exactamente 12.6 g de  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$ .

**Ejercicio 5.57.** Cuando el carbonato de magnesio ( $\text{MgCO}_3$ ) se calcina, se obtiene dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y óxido de magnesio ( $\text{MgO}$ ), pero la reacción no es completa. Si calentamos 100 g de  $\text{MgCO}_3$ , se obtienen 30 g de  $\text{MgO}$ . Con esta información responde las siguientes preguntas:

- Escribe la ecuación balanceada del proceso.
- Con los datos experimentales anteriores, ¿cuánto dióxido de carbono se obtiene?
- ¿Cuánto  $\text{MgCO}_3$  queda sin descomponer?
- ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

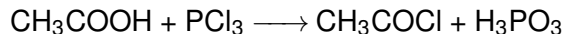
**Ejercicio 5.58.** El azobenceno, cuya fórmula química es  $(\text{C}_6\text{H}_5\text{N})_2$ , es un intermediario en la fabricación de colorantes que se puede preparar a partir de la reacción de nitrobenceno ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ ) con trietilenglicol ( $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_4$ ) en presencia de Zn y KOH.



En una reacción, 0.10 L de nitrobenceno ( $\rho = 1.20 \text{ g/mL}$ ) y 0.30 L de trietilenglicol ( $\rho = 1.12 \text{ g/mL}$ ) producen 55.0 g de azobenceno, determina:

- El rendimiento teórico.
- El rendimiento real.
- El rendimiento porcentual de la reacción.

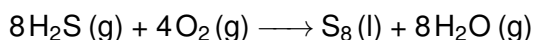
**Ejercicio 5.59.** ¿Cuántos gramos de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) comercial (97% de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  en masa) deben reaccionar con un exceso de  $\text{PCl}_3$  para producir 75 g de cloruro de acetilo ( $\text{CH}_3\text{COCl}$ ), si la reacción tiene un rendimiento de 78.2%? La ecuación química no balanceada de este proceso es:



**Ejercicio 5.60.** Cuando el etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) reacciona con cloro ( $\text{Cl}_2$ ), el producto principal es  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ , pero también se obtienen, en pequeñas cantidades, otros productos que contienen Cl, tal como  $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ . La formación de estos otros productos reduce el rendimiento de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ .

- Calcula el rendimiento teórico de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$  cuando 125 g de  $\text{C}_2\text{H}_6$  reaccionan con 255 g de  $\text{Cl}_2$ , suponiendo que el  $\text{C}_2\text{H}_6$  y el  $\text{Cl}_2$  reaccionan sólo para formar  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$  y  $\text{HCl}$ .
- Calcula el porcentaje de rendimiento si la reacción produce 206 g de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ .

**Ejercicio 5.61.** El sulfuro de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{S}$ ) es una impureza en el gas natural que debe eliminarse. Un método común de eliminación se llama proceso Claus, que se basa en la reacción:



En condiciones óptimas, el proceso Claus da 98% de rendimiento de  $\text{S}_8$ . Si realizas la reacción en el laboratorio usando 30.0 g de  $\text{H}_2\text{S}$  y 50.0 g de  $\text{O}_2$ , ¿cuántos gramos de  $\text{S}_8$  se producirán, suponiendo que tienes el 98% de rendimiento?



## 6. REACCIONES QUÍMICAS EN SOLUCIÓN

### 6.1 Propiedades de las soluciones acuosas y molaridad

El agua cubre cerca de dos tercios de nuestro planeta y es una sustancia clave en gran parte de la historia evolutiva de la Tierra. Con certeza, se piensa que la vida se originó en el agua, y la necesidad de agua en todas las formas de vida ha ayudado a determinar diversas estructuras biológicas.

La mayoría de las reacciones que se realizan en un laboratorio de ciencias se hacen en disolución (solución) acuosa: mezclas con agua como disolvente. Éstas son un medio adecuado para poner en contacto cantidades de reactivo medidas con precisión y por ello, no es sorprendente que se utilicen en muchos métodos de la química.

Una **disolución o solución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia presente en mayor cantidad se conoce como el **disolvente o solvente**, y las demás sustancias se conocen como **solutos**; se dice que estos últimos están disueltos en el disolvente.

Una solución puede ser gaseosa (como el aire), sólida (como una aleación) o líquida (como el agua de mar). En esta sección analizaremos únicamente las soluciones acuosas, en las que el soluto inicialmente es un líquido o un sólido y el disolvente es agua.

Por ejemplo, cuando una pequeña cantidad de cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) se disuelve en una gran cantidad de agua, esta es el disolvente y el cloruro de sodio es el soluto, como se ilustra en la Figura 6.1.

#### Electrólitos y no electrólitos

Todos los solutos que se disuelven en agua se agrupan en dos categorías:

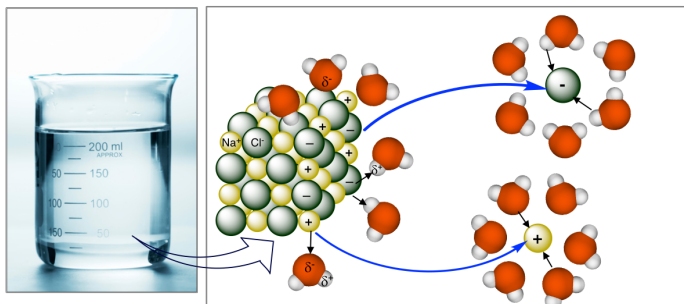


Figura 6.1: Ilustración de una disolución de cloruro de sodio, a nivel macroscópico (imagen a la izquierda) y a nivel molecular (imagen a la derecha).

■ **Electrólitos:** es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, forma una disolución que conduce la electricidad.

■ **No electrólitos:** sustancia que no conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en agua.

La forma de distinguir a un electrolito de un no electrolito es mediante un experimento sencillo: se prepara una solución con la sustancia a identificar, se coloca en un recipiente con dos electrodos (barras de metal) y se aplica una corriente eléctrica a través de ésta. *Si conduce la corriente eléctrica es un electrolito, y si no conduce la corriente eléctrica entonces es un no electrolito.*

La razón por la cual un electrolito conduce la corriente eléctrica es porque al disolverse en agua, éste genera iones en el seno de la solución. A este proceso se le conoce como **disociación o ionización**.

Dependiendo del porcentaje de disociación, los electrólitos se clasifican como:

- **Electrólitos fuertes:** las sustancias que al disolverse en agua se disocian al 100%.
- **Electrólitos débiles:** las sustancias cuyo porcentaje de disociación en agua es menor al 100%. Una parte de la sustancia se disocia formando iones y el resto permanece en forma molecular.

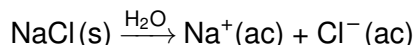
En la Tabla 6.1 puedes encontrar ejemplos de electrólitos fuertes, débiles y no electrólitos.

Tabla 6.1: Ejemplos de electrolitos fuertes, débiles y no electrolitos.

| Electrolito fuerte             | Electrolito débil    | No electrolito                                             |
|--------------------------------|----------------------|------------------------------------------------------------|
| HCl                            | CH <sub>3</sub> COOH | (NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CO (urea)                  |
| HNO <sub>3</sub>               | HF                   | CH <sub>3</sub> OH (metanol)                               |
| HClO <sub>4</sub>              | HNO <sub>2</sub>     | C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (etanol)                  |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | NH <sub>3</sub>      | C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (glucosa)    |
| NaOH                           | H <sub>2</sub> O     | C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (sacarosa) |
| Ba(OH) <sub>2</sub>            |                      |                                                            |
| Compuestos iónicos             |                      |                                                            |

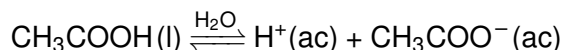
El proceso de disociación de un electrolito se puede representar mediante una ecuación química. Esta representación distingue entre un electrolito fuerte y uno débil.

- **Electrólitos fuertes:** la disociación de este tipos de electrólitos, por ejemplo, el cloruro de sodio (NaCl), se puede representar como:



La **flecha en una sola dirección** significa que todo el cloruro de sodio que entra a la disolución se transforma en iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ ; no existen unidades de NaCl no disociadas en la disolución.

- **Electrólitos débiles:** este tipos de electrólitos, que es el caso de ciertos ácidos como el ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), que le confiere el sabor al vinagre, no se ionizan por completo. La ionización del ácido acético la representamos como:



La **doble flecha** indica que la **reacción es reversible**, es decir, la reacción puede proceder en ambos sentidos. Inicialmente, varias moléculas de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  se separan en iones  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  y  $\text{H}^+$ . Con el tiempo, algunos iones  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  y  $\text{H}^+$  vuelven a combinarse para formar moléculas de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Finalmente, se llega a un estado en el que las moléculas de ácido se ionizan con la misma rapidez con la que vuelven a combinarse los iones. A este estado químico, en el que no se observa cambio neto alguno (aunque en el nivel molecular continúa la actividad) se le llama **equilibrio químico**.

### Hidratación

El agua es un disolvente de compuestos iónicos muy eficaz. Aunque el agua es una molécula eléctricamente neutra, tiene una región positiva (los átomos de H) y otra negativa (el átomo de O). Estas regiones se llaman polos positivo y negativo, que al coexistir en una molécula, generan un **dipolo**. Cuando las moléculas de un disolvente tienen dipolos a nivel molecular, se dice que es un **disolvente polar**. El agua es un disolvente polar.

Cuando un compuesto iónico como el cloruro de sodio se disuelve en agua, se destruye la red tridimensional de iones del sólido. Los iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  se separan por un proceso de hidratación.

*La **hidratación** es un proceso en el que un ion se ve rodeado por moléculas de agua acomodadas de manera específica, formando una esfera o red de solvatación*

Como se ilustra en la figura 6.2, cada ion  $\text{Na}^+$  se rodea de varias moléculas de agua con su polo negativo orientado hacia este catión. De igual manera, cada ion  $\text{Cl}^-$  está rodeado por varias moléculas de agua con su polo positivo orientado hacia este anión. La hidratación ayuda a estabilizar los iones en disolución.

### Unidades de concentración: Molaridad

Antes del desarrollo normal de este libro, vale la pena proponer un acuerdo. A partir de este momento usaremos la palabra solución como sinónimo de disolución y la palabra solvente como

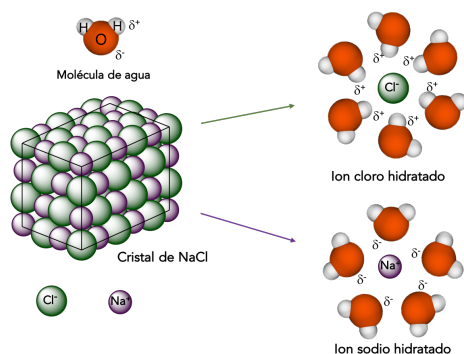


Figura 6.2: Representación de la hidratación en el proceso de formación de una disolución de cloruro de sodio (NaCl).

sinónimo de disolvente.

Hemos dicho que una solución es una mezcla homogénea de al menos dos componentes, donde el solvente es la sustancia que se encuentra en mayor proporción y el soluto o solutos están en menor proporción.

Sin embargo, para caracterizar una solución no basta con establecer relaciones proporcionales entre el soluto y el solvente. Es muy importante cuantificar la cantidad de soluto o solutos presentes en la solución.

La **concentración de una solución** es la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente, o en una cantidad dada de solución.

La concentración de una solución se puede expresar en diferentes unidades. En este libro definiremos y revisaremos las siguientes unidades:

1. Molaridad ( $M$ )
2. Fracción molar ( $X$ )
3. Porcentaje en masa (% masa)
4. Partes por millón ( $ppm$ )
5. Partes por billón ( $ppb$ )

La gran variedad de unidades de concentración se debe a que las soluciones tienen muchas aplicaciones en las ciencias: desde la cantidad de un gas en la atmósfera (química atmosférica) hasta la cantidad de carbono en un acero (metalurgia), pasando por la cantidad de iones  $K^+$  en una célula (biología molecular); prácticamente todas las áreas de las ciencias utilizan las soluciones.

La unidad de concentración que se usa con más frecuencia en la química y en otras ciencias es la **molaridad (M)**.

Existen otras unidades de concentración como la **molalidad (m)** y la **normalidad (N)** que están en desuso. Esta última unidad no la revisaremos en este libro. Si fuera necesario, estas unidades las puedes revisar en el Capítulo 12 del libro de Química de Raymond Chang.

La **molaridad** también conocida como **concentración molar**, es el número de moles de soluto por litro de solución. Se representa con la letra  $M$ .

Esta unidad de concentración se define como:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de solución}}$$

Que se puede expresar algebraicamente como:

$$M = \frac{n}{V} \quad (6.1)$$

donde  $n$  es el número de moles de soluto y  $V$  es el volumen de la solución, expresado en litros.

Recuerda que el volumen ( $V$ ) se expresa en *litros de solución*, no *litros de solvente*. Además, la molaridad de una solución depende de la temperatura, esto quiere decir que cuando la temperatura cambia, la molaridad de una solución también cambiará.

En la práctica de laboratorio, especialmente en niveles educativos, es común asumir que al preparar soluciones el volumen del disolvente es equivalente al volumen final de la disolución. Esta generalización se fundamenta en dos supuestos: por un lado, que los solutos sólidos no modifican significativamente el volumen total al disolverse, y por otro, que los volúmenes de líquidos miscibles se consideran aditivos. Si bien esta aproximación resulta útil y suficiente para cálculos rutinarios o cuando se trabaja con soluciones diluidas, no debe considerarse una regla universal. En disoluciones más concentradas, o al mezclar líquidos miscibles (como etanol y agua), los volúmenes no son aditivos porque puede producirse contracción o expansión de volumen, lo cual afecta directamente la concentración final. Por tanto, en contextos donde se requiere alta precisión –como en química analítica o procesos industriales–, es indispensable medir directamente el volumen de la disolución después de añadir el soluto, evitando así errores por aproximación.

### Ejemplo 6.1: Cálculo de la molaridad

Un estudiante de la licenciatura en Biología Molecular prepara una solución de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) pesando 1.77 g de esta sustancia y haciendo la mezcla con suficiente agua hasta alcanzar un volumen de 85.0 mL. ¿Cuál es la molaridad de esta solución?

#### Estrategia:

En primer lugar debemos determinar el número de moles contenidos en 1.77 g de etanol y después usaremos la ecuación (6.1) para calcular la concentración molar.

#### Solución:

La masa molar del etanol es de 46.07 g/mol, por lo que podemos calcular el número de

moles de etanol contenidos en 1.77 g de este compuesto:

$$(1.77 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}) \left( \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46.07 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \right) = 3.842 \times 10^{-2} \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Es importante recordar que las unidades de la molaridad son  $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$ , por lo que para este problema, hay que convertir los 85.0 mL a litros (L), usando el factor de conversión de 1L = 1000 mL. De esta manera, el volumen de la solución será  $8.5 \times 10^{-2} \text{ L}$ .

Ahora, calculamos la concentración molar usando la ecuación (6.1):

$$\begin{aligned} M &= \frac{n}{V} \\ &= \frac{3.842 \times 10^{-2} \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{8.5 \times 10^{-2} \text{ litros de sol.}} \\ &= 0.452 \text{ molar.} \end{aligned}$$

La concentración de la solución es 0.452 molar o simplemente 0.452 M. ■

#### Verificación:

Como hemos aplicado directamente la fórmula de la molaridad, revisamos las operaciones y vemos que la respuesta es razonable.

### Ejemplo 6.2: Aplicaciones de la molaridad

En un experimento bioquímico se necesita agregar 3.81 g de glucosa a una mezcla de reacción. Calcula el volumen en mL de una solución de glucosa de 2.53 M que se debe tomar para tener la masa de soluto requerida.

#### Estrategia:

En primer lugar debemos determinar el número de moles contenidos en 3.81 g de glucosa y después usaremos la ecuación (6.1), haciendo el despeje correspondiente, para calcular el volumen.

#### Solución:

La masa molar de la glucosa es de 180.2 g/mol, por lo que podemos calcular el número de moles de glucosa contenidos en 3.81 g de esta sustancia:

$$(3.81 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left( \frac{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.2 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) = 2.114 \times 10^{-2} \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Ahora, calculamos el volumen de la solución que contiene  $2.114 \times 10^{-2}$  moles de glucosa

(solute), despejando la variable  $V$  de la ecuación (6.1).

Es importante recordar que las unidades de la molaridad son

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

por lo que para este problema, hay que usar el factor de conversión de  $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$ , para tener la unidad de volumen que pide el problema.

$$\begin{aligned} V &= \frac{n}{M} \\ &= \frac{2.114 \times 10^{-2} \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{2.53 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6/\text{L de sol.}} \times \frac{1000 \text{ mL de sol.}}{1 \text{ L de sol.}} \\ &= 8.36 \text{ mL de sol.} \end{aligned}$$

Esto significa que se deben tomar 8.36 mL de la solución para tener 3.81 g de glucosa. ■

#### Verificación:

La unidad de concentración molaridad se puede leer de una forma simple: en un litro de solución 2.53 M hay 2.53 moles de soluto. Por lo tanto, en 8.36 mL o  $8.36 \times 10^{-3} \text{ L}$  debe haber ( $2.53 \text{ moles} \times 8.36 \times 10^{-3} \text{ L}$ ) es decir  $2.12 \times 10^{-2}$  moles de glucosa. La pequeña diferencia de esta cantidad de moles con la calculada previamente se debe al manejo de las cifras significativas.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 6.1.** De acuerdo con lo revisado en este capítulo, define con tus palabras los siguientes conceptos:

- a) Soluto                                      b) Solvente o disolvente                      c) Solución o disolución

**Ejercicio 6.2.** Con la ayuda de un diagrama o una figura, describe el proceso de disolución usando como ejemplo un sólido.

**Ejercicio 6.3.** ¿Qué diferencia hay entre una solución y una mezcla homogénea?

**Ejercicio 6.4.** Tu compañero de laboratorio te dice que preparó una solución que contiene 1.50 moles de NaOH en 1.50 L de solución acuosa y, por lo tanto, que la concentración de NaOH es de 1.5 M.

- a) ¿Está en lo correcto?                                      b) Si no, ¿cuál es la concentración correcta?

**Ejercicio 6.5.** En el programa *Conduce Sin Alcohol* de la Cd. de México, se mide la concentración de alcohol etílico ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) en sangre de los conductores de autos. Esta concentración

se determina en unidades de gramos de alcohol por cada 100 mL de sangre. La concentración máxima permitida de alcohol en sangre es de 0.40 mg/L. Un conductor es sancionado si tiene una concentración mayor a este valor. ¿Cuál es la concentración máxima permitida de alcohol en sangre, en unidades de molaridad?

**Ejercicio 6.6.** Una persona adulta promedio tiene un volumen total de sangre de 5.0 L. Si la concentración de iones de sodio en este individuo promedio es de 0.135 M, ¿cuál es la masa de iones sodio que circula en la sangre?

**Ejercicio 6.7.** Resuelve lo siguientes planteamientos:

- Calcula la masa en gramos de yoduro de potasio (KI) necesarios para preparar 250.0 mL de una disolución 1.70 M.
- Si se disuelven con agua 13.60 g de yoduro de potasio en un matraz aforado de 1.0 litro. Determina la molaridad de la disolución.

**Ejercicio 6.8.** Determina la concentración molar para cada una de las siguientes condiciones:

- Se disuelven 3.9954 g de cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ) en agua hasta alcanzar 180.0 mL de disolución.
- Se disuelven 2.8825 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) en un volumen de 80.0 mL de disolución.
- Se disuelven 19.998 g de hidróxido de sodio (NaOH) en 1.0 L de una disolución.
- Se disuelven 5.8443 g de cloruro de sodio (NaCl) para obtener 1.0 L de disolución.
- Se disuelven 15.753 g ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) para obtener 500 mL de disolución.
- Adsorción de 0.3646 g de cloruro de hidrógeno (HCl) hasta obtener 10 mL de solución.

**Ejercicio 6.9.** Únicamente con fines didácticos, vamos a considerar que el volumen del soluto y del solvente son aditivos. Con esta consideración, determina la molaridad de las siguientes disoluciones:

- 78.2686 g de isopropanol ( $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ ) en 645 mL de disolución.
- 29.5 g de yoduro de sodio (NaI) en 0.25 L de disolución.
- 43.5 g de fructosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) en 181.0 mL de disolución.
- 21.05 g de benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) en 98.5 mL de disolución con xileno ( $\text{C}_8\text{H}_{10}$ ).
- 60.25 g de cloruro de hidrógeno (HCl) en 1.0 L de disolución.
- 2.92 mol de  $\text{CH}_3\text{OH}$  en 7.16 L de solución.
- 7.69 mmol de  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  en 50.00 mL de solución.
- 25.2 g de  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  en 275 mL de solución.
- 150.0 g de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) en 250.0 mL de solución.
- $2.25 \times 10^{-4}$  mol de  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  en 125 mL de solución.
- 57.5 g de  $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$  en 525 mL de solución.

**Ejercicio 6.10.** Si se quiere preparar cada una de las siguientes disoluciones, ¿cuál será el volumen final de disolución, expresado en mililitros?



- a) Una disolución 0.54 M a partir de 4.28 g de bromuro de sodio (NaBr).
- b) Una disolución 5.0 M a partir de 0.9333 moles de formaldehído ( $\text{CH}_2\text{O}$ ).
- c) Una disolución 1.0 M a partir de 2.0 g de bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ).
- d) Una disolución 2.0 M a partir de 2.0 moles de cloruro de litio (LiCl).
- e) Una disolución 1.0 M a partir de 0.25 moles de ácido nítrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).
- f) Una disolución 0.50 M a partir de 0.25 moles de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ ).

**Ejercicio 6.11.** Se preparó una disolución de nitrito de sodio ( $\text{NaNO}_2$ ), disolviendo 1.232 g del nitrito en agua y aforando a 200 mL. Determina la concentración molar de la disolución.

**Ejercicio 6.12.** Calcula la masa (en gramos) y el volumen (en litros) de etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) que deben disolverse en agua para preparar 100.0 L de una disolución con una concentración de 3.3 M. Considera que la densidad del etanol es 0.789 g/mL, y la del agua es 1.0 g/mL.

**Ejercicio 6.13.** En los Estados Unidos, la concentración de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) en la sangre se reporta en unidades de miligramos por decilitro (mg/dL). En Canadá, el Reino Unido y en otros países, la concentración de glucosa en sangre se reporta en milimoles por litro (mmol/L), donde  $1 \text{ mmol} = 1 \times 10^{-3} \text{ moles}$ . Si una persona tiene un nivel de glucosa en sangre de 85 mg/dL:

- a) ¿Cuál es el nivel de glucosa en sangre en mmol/L?
- b) ¿Cuál es la molaridad de glucosa en la sangre?

**Ejercicio 6.14.** ¿Cuál de las siguientes disoluciones de cloruro de potasio (KCl) tiene una concentración de 0.500 M?

- a) La mezcla de 0.500 g de KCl con agua hasta tener 1.0 mL de solución.
- b) La mezcla de 36.0 g de KCl con suficiente agua para obtener 1.0 litro de solución.
- c) La mezcla de 7.46 mg de KCl en agua hasta tener 1.0 mL de solución.
- d) La mezcla de 373 g de KCl con suficiente agua para obtener 10.0 L de solución.

**Ejercicio 6.15.** Si 6.73 g de carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) se disuelven en suficiente agua para preparar 250.0 mL de solución, ¿cuál es la concentración molar de carbonato de sodio?

**Ejercicio 6.16.** ¿Cuál es la masa, en gramos, de permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ) usado como soluto, cuando se obtienen 250.0 mL de una solución 0.0125 M de este compuesto?

**Ejercicio 6.17.** ¿Qué masa de ácido oxálico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) se requiere para preparar 250.0 mL de una solución que tiene una concentración 0.15 M de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ?

**Ejercicio 6.18.** El glicerol,  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ , es una sustancia ampliamente utilizada en la fabricación de cosméticos, productos alimenticios, anticongelantes y plásticos. El glicerol es un líquido soluble en agua con una densidad de 1.2656 g/mL a 15 °C. Calcula la molaridad de una solución de glicerol cuando se disuelven 50.00 mL de glicerol a 15 °C en suficiente agua para obtener 250.00 mL de solución.

**Ejercicio 6.19.** Un vaso con jugo de naranja contiene 124 mg de ácido ascórbico (vitamina C,  $C_6H_8O_6$ ). Si el vaso tiene un volumen de 236.6 mL, calcula la molaridad de vitamina C en el jugo.

## 6.2 Otras unidades de concentración

La **molalidad ( $m$ )** es el número de moles de soluto dividido por los **kilogramos de disolvente**.

Para preparar disoluciones de una determinada molalidad en un disolvente, no se emplea un matraz aforado como en el caso de la molaridad, sino que se puede hacer en un vaso de precipitados y pesando con una balanza analítica, previo peso del vaso vacío para poderle restar el correspondiente valor.

Esta unidad se puede expresar algebraicamente como:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}} \quad (6.2)$$

La principal ventaja de esta unidad de concentración, respecto a la molaridad, es que como el volumen de una disolución depende de la temperatura y de la presión, cuando éstas cambian, el volumen cambia con ellas. Gracias a que la molalidad no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión, y puede medirse con mayor precisión. Sin embargo, la molalidad es menos empleada que la molaridad, pero es igual de importante.

La **fracción molar ( $X_i$ )** es una unidad de concentración adimensional que expresa la relación del número de moles de un componente respecto al número de moles de todos los componentes presentes en una solución.

Esta unidad se puede definir como:

$$X_i = \frac{n_i}{n_T} \quad (6.3)$$

donde  $n_i$  y  $n_T$  son el número de moles del componente  $i$  y el número total de moles presentes en la solución, respectivamente. La fracción molar no tiene unidades y sólo toma valores entre 0 y 1.

### Ejemplo 6.3: Cálculo de la fracción molar

Una mezcla de gases contiene 4.46 moles de neón (Ne), 0.74 moles de argón (Ar) y 2.15 moles de xenón (Xe).

- Calcula la fracción molar de cada uno de los componentes de esta solución.
- ¿Qué gas actúa como solvente en esta solución?

**Estrategia:**

Como conocemos el número de moles de cada componente, podemos calcular el número de moles totales y después usar la ecuación (6.3) para cada componente.

**Solución a):**

El número total de moles de la solución es:

$$n_T = 4.46 \text{ mol} + 0.74 \text{ mol} + 2.15 \text{ mol} = 7.35 \text{ mol}$$

La fracción molar del Ne es:

$$X_{Ne} = \frac{4.46 \text{ mol}}{7.35 \text{ mol}} = 0.607$$

La fracción molar del Ar es:

$$X_{Ar} = \frac{0.74 \text{ mol}}{7.35 \text{ mol}} = 0.101$$

La fracción molar del Xe es:

$$X_{Xe} = \frac{2.15 \text{ mol}}{7.35 \text{ mol}} = 0.292$$

■

Podemos ver que la suma de las fracciones molares es 1.000

**Solución b):**

El solvente es el componente de la mezcla que se encuentra en mayor proporción. Con el resultado previo, podemos comparar las fracciones molares e identificar qué gas está en mayor proporción, por lo tanto el Ne es el solvente.

**Verificación:**

Al revisar las operaciones, podemos constatar que los resultados son correctos. Además, la suma de las fracciones molares es igual a 1.

*El **porcentaje en masa** también llamado **porcentaje en pesos** o **peso porcentual**, es la relación de la masa de un soluto con respecto a la masa de la solución, multiplicado por 100 %.*

Esta unidad se define como:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la solución}} \times 100 \%$$

Donde la *masa de la solución* es la suma de las masas del soluto o los solutos y del solvente

(usando el mismo sistema de unidades de medida). Esta unidad se puede expresar como:

$$\%_i = \frac{m_i}{m_T} \times 100 \% \quad (6.4)$$

donde  $m_i$  y  $m_T$  son la masa del soluto  $i$  y la masa total de la solución, respectivamente.  $m_T$  es la suma de las masas de los componentes de la solución.

El porcentaje en masa no tiene unidades, sino que se expresa porcentaje porque es una relación de cantidades semejantes.

#### Ejemplo 6.4: Cálculo de porcentajes en masa

Una muestra de 0.892 g de cloruro de potasio (KCl) se disuelve en 54.6 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa del KCl en la solución?

##### Estrategia:

Conocemos la masa del soluto y del solvente, por lo tanto, podemos calcular el porcentaje en masa con la ecuación (6.4).

##### Solución:

Usando la ecuación (6.4) tenemos:

$$\begin{aligned} \%_{KCl} &= \frac{m_{KCl}}{m_T} \times 100 \% \\ &= \frac{0.892 \text{ g}}{0.892 \text{ g} + 54.6 \text{ g}} \times 100 \% \\ &= 1.61 \% \end{aligned}$$

Por lo tanto, el porcentaje en masa del KCl es 1.61 %. ■

##### Verificación:

Al revisar las operaciones, podemos constatar que los resultados son correctos.

**Partes por millón (ppm):** es la relación de la masa de un soluto con respecto a la masa de la solución, multiplicado por un millón ( $1 \times 10^6$ ).

**Partes por billón (ppb):** es la relación de la masa de un soluto con respecto a la masa de la solución, multiplicado por un billón ( $1 \times 10^9$ ).

Estas unidades se usan cuando la masa de un soluto es muy pequeña comparada con la masa

de la solución. La unidad ppb es una unidad anglosajona, donde el billón es igual a mil millones. Estas unidades se expresan algebraicamente como:

$$ppm = \frac{m_i}{m_T} \times 10^6 \quad (6.5)$$

$$ppb = \frac{m_i}{m_T} \times 10^9 \quad (6.6)$$

donde  $m_i$  y  $m_T$  son la masa del soluto  $i$  y la masa total de la solución, respectivamente.  $m_T$  es la suma de las masas de los componentes de la solución.

### Ejemplo 6.5: Cálculo de ppm

Calcula las ppm de 80 mg de ion sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) en 5 litros de agua. Considera la densidad del agua como  $\rho = 1.0 \text{ kg/L}$ .

#### Estrategia:

Debemos expresar la masa del ion sulfato en kg, al igual que el volumen de agua. Para la última conversión, usaremos el factor de  $1 \text{ kg} = 1 \text{ L}$ .

#### Solución:

La masa del ion  $\text{SO}_4^{2-}$  es  $80 \text{ mg} = 8.0 \times 10^{-5} \text{ kg}$ . La masa de 5 L de agua es 5 kg. Por lo tanto:

$$\begin{aligned} ppm &= \frac{m_{\text{SO}_4^{2-}}}{m_T} \times 10^6 \\ &= \frac{8.0 \times 10^{-5} \text{ kg}}{8.0 \times 10^{-5} \text{ kg} + 5.0 \text{ kg}} \times 10^6 \\ &= 16 \text{ ppm} \end{aligned}$$

La concentración del ion  $\text{SO}_4^{2-}$  es de 16 ppm. ■

#### Verificación:

Al revisar las operaciones, podemos constatar que los resultados son correctos.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 6.20.** Define las siguientes unidades de concentración y da sus unidades: porcentaje en masa, fracción molar, molaridad, molalidad, partes por millón y partes por billón. Compara sus

ventajas y desventajas.

**Ejercicio 6.21.** Considerando soluciones acuosas de cada compuesto (solute), calcula los valores de concentración y llena los espacios en blanco de la tabla:

| Compuesto                                       | Molaridad | Molalidad | Porcentaje<br>en peso | Fracción<br>molar |
|-------------------------------------------------|-----------|-----------|-----------------------|-------------------|
| NaI                                             | _____     | 0.15      | _____                 | _____             |
| C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH                | 0.15      | _____     | _____                 | _____             |
| C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> | _____     | _____     | 20.0                  | _____             |

**Ejercicio 6.22.** Considerando soluciones acuosas de cada compuesto (solute), calcula los valores de concentración y llena los espacios en blanco de la tabla:

| Compuesto                            | Molaridad | Molalidad | Porcentaje<br>en peso | Fracción<br>molar |
|--------------------------------------|-----------|-----------|-----------------------|-------------------|
| KNO <sub>3</sub>                     | _____     | _____     | 10.01                 | _____             |
| CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H    | 0.0183    | _____     | _____                 | _____             |
| HOCH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH | _____     | _____     | _____                 | 0.70              |

**Ejercicio 6.23.** Supón que se disuelven 2.56 g de ácido succínico en 500.0 mL de agua. La fórmula molecular del ácido succínico es C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>(CO<sub>2</sub>H)<sub>2</sub>. Suponiendo que la densidad del agua es de 1.00 g/cm<sup>3</sup>, calcula la molalidad, la fracción molar y el porcentaje en peso de ácido en la solución.

**Ejercicio 6.24.** Supón que agregas 1.2 kg de etilenglicol, cuya fórmula molecular es HOCH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>OH, como anticongelante a 4.0 kg de agua en el radiador de tu automóvil. ¿Cuál es la fracción molar, la molalidad y el porcentaje en peso de etilenglicol?

**Ejercicio 6.25.** ¿Qué masa de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> se debe agregar a 125 g de agua para preparar una solución 0.200 m de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>?, ¿cuál es la fracción molar de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> en la solución resultante?

**Ejercicio 6.26.** Calcula el porcentaje en masa del soluto en cada una de las siguientes soluciones acuosas:

- 5.50 g de NaBr en 78.2 g de solución.
- 31.0 g de KCl en 152 g de agua.
- 4.5 g de tolueno en 29 g de benceno.

**Ejercicio 6.27.** Calcula la molalidad de cada una de las siguientes soluciones:

- 14.3 g de sacarosa (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) en 676 g de agua.
- 7.20 moles de etilenglicol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub>) en 3,546 g de agua.

**Ejercicio 6.28.** El ácido sulfúrico concentrado más comúnmente empleado en los laboratorios se encuentra al 98.0 por ciento de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en masa. Si la densidad de la solución es de 1.83 g/mL. Calcula:

- a) La molaridad de la solución.
- b) La molalidad de la solución.

**Ejercicio 6.29.** Si quieres preparar una solución de  $\text{NaNO}_3$  al 0.0512 m. ¿Qué masa de  $\text{NaNO}_3$  se debe agregar a 500 g de agua?, ¿cuál es la fracción molar de  $\text{NaNO}_3$  en la solución?

**Ejercicio 6.30.** Si tienes que preparar una solución acuosa de glicerol, cuya fórmula molecular es  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ , en la cual la fracción molar del soluto sea de 0.093. ¿Qué masa de glicerol debes agregar a 425 g de agua para preparar esta solución?, ¿cuál es la molalidad de la solución?

**Ejercicio 6.31.** Una solución de  $\text{SO}_2$  en agua contiene 0.00023 g de  $\text{SO}_2$  por litro de solución. ¿Cuál es la concentración de  $\text{SO}_2$  en *ppm*?, ¿cuál es la concentración de  $\text{SO}_2$  en *ppb*?

**Ejercicio 6.32.** La concentración promedio de iones de litio ( $\text{Li}^+$ ) en el agua de mar es de 0.18 *ppm*. ¿Cuál es la molalidad de iones litio en el agua de mar?

**Ejercicio 6.33.** El ion plata ( $\text{Ag}^+$ ) tiene una concentración promedio de 28 *ppb* (partes por mil millones) en los bebederos de agua de Estados Unidos.

- a) ¿Cuál es la molalidad del ion plata?
- b) Si quisieras obtener  $1.0 \times 10^2$  g de plata y pudieras recuperarla químicamente de los bebederos de agua, ¿qué volumen de agua en litros tendrías que tratar? (Supón que la densidad del agua es 1.0 g/cm<sup>3</sup>).

**Ejercicio 6.34.** En la Cd. de México, el programa de monitoreo de la calidad del aire establece que la concentración máxima de ozono ( $\text{O}_3$ ) debe ser menor o igual a 0.070 *ppm* en promedio al día, con el fin de evitar, prevenir o reducir los efectos nocivos para la salud humana. Para el ozono, una *ppm* equivale a 1,960  $\mu\text{g}/\text{m}^3$ , a 25 °C de temperatura y con una atmósfera de presión.

- a) ¿Cuál es la concentración, en unidades de peso por volumen ( $\mu\text{g}/\text{m}^3$ ), correspondiente a las 0.070 *ppm*?
- b) En un día muy contaminado, se registraron 0.210 *ppm*. ¿Cuál es la concentración de ozono en  $\mu\text{g}/\text{m}^3$ ?

## 6.3 Diluciones

Generalmente en el laboratorio se preparan soluciones concentradas que no se usan normalmente, sino que se guardan en el almacén del laboratorio. Con frecuencia estas soluciones stock (de reserva) se diluyen antes de utilizarlas.

La **dilución** es el procedimiento que se sigue para preparar una solución menos concentrada a partir de una más concentrada.

Cuando se hace una dilución, se le agrega más solvente a una cantidad determinada de una solución concentrada, por lo que su concentración cambia (disminuye) sin que cambie el número de moles del soluto presente en la solución, es decir:

**moles de soluto *antes* de la dilución = moles de soluto *después* de la dilución**

A partir de la definición de molaridad (ecuación 6.1), sabemos que:

$$n = M \cdot V$$

Si consideramos que todo el soluto proviene de la solución concentrada original ( $n_i$ ), y éste permanece sin cambios al hacer la dilución ( $n_f$ ), se cumple que:

$$n_i = n_f$$

Por lo que el proceso de dilución implica la siguiente igualdad:

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f \quad (6.7)$$

donde  $M_i$  y  $M_f$  son las concentraciones molares de la solución inicial y final, respectivamente, y  $V_i$  y  $V_f$  son los volúmenes respectivos de la solución inicial y final. Este proceso se ilustra en la Figura 6.3.



Figura 6.3: Representación de la dilución de una solución.

Las unidades de  $V_i$  y  $V_f$  deben ser las mismas (L o mL) para que los cálculos funcionen. Para verificar que los resultados sean razonables, se debe asegurar que:  $M_i > M_f$  y  $V_f > V_i$ .



**Ejemplo 6.6: Preparación de una dilución**

Describe cómo prepararías  $5.00 \times 10^2$  mL de una solución de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) 1.75 M, a partir de una solución concentrada de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  8.61 M.

**Estrategia:**

Este es un proceso de dilución, porque la concentración de la solución final es menor que la concentración de la solución inicial. Recuerda que en la dilución, la concentración de la solución disminuye, pero el número de moles de soluto sigue siendo el mismo.

**Solución:**

Preparamos el cálculo mediante la tabulación de los datos:

$$\begin{array}{ll} M_i = 8.61 \text{ M} & M_f = 1.75 \text{ M} \\ V_i = ? & V_f = 5.00 \times 10^2 \text{ mL} \end{array}$$

Usando la ecuación (6.3), podemos despejar la variable  $V_i$  para que la ecuación de dilución quede como:

$$V_i = \frac{M_f \cdot V_f}{M_i}$$

Sustituyendo los valores en la ecuación previa, tenemos:

$$\begin{aligned} V_i &= \frac{(1.75 \text{ M})(5.00 \times 10^2 \text{ mL})}{8.61 \text{ M}} \\ &= 102 \text{ mL} \quad \blacksquare \end{aligned}$$

Por lo tanto, para obtener la concentración deseada debemos diluir 102 mL de la solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  8.61 M con suficiente agua hasta obtener un volumen final de  $5.00 \times 10^2$  mL en un matraz volumétrico de 500 mL.

**Verificación:**

El volumen inicial (102 mL) es menor que el volumen final (500 mL), por lo tanto la respuesta es razonable.

**Ejercicios de la Sección**

**Ejercicio 6.35.** Describe de manera clara cómo realizar las siguientes diluciones a partir de una disolución patrón o estándar:

- Determina el volumen necesario de una disolución 1.00 M de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , para preparar 1.0 L de una disolución 0.45 M de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .
- Determina el volumen necesario de una disolución 1.5 M de  $\text{CaCl}_2$  para preparar 250 mL de

una disolución 0.35 M de  $\text{CaCl}_2$ .

**Ejercicio 6.36.** A continuación se describen dos métodos para preparar 1.00 L de solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0.25 M, determina cual de ellos es el más adecuado.

- a) Diluir 41.6 mL de una solución 6.00 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  a un volumen de 1.00 L.
- b) Agregar 950.0 mL de agua a 50.0 mL de una solución 5.00 M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Ejercicio 6.37.** ¿Cuál de los siguientes métodos usaría para preparar 300.0 mL de una solución de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  al 0.500 M?

- a) Agregar 30.0 mL de una solución 1.50 M de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  a 270.0 mL de agua.
- b) Diluir 250.0 mL de una solución  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0.600 M a un volumen de 300.0 mL.

**Ejercicio 6.38.** Si se diluyen 4.00 mL de una solución de  $\text{CuSO}_4$  0.0250 M a 10.0 mL con agua pura, ¿cuál es la concentración molar de sulfato de cobre (II) en la solución diluida?

**Ejercicio 6.39.** Un volumen de 50.0 mL de una disolución 0.433 M de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) se lleva a un aforo con agua hasta completar 500 mL. Calcula la concentración de la disolución.

**Ejercicio 6.40.** Se tienen 200.0 mL de una disolución 0.70 M de nitrato de cobre, se le añade agua hasta completar un aforo de 500.0 mL. Calcula la concentración de la nueva disolución.

**Ejercicio 6.41.** Se desea preparar una solución de ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) con una concentración de 0.20 M. Para ello, se dispone de 500 mL de una solución de  $\text{HCl}$  con concentración 0.25 M. ¿Qué volumen de agua debe añadirse para alcanzar la concentración deseada?

**Ejercicio 6.42.** Se dispone de 30.0 mL de una solución de cloruro de potasio ( $\text{KCl}$ ) con una concentración de 3.4 M. Esta solución se va a diluir hasta alcanzar una concentración de 2.0 M. ¿Qué volumen de agua debe agregarse para lograr dicha dilución?

**Ejercicio 6.43.** Se cuenta con dos disoluciones de nitrato de calcio ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ), la primera con un volumen de 50.0 mL y una concentración 0.80 M, la segunda tiene un volumen de 80.0 mL y una concentración 1.10 M. Calcula la concentración de la disolución final al mezclarse ambas disoluciones.

**Ejercicio 6.44.** Calcula la concentración de la disolución resultante, cuando se combinan 50.0 mL de una disolución 0.5 M de nitrato de potasio ( $\text{K}(\text{NO}_3)$ ) con 103.0 mL de una disolución 0.90 M de nitrato de potasio.

**Ejercicio 6.45.** El ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) comercial de cierta empresa tiene una etiqueta que indica una pureza del 86% en masa y tiene una densidad de 1.51 g/mL a temperatura ambiente. Con esta información determina:

- a) La concentración molar y molal del  $\text{HNO}_3$ .

- b) Calcula el volumen del  $\text{HNO}_3$  concentrado que se necesita para preparar 100.0 mL de una solución 0.40 molar de  $\text{HNO}_3$ .

**Ejercicio 6.46.** El nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ) es un compuesto utilizado para la determinación de cloruros, como antiséptico, desinfectante, entre otras aplicaciones. Realiza lo siguiente:

- a) Calcula la masa de  $\text{AgNO}_3$  para preparar 50.0 mL de una disolución 0.25 M.  
b) Calcula el volumen de la alícuota de la disolución 0.25 M que se requiere para preparar 100.0 mL de una dilución de  $\text{AgNO}_3$  0.05 M.

**Ejercicio 6.47.** El ácido acético ( $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ ) es un líquido cristalino, tiene un olor peculiar y propiedades corrosivas e irritantes, es ampliamente utilizado en la industria alimenticia y en fotografía como revelador. Se vende como ácido acético glacial cuando su pureza es del 100% y tiene una densidad de 1.05 g/mL a temperatura ambiente.

- a) Si se toma una alícuota de 15.0 mL de ácido acético glacial y se afora a 100.0 mL, determina su concentración molar.  
b) Se necesita preparar una dilución de la solución anterior para futuros análisis. Se toma una alícuota de 5.0 mL y se afora a 250.0 mL. Determina la nueva concentración.

**Ejercicio 6.48.** Se tienen 250 mL de una solución de  $\text{HCl}$  0.36 M y se toma una alícuota de 25.0 mL de esa solución con una pipeta volumétrica, posteriormente se diluye hasta un volumen de 500.00 mL en un matraz aforado. Ahora, nuevamente con una pipeta volumétrica, se toma otra alícuota de 10.00 mL de esa solución y se diluye a 250.00 mL en otro matraz aforado. Calcula:

- a) La molaridad de la primera dilución.  
b) La molaridad de la dilución final.

**Ejercicio 6.49.** Calcula la concentración, en molaridad, de una solución de formaldehído ( $\text{CH}_2\text{O}$ ) que se prepara mezclando 1.25 L de una solución 3.00 M de  $\text{CH}_2\text{O}$  con 719 mL de otra solución de  $\text{CH}_2\text{O}$  1.75 M y diluyendo la mezcla con agua hasta un volumen de 2.50 L.

**Ejercicio 6.50.** Se va a realizar una dilución con 25.0 mL de una solución 0.110 M de carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) a exactamente un volumen de 100.0 mL, posteriormente se tomarán exactamente 10.0 mL de esta solución diluida y se agregará a un matraz aforado de 250 mL y se afora a 250.0 mL. ¿Cuál es la concentración de la solución diluida final de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

## 6.4 Estequiometría de reacciones en solución

Una de las actividades más frecuentes en el laboratorio es preparar soluciones; el procedimiento lo aprenderás en los cursos experimentales. Sin embargo, aquí te comentamos el proceso general en 3 pasos, si el soluto es soluble en agua:

1. Una cantidad conocida de un soluto sólido se transfiere a un matraz volumétrico; después se agrega agua mediante un embudo.
2. El sólido se disuelve lentamente al agitar con suavidad el matraz.

- Después de que el sólido se ha disuelto por completo, se agrega más agua para llevar el nivel de la disolución hasta la marca (ver figura 6.4).

Una vez conocidos el volumen de la disolución y la cantidad de soluto disuelto en ella, se puede calcular la molaridad de la disolución preparada.



Figura 6.4: Método para preparar una disolución.

Ahora que hemos estudiado la concentración y dilución de las soluciones, analizaremos los aspectos cuantitativos de las reacciones que ocurren en disolución acuosa, es decir, la **estequiometría de las soluciones**.

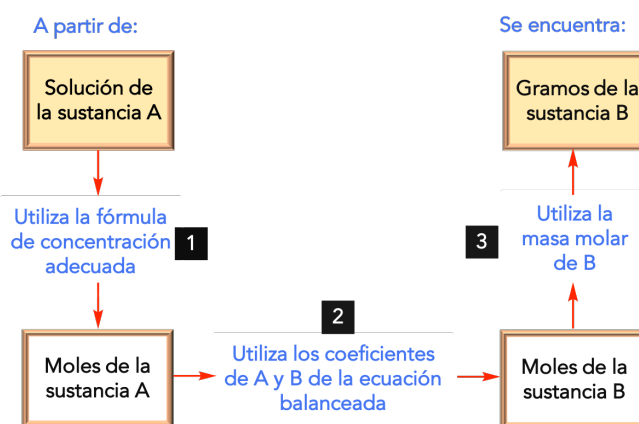


Figura 6.5: Estequiometría de soluciones.

Las ideas clave en este tipo de análisis cuantitativo se muestran en la Figura 6.5 y se describen a continuación:

- Identificar al reactivo en solución.
- Calcular el número de moles presentes del reactivo en solución.

3. Aplicar, con una pequeña variación, el método de los 3 pasos revisado en la página 176 del Capítulo 5.

Vamos a ilustrar el uso del análisis estequiométrico con soluciones en los ejemplos de las siguientes páginas.

### Ejemplo 6.7: Estequiometría de soluciones

¿Qué volumen, en mililitros, se requiere de una solución de  $\text{HNO}_3$  0.109 M para reaccionar completamente con 2.50 g de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ? La ecuación química de esta reacción es:



#### Estrategia:

Para resolver más fácil el problema, organizaremos la estrategia en los siguientes pasos:

1. Debemos verificar que la ecuación química está balanceada.
2. Identificamos al reactivo limitante.
3. Convertimos la masa del reactivo limitante a moles.
4. Calculamos cuántos moles del reactivo en exceso se requieren para consumir completamente el reactivo limitante, usando la ecuación balanceada.
5. Finalmente, usando la definición de molaridad, calculamos el volumen de la solución que contendrá el número de moles obtenidos en el paso previo.

#### Solución:

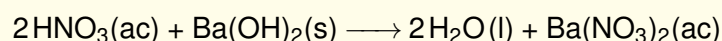
**PASO 1:** Por inspección simple, podemos ver que la ecuación química está balanceada.

**PASO 2:** De acuerdo con la redacción del problema, el  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  es el reactivo limitante porque se debe agotar completamente.

**PASO 3:** La masa molar del  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  es 171.34 g/mol. A partir de esta información calculamos cuántos moles están contenidos en 2.50 g de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

$$2.50\text{ g de Ba}(\text{OH})_2 \left( \frac{1\text{ mol de Ba}(\text{OH})_2}{171.34\text{ g de Ba}(\text{OH})_2} \right) = 1.459 \times 10^{-2}\text{ mol de Ba}(\text{OH})_2$$

**PASO 4:** De acuerdo con la ecuación química balanceada:



Sabemos que 2 moles de  $\text{HNO}_3$  reaccionan exactamente con 1 mol de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , por lo tanto:

$$1.459 \times 10^{-2}\text{ mol de Ba}(\text{OH})_2 \left( \frac{2\text{ mol de HNO}_3}{1\text{ mol de Ba}(\text{OH})_2} \right) = 2.918 \times 10^{-2}\text{ mol de HNO}_3$$

Esto significa que  $2.918 \times 10^{-2}$  moles de  $\text{HNO}_3$  reaccionan exactamente con  $1.459 \times 10^{-2}$  moles de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

**PASO 5:** Ahora tenemos que calcular el volumen de la solución de  $\text{HNO}_3$  que contenga exactamente  $2.918 \times 10^{-2}$  moles de  $\text{HNO}_3$ . Para esto, usamos la definición de molaridad (ecuación 6.1) en la forma:

$$V = \frac{n}{M}$$

Sustituyendo los datos en la ecuación previa, tenemos:

$$\begin{aligned} V &= \frac{2.918 \times 10^{-2} \text{ mol de HNO}_3}{0.109 \text{ mol de HNO}_3/\text{L}} \\ &= 0.268 \text{ L} \end{aligned}$$

Finalmente, convertimos este volumen a mililitros para tener:

$$V = 268 \text{ mL}$$

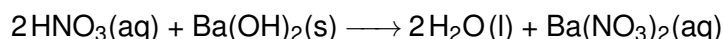
Por lo que la respuesta es que debemos tomar una alícuota de 268 mL de solución de  $\text{HNO}_3$ . ■

**Verificación:**

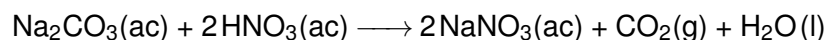
Los cálculos fueron hechos con mucho cuidado y el volumen obtenido se puede medir en el laboratorio, por lo que el resultado es razonable.

### Ejercicios de la Sección

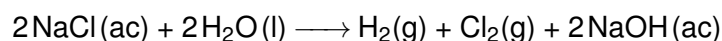
**Ejercicio 6.51.** ¿Qué volumen, en mililitros, se necesita de una disolución de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) 0.145 M para reaccionar completamente con 3.20 g de hidróxido de bario ( $\text{Ba}(\text{OH})_2$ )? La ecuación química balanceada de la reacción es:



**Ejercicio 6.52.** ¿Qué masa, en gramos, de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  se requiere para que se lleve a cabo la reacción completa con 50.0 mL de  $\text{HNO}_3$  0.125 M? La ecuación balanceada de esta reacción es:



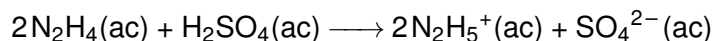
**Ejercicio 6.53.** Cuando se hace pasar una corriente eléctrica a través de una solución acuosa de  $\text{NaCl}$ , se producen los siguientes productos químicos industriales:  $\text{H}_2(\text{g})$ ,  $\text{Cl}_2(\text{g})$  y  $\text{NaOH}(\text{ac})$ , de acuerdo con la siguiente ecuación:



a) ¿Qué masa de  $\text{NaOH}$  se puede formar a partir de 15.0 L de una solución de  $\text{NaCl}$  al 0.35 M?

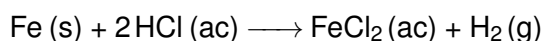
b) ¿Qué masa de cloro se obtiene?

**Ejercicio 6.54.** La hidrazina ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ), una base como el amoníaco, puede reaccionar con el ácido sulfúrico de acuerdo con la siguiente ecuación:



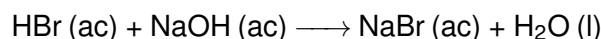
¿Qué masa de hidrazina reacciona con 250.0 mL de una solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  cuya concentración es 0.146 M?

**Ejercicio 6.55.** Se desea realizar un experimento en el que un pedazo de 5.5 g de hierro metálico se sumergirá en un matraz que contiene 30 mL de una disolución de ácido clorhídrico 6.0 M. La reacción que se lleva a cabo se muestra a continuación:



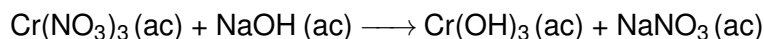
- Determina la cantidad estequiométrica de  $\text{FeCl}_2$  que se puede producir.
- Calcula la masa del reactivo en exceso.
- Calcula la masa de los productos que se forman, si la reacción procede con el 90.0% de rendimiento.

**Ejercicio 6.56.** La reacción que se muestra a continuación es de neutralización entre el hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) y el ácido bromhídrico ( $\text{HBr}$ ), ambos son fuertes, por lo que la reacción se lleva a cabo completamente:



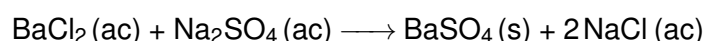
- Determina la cantidad de  $\text{NaBr}$  que se producirá si reaccionan 50.0 mL de una disolución 0.70 M de  $\text{HBr}$  con 23.0 g de  $\text{NaOH}$ .
- Calcula el rendimiento del proceso si al término de la reacción se aíslan 4.22 g de  $\text{NaBr}$ .

**Ejercicio 6.57.** El hidróxido de cromo (III),  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , es un compuesto inorgánico producto de la reacción de una base con una sal de cromo; se utiliza para fabricar productos de aseo y cosméticos. Se sintetiza de acuerdo con la siguiente reacción:



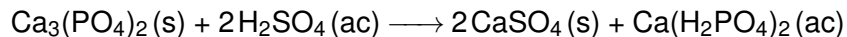
- Balancea la ecuación.
- Calcula el volumen necesario de una disolución de hidróxido de sodio 0.90 M para reaccionar completamente con 0.15 mol de  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  para formar  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .
- Determina el rendimiento del proceso si se obtuvieron 12.8 g de  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

**Ejercicio 6.58.** La siguiente reacción es un ejemplo de una reacción de doble sustitución o desplazamiento:



- Determina la masa de  $\text{BaSO}_4$  que se formará si se hacen reaccionar 75.0 mL de una disolución 0.20 M de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  con 3.0 g de  $\text{BaCl}_2$ .
- Determina la masa del reactivo en exceso.

**Ejercicio 6.59.** El superfosfato es un tipo de fertilizante a base de fósforo y calcio. Su fórmula química es  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . Se prepara del mineral apatita  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  que se deja reaccionar con ácido sulfúrico. Además del superfosfato, se obtiene sulfato de calcio como subproducto, como se muestra en la reacción:



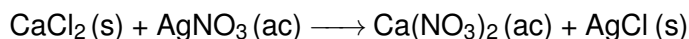
Con la información proporcionada, responde lo siguiente:

- Determina cuál es el reactivo limitante si se hace reaccionar 1.0 kg de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  con 3.0 L de una disolución 2.5 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- Determina los gramos que se obtienen de cada producto.

**Ejercicio 6.60.** Un medicamento usado contra el cáncer es el cisplatino, cuya fórmula química es  $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ . Este fármaco se puede preparar haciendo reaccionar el compuesto  $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$  con una solución acuosa de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ). Además de cisplatino, el otro producto es  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

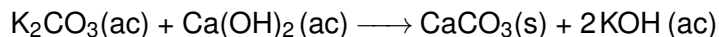
- Escribe una ecuación balanceada para esta reacción.
- Para obtener 12.50 g de cisplatino, ¿qué masa de  $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$  se requiere?
- ¿Qué volumen de una solución de  $\text{NH}_3$  0.125 M se requiere?

**Ejercicio 6.61.** Para la reacción de doble intercambio que se muestra:



- Balancea la ecuación química.
- Calcula la masa de cloruro de plata  $\text{AgCl}$  que se forma al mezclar 50.0 mL de una disolución 0.180 M de nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ) con 1.50 g de cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ).
- Calcula la masa del  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  si la reacción se lleva con un 92% de rendimiento.

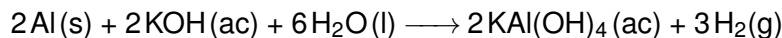
**Ejercicio 6.62.** Considera el siguiente proceso:



- Si se tienen 20.0 g de cada uno de los reactivos, determina cuál de ellos es el limitante.
- Si la reacción se completa, ¿qué masa de cada producto se obtendrá?
- Si el proceso ocurre en 250 mL de solución acuosa, ¿cuál será la concentración de la solución de hidróxido de potasio al término de la reacción?

**Ejercicio 6.63.** En el laboratorio se puede disolver una lata de refresco, hecha de aluminio, usando una base acuosa como hidróxido de potasio ( $\text{KOH}$ ). La reacción química ocurre de acuerdo con la ecuación:





Si se colocan 2.05 g de aluminio en un vaso de precipitados con 185 mL de una solución de KOH 1.35 M.

- ¿Quedará aluminio?
- ¿Qué masa de  $\text{KAl(OH)}_4$  se produce?

## 6.5 Tipos de reacciones químicas en solución acuosa

Las reacciones en solución acuosa más comunes, que podemos encontrar en un laboratorio de ciencias, son las siguientes:

### ■ Reacciones de precipitación

Las reacciones que dan como resultado la formación de un producto insoluble en el disolvente se conocen como reacciones de precipitación. Un **precipitado** es un sólido insoluble formado por una reacción en disolución. Las reacciones de precipitación ocurren cuando pares de iones, con cargas opuestas, se atraen entre sí tan fuertemente que forman un sólido iónico insoluble (ver figura 6.6).

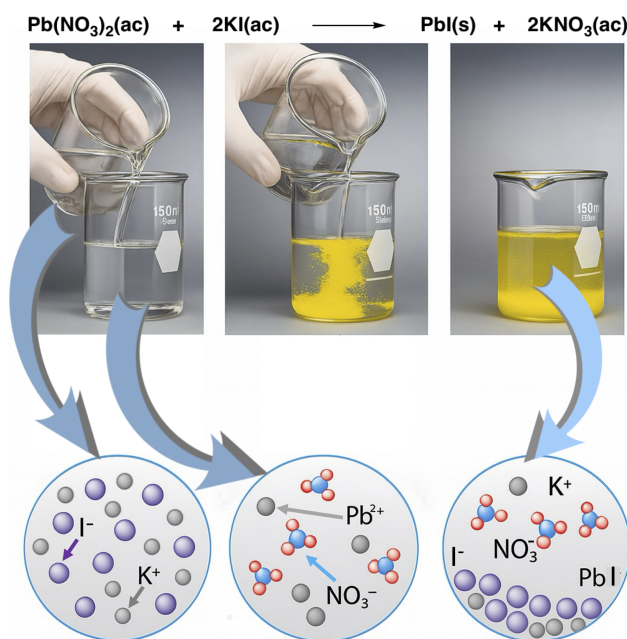
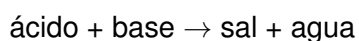


Figura 6.6: Ejemplo de una reacción de precipitación.

### ■ Reacciones ácido-base

Son reacciones que ocurren entre una sustancia ácida y una sustancia básica. También se les conoce como **reacciones de neutralización** porque los productos de esta reacción son una sal y agua (Figura 6.7):



En el capítulo 8 presentaremos las diferentes definiciones de ácidos y bases, sin embargo, en esta sección te mostramos una de ellas:

- Un **ácido** es una sustancia capaz de aceptar y compartir electrones.
- Una **base** es una sustancia capaz de donar y compartir electrones.

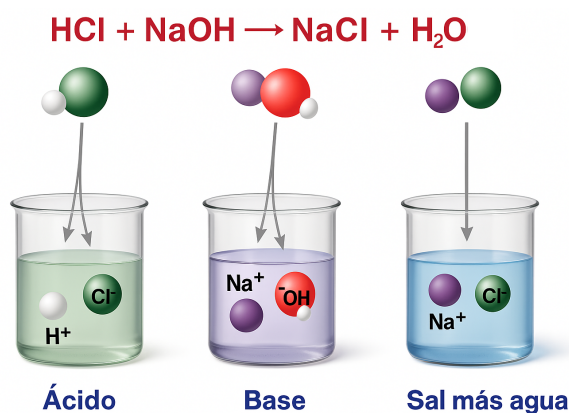


Figura 6.7: Ejemplo de una reacción ácido-base.

#### ■ Reacciones de oxidación-reducción

Estas reacciones también se conocen como **reacciones redox**. Las reacciones de oxidación-reducción se consideran como reacciones de transferencia de electrones. Este proceso de transferencia se ilustra en la Figura 6.8.

Las reacciones de oxidación-reducción forman una parte importante del mundo que nos rodea. Comprenden desde las reacciones de combustibles fósiles hasta la acción de los blanqueadores domésticos.

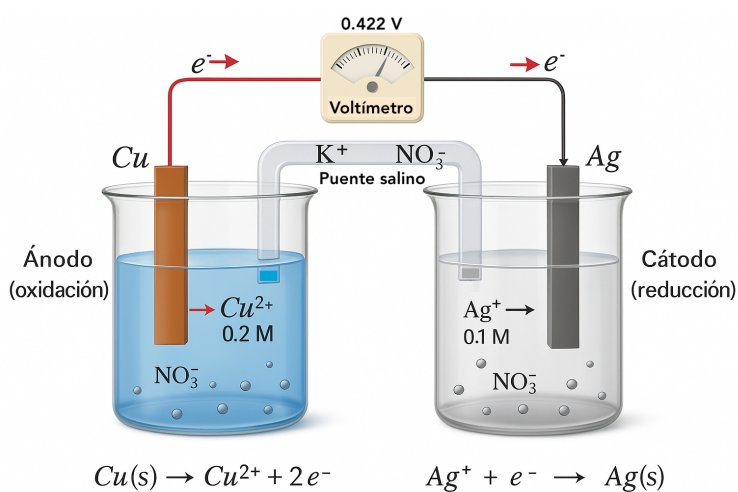
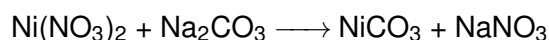


Figura 6.8: Ejemplo de una reacción de oxidación-reducción.

**Ejercicios de la Sección**

**Ejercicio 6.64.** ¿Qué es un electrolito?, ¿cómo se puede diferenciar experimentalmente entre un electrolito débil y un electrolito fuerte? Da un ejemplo de cada uno.

**Ejercicio 6.65.** Balancea la ecuación para la siguiente reacción de precipitación, y luego escribe la ecuación iónica neta. Indica el estado de cada especie (s, l, ac o g).



**Ejercicio 6.66.** Para cada reacción de precipitación escrita a continuación, predice los productos. Balancea la ecuación completa y luego escribe la ecuación iónica neta.

- a)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{KBr}(\text{ac}) \longrightarrow$
- b)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{KF}(\text{ac}) \longrightarrow$
- c)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{ac}) \longrightarrow$

**Ejercicio 6.67.** Balancea cada una de las siguientes ecuaciones y luego escribe la ecuación iónica neta.

- a)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) \longrightarrow \text{CuCO}_3(\text{s}) + \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{ac})$
- b)  $\text{Pb}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{HCl}(\text{ac}) \longrightarrow \text{PbCl}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- c)  $\text{BaCO}_3(\text{s}) + \text{HCl}(\text{ac}) \longrightarrow \text{BaCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- d)  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{ac}) + \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s}) \longrightarrow \text{Ni}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

**Ejercicio 6.68.** Cierta cantidad de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) se derrama en un banco del laboratorio. Puedes neutralizar el ácido rociándolo con bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) y luego eliminando la solución resultante. Se agrega bicarbonato de sodio hasta que se detiene el burbujeo debido a la formación de  $\text{CO}_2$ . El bicarbonato de sodio reacciona con el ácido sulfúrico de acuerdo con:



Si se derramaron 27 ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6.0 M, ¿cuál es la masa mínima de  $\text{NaHCO}_3$  que se debe agregar al derrame para neutralizar el ácido?

**Ejercicio 6.69.** El ácido acetilsalicílico ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ) es un ácido comúnmente conocido como *aspirina*. Una tableta de aspirina contiene solo una pequeña cantidad del ácido. En un experimento para determinar su composición, se trituró una tableta de aspirina y se disolvió en agua destilada. Se necesitaron 12.25 mL de una solución de  $\text{NaOH}$  al 0.1466 M para neutralizar la solución de aspirina. Calcula la cantidad de granos de aspirina en la tableta (un grano es igual a 0.0648 g).

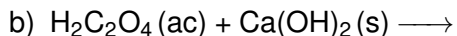
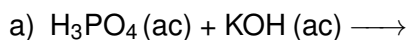
**Ejercicio 6.70.** La reacción de neutralización del ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) ocurre en presencia de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ). Los productos de esta reacción son el fosfato de sodio ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ) y agua. A partir de esta información:

- a) Escribe la ecuación química balanceada que representa esta reacción.

- b) ¿Cuántos gramos de  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  se obtienen, si el rendimiento experimental de la reacción es del 75.00%?

**Ejercicio 6.71.** Escribe una ecuación balanceada para la ionización del ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) en el agua.

**Ejercicio 6.72.** Completa y balancea las ecuaciones para las siguientes reacciones ácido-base. Nombra los reactivos y productos.



*Nota:*  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  es ácido oxálico, un ácido capaz de donar dos iones  $\text{H}^+$ .

**Ejercicio 6.73.** Una tableta antiácida contiene  $\text{NaHCO}_3$ . ¿Qué masa de este compuesto se requiere para neutralizar 178 mL de ácido estomacal ( $\text{HCl}$ ) con una concentración de 2.91 M?

## 7. NOCIONES DE EQUILIBRIO QUÍMICO

### 7.1 Velocidad de una reacción química

Una reacción química es aquella que se produce cuando las sustancias participantes se transforman en otras distintas

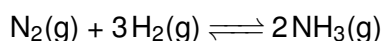
**Cinética química o cinética de las reacciones** es la rama de la química que estudia las velocidades de las reacciones y los mecanismos involucrados en dichas transformaciones. Todas las reacciones químicas pueden ser descritas bajo una condición de equilibrio, especialmente las reacciones reversibles

**Velocidad de reacción (v)** es una magnitud que expresa el cambio de concentración de un reactivo o de un producto respecto al tiempo, es decir, qué tan rápido desaparece un reactivo o qué tan rápido se está formando un producto; depende de la temperatura, la presión, las concentraciones de las especies involucradas y/o la presencia de un **catalizador o inhibidor**.

Las unidades de la velocidad de reacción generalmente son unidades de concentración respecto al tiempo, por ejemplo:  $\frac{M}{s}$ ,  $\frac{M}{min}$ ,  $\frac{ppm}{s}$ , etc.

Las reacciones reversibles son aquellas que en algún punto de su desarrollo alcanzan un estado de equilibrio en un tiempo finito. Se representan o se pueden identificar por el uso de la doble flecha (con dos puntas antiparalelas) en la ecuación química.

Las expresiones de velocidad de reacción se pueden escribir en función de la disminución de la concentración de un reactivo respecto al tiempo o de la formación de algún producto respecto al tiempo. Por ejemplo, para la reacción:



la ecuación de velocidad se puede expresar como:

$$V_r = -\frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{H}_2]}{3\Delta t} = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{2\Delta t}$$

La velocidad de una reacción química se puede representar en una **gráfica de concentración vs tiempo** como la que se muestra en la figura 7.1.

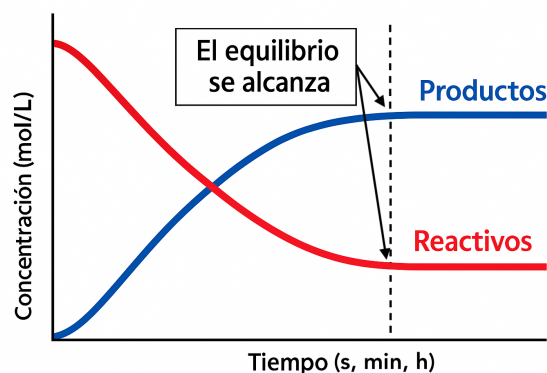


Figura 7.1: Representación gráfica de los cambios en la concentración de reactivos y productos en función del tiempo.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 7.1.** Describe qué entiendes por velocidad de una reacción química. Explica cuáles son las unidades de la velocidad de una reacción química.

**Ejercicio 7.2.** Escribe las expresiones de velocidad de reacción para los siguientes procesos químicos, en términos de la desaparición de los reactivos y la aparición de los productos:

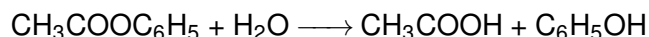
- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$
- $5\text{Br}^-(\text{ac}) + \text{BrO}_3^-(\text{ac}) + 6\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow 3\text{Br}_2(\text{ac}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $2\text{O}_3(\text{g}) \longrightarrow 3\text{O}_2(\text{g})$
- $2\text{HOF}(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HF}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

**Ejercicio 7.3.** Escribe las expresiones de velocidad de reacción para los siguientes procesos químicos, en términos de la desaparición de los reactivos y la aparición de los productos:

- $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $2\text{NO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NOBr}(\text{g})$
- $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

**Ejercicio 7.4.** En la reacción  $2\text{O}_3(\text{g}) \longrightarrow 3\text{O}_2(\text{g})$ , la velocidad de formación de  $\text{O}_2$  es de  $1.5 \times 10^{-3} \text{ mol/L s}$ . ¿Cuál es la velocidad de descomposición de  $\text{O}_3$ ?

**Ejercicio 7.5.** El acetato de fenilo ( $\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_5$ ), un éster, reacciona con el agua para formar ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) y fenol ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ ), de acuerdo con la siguiente ecuación química:



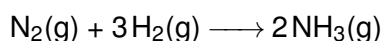
En un experimento realizado a 5 °C, se recolectaron los siguientes datos:

| Tiempo (s) | [Acetato de fenilo] (mol/L) |
|------------|-----------------------------|
| 0.0        | 0.550                       |
| 15.0       | 0.420                       |
| 30.0       | 0.310                       |
| 45.0       | 0.230                       |
| 60.0       | 0.170                       |
| 75.0       | 0.120                       |
| 90.0       | 0.085                       |

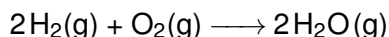
A partir de esta información, realiza lo siguiente:

- Traza la gráfica de la concentración de acetato de fenilo frente al tiempo y describe la forma de la curva observada.
- Calcula la razón de cambio del acetato de fenilo durante el período de 15.0 segundos a 30.0 segundos y también durante el período de 75.0 segundos a 90.0 segundos. ¿Por qué un valor es más pequeño que el otro?
- ¿Cuál es la razón de cambio de la concentración de fenol durante el período de tiempo de 60.0 segundos a 75.0 segundos?
- ¿Cuál es la velocidad instantánea a 15.0 segundos?

**Ejercicio 7.6.** En la síntesis de amoníaco, si la razón de cambio de la concentración de hidrógeno con respecto al cambio en el tiempo es:  $-\Delta[\text{H}_2]/\Delta t = 4.5 \times 10^{-4} \text{ mol/L min}$ , ¿qué valor tendrá  $\Delta[\text{NH}_3]/\Delta t$ ? La reacción que describe el proceso es:



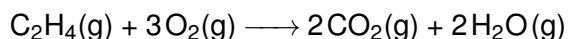
**Ejercicio 7.7.** Considera la reacción de combustión de hidrógeno:



Si el hidrógeno se quema a una razón de 0.48 mol/L s, responde lo siguiente:

- ¿A qué velocidad se consume el oxígeno?
- ¿Cuál es la velocidad de formación del vapor de agua?

**Ejercicio 7.8.** La combustión del etileno ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) ocurre de acuerdo con la siguiente reacción:



Si la concentración de  $\text{C}_2\text{H}_4$  disminuye a razón de 0.036 M/s, ¿cuál es la razón de cambio en la concentración de  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ ?

## 7.2 Equilibrio químico y constante de equilibrio

Las reacciones químicas que transcurren en un recipiente cerrado pueden alcanzar un **estado de equilibrio** que se caracteriza porque las concentraciones de los reactivos y de los productos permanecen inalteradas a lo largo del tiempo. Es decir, bajo determinadas condiciones de presión y temperatura la reacción no progresa más y se dice que ha alcanzado el estado de equilibrio.

El **equilibrio químico** es un estado en el que no hay ningún cambio notable con respecto al tiempo, significa que la velocidad en que los reactivos se transforman a productos es la misma velocidad en la que los productos regeneran a los reactivos.

El **equilibrio homogéneo** es aquel en el que todas las sustancias, tanto los reactivos como los productos, se encuentran en el mismo estado de agregación.

El **equilibrio heterogéneo** es aquel que se da entre sustancia en dos o más estados de agregación. En este tipo de equilibrio la concentración de un sólido o un líquido puro es constante cuando la temperatura y la presión son constantes.

La **constante de equilibrio** ( $K$ ) es una magnitud que nos ayuda a entender si una reacción tiende a mostrar una concentración más alta de productos o de reactivos en el equilibrio. Se puede calcular con la ley de acción de masas.

*La ley de acción de masas establece que en un proceso elemental, el producto de las concentraciones de los productos en el equilibrio, elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, dividido por el producto de las concentraciones de los reactivos elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, es un valor constante para cada temperatura.*

Podemos expresar el enunciado anterior en forma de una ecuación matemática. Sea una reacción química reversible cualquiera como la que se presenta a continuación, donde A y B son los reactivos, C y D los productos, y a, b, c y d son los respectivos coeficientes estequiométricos de la reacción balanceada:



Para una reacción genérica como ésta, la **constante de equilibrio** viene dada por:

$$K_c = \frac{[C]_{eq}^c [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a [B]_{eq}^b} \quad (7.2)$$

donde  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$  y  $[D]$  son las concentraciones molares de A, B, C y D en el equilibrio.

El término  $K_c$  es la constante de equilibrio asociada a concentraciones molares, por convenio se suele escribir de manera adimensional. Este valor de la constante de equilibrio varía con la temperatura.

La ecuación 7.2 para la constante de equilibrio, se aplica a cualquier reacción química en la que todas las sustancias estén en la misma fase (es decir, que todas estén en fase acuosa, o en



fase gaseosa, por ejemplo). Sin embargo, para el caso de las reacciones en fase gaseosa, es más conveniente trabajar con presiones que con concentraciones.

Como la concentración molar de los gases es proporcional a su presión parcial, entonces la fórmula de la constante de equilibrio se puede reescribir en términos de dichas presiones, de la siguiente manera:

$$K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} \quad (7.3)$$

Donde  $p_A$ ,  $p_B$ ,  $p_C$  y  $p_D$  son las presiones parciales de A, B, C y D respectivamente, y  $a$ ,  $b$ ,  $c$  y  $d$  siguen siendo los coeficientes estequiométricos.

El término  $K_p$  es la constante de equilibrio asociada a presiones parciales, por convenio se suele escribir de manera adimensional. Es común emplearla cuando en los equilibrios estudiados todas las especies son gases.

La **presión parcial** es la presión que ejerce un gas en particular en una mezcla de gases, los cuales, generalmente se consideran como **gases ideales** y por consiguiente podemos emplear la **ecuación de los gases ideales y ley de las presiones parciales de Dalton**, la cual establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de presiones parciales de los gases que la conforman, de esta manera podemos emplear ambas para resolver problemas.

$$P_T = p_1 + p_2 + \dots + p_N = \sum_i^N P_i \quad (7.4)$$

donde  $P_T$  es la presión total de una mezcla de gases,  $P_i$  es la presión parcial del gas  $i$ -ésimo presente en la mezcla y  $N$  es el número de gases que forman la mezcla.

En las reacciones químicas en equilibrio que involucran gases, la constante de equilibrio puede expresarse de dos maneras: en términos de concentraciones molares ( $K_c$ ) o en términos de presiones parciales ( $K_p$ ). Ambas constantes están relacionadas, y su deducción parte de la ley de los gases ideales y de la definición de las constantes de equilibrio. A continuación mostramos esta deducción.

Para un gas ideal, la ecuación de estado es:

$$PV = nRT \quad (7.5)$$

donde  $P$  es la presión,  $V$  es el volumen,  $n$  es el número de moles,  $R$  es la constante de los gases ideales y  $T$  es la temperatura absoluta. La constante  $R$  tiene diferentes valores, dependiendo del sistema de unidades que utilicemos. En la Tabla 7.1 se muestran los diferentes valores y las unidades de esta constante.

Si tenemos una mezcla de gases, podemos escribir la ecuación del gas ideal para el  $i$ -ésimo

Tabla 7.1: Valores de la constante de los gases ideales en diferentes unidades

| Unidades                                         | Valor de R          |
|--------------------------------------------------|---------------------|
| Joules entre mol por kelvin                      | 8.314 J/mol·K       |
| Litros por atmósferas entre mol por kelvin       | 0.08206 L·atm/mol·K |
| Calorías entre mol por kelvin                    | 1.987 cal/mol·K     |
| Litros por mmHg entre mol por kelvin             | 62.364 L·mmHg/mol·K |
| Pascales por metros cúbicos entre mol por kelvin | 8.314 Pa·m³/mol·K   |

componente como:

$$P_i V = n_i R T$$

Reorganizando, obtenemos la presión parcial del  $i$ -ésimo componente como:

$$P_i = \frac{n_i}{V} R T = [i] R T$$

donde  $[i]$  es la concentración molar del gas  $i$ . Sustituyendo esta relación en la expresión para  $K_p$  (ecuación 7.3), obtenemos:

$$K_p = \frac{([C]RT)^c ([D]RT)^d}{([A]RT)^a ([B]RT)^b}$$

Aplicando las leyes de los exponentes, podemos reorganizar los términos de la siguiente manera:

$$K_p = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \cdot (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

De esta forma, obtenemos la relación entre  $K_p$  y  $K_c$ :

$$K_p = K_c (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

Si definimos a  $\Delta n = (c + d) - (a + b)$ , que es la diferencia en el número de moles de los productos gaseosos y los reactivos gaseosos, la última ecuación se puede escribir como:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad (7.6)$$

La ecuación que relaciona  $K_c$  y  $K_p$  depende del número de moles de gases involucrados y de la temperatura. Si no hay un cambio en el número de moles gaseosos ( $\Delta n = 0$ ), entonces  $K_c$  y  $K_p$  son iguales.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 7.9.** A qué concepto se refiere la siguiente definición: *es el estado alcanzado en una reacción reversible en el cual la velocidad de reacción en la dirección de formación de productos es*

igual a la velocidad de reacción en sentido opuesto (regeneración de reactivos).

**Ejercicio 7.10.** ¿Por qué es importante el concepto de equilibrio químico en el estudio de las reacciones químicas?

**Ejercicio 7.11.** Describe qué es el equilibrio homogéneo y qué es el equilibrio heterogéneo. Da un ejemplo de cada uno.

**Ejercicio 7.12.** Explica el significado de los símbolos  $K_c$  y  $K_p$ , y describe lo que representa el subíndice de cada símbolo.

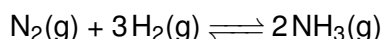
**Ejercicio 7.13.** Si la  $K_c$  es grande ( $K_c > 1$ ), ¿qué implicación tiene esta condición para el equilibrio resultante?

**Ejercicio 7.14.** Para el sistema  $3A \rightleftharpoons B$ , representa gráficamente la evolución de las concentraciones de A y B en función del tiempo, considerando las siguientes condiciones iniciales:

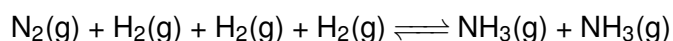
- En el primer caso, se parte únicamente de A al inicio.
- En el segundo caso, solo se dispone de B al principio.
- En la tercera situación, se tienen tanto A como B al comienzo, con la concentración de A siendo inicialmente mayor que la de B.

Asume que en el estado de equilibrio la concentración de B es superior a la de A, en todos los casos.

**Ejercicio 7.15.** Demuestra por qué los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada deben ser los exponentes en la expresión de la constante de equilibrio. Para esta demostración puedes apoyarte de una reacción en particular, por ejemplo:



la cual puedes escribir como:



**Ejercicio 7.16.** Dada las siguientes reacciones:

- |                                                   |                           |
|---------------------------------------------------|---------------------------|
| 1. $O_2(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g)$ | $K = 1.7 \times 10^{27}$  |
| 2. $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$        | $K = 4.65 \times 10^{-3}$ |
| 3. $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$    | $K = 5.0 \times 10^{-31}$ |
| 4. $Cl_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$  | $K = 3.2 \times 10^{16}$  |
| 5. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ | $K = 5.0 \times 10^5$     |
| 6. $SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ | $K = 1.8 \times 10^{-1}$  |
| 7. $2HF(g) \rightleftharpoons F_2(g) + H_2(g)$    | $K = 1.0 \times 10^{-13}$ |
| 8. $2NOCl(g) \rightleftharpoons Cl_2(g) + 2NO(g)$ | $K = 4.7 \times 10^{-4}$  |

Analiza el valor de la constante de equilibrio y responde los siguiente:

- a) En qué reacciones el equilibrio se desplaza hacia los productos (hacia la derecha).  
 b) En qué reacciones el equilibrio se desplaza hacia los reactivos (hacia la izquierda).

**Ejercicio 7.17.** Escribe las ecuaciones de las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ , considerando los estados de agregación, según sea el caso, de las siguientes reacciones:

- a)  $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$   
 b)  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$   
 c)  $2\text{ZnO}(\text{s}) + 2\text{SO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{ZnS}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$   
 d)  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$   
 e)  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$   
 f)  $\text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$   
 g)  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$   
 h)  $2\text{HgO}(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$   
 i)  $\text{CO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$   
 j)  $3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{O}_3(\text{g})$   
 k)  $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$   
 l)  $\text{Fe}(\text{s}) + 5\text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CO})_5(\text{g})$   
 m)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$   
 n)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac})$

### 7.3 Cociente de reacción

El **cociente de reacción** se designa con la letra  $Q$  y coincide con la expresión de la constante de equilibrio, pero con la diferencia de que puede ser evaluado en cualquier instante de la reacción y para cualquier valor de las concentraciones de los reactivos y/o de los productos. No es necesario el estado de equilibrio para calcular el valor de  $Q$ .

$$Q = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b} \quad (7.7)$$

Analizando la ecuación 7.7, podemos ver que pueden darse las siguientes situaciones:

- Si  $Q = K_c$ , el sistema está en equilibrio.
- Si  $Q \neq K_c$ , el sistema evolucionará hacia el estado de equilibrio. Para saber en qué sentido evolucionará la reacción es necesario comparar los valores de ambos:
  - Si  $Q < K_c$ , significa que el cociente de las concentraciones iniciales es menor que el que debería ser en el equilibrio. El modo de alcanzar el equilibrio es incrementar la concentración de productos, ya que así se reducen las concentraciones de reactivos. La reacción directa se produce con mayor velocidad que la inversa, hasta que se alcanza el equilibrio. Es decir, el equilibrio se desplaza hacia los productos.
  - Si  $Q > K_c$ , el valor del cociente de las concentraciones iniciales es superior al que

corresponde en el estado de equilibrio. La reacción inversa se produce con mayor velocidad que la directa, hasta que el valor de  $Q$  se iguala con  $K_c$ . Es decir, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos.

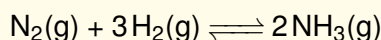
Si conocemos el valor de la  $K_c$ , podemos conocer el estado de la reacción calculando, si es posible, el valor de  $Q$ . De esta forma se puede determinar si el proceso ha alcanzado o no el equilibrio.

### Ejemplo 7.1: Uso del cociente de reacción

En un reactor de 3.5 L, a 200 °C, hay 0.249 moles de  $N_2$ ,  $3.21 \times 10^{-2}$  moles de  $H_2$  y  $6.42 \times 10^{-4}$  moles de  $NH_3$  (amoníaco). Si el valor de la constante de equilibrio para el proceso de formación del amoníaco, a 200 °C, es  $K_c = 0.65$ , indica si el sistema se encuentra en equilibrio y en caso contrario ¿qué debe ocurrir para que el sistema alcance el equilibrio?

#### Estrategia:

Podemos plantear la ecuación química que describe la reacción:



Como tenemos las cantidades de moles de cada sustancia y el volumen del reactor, primero debemos calcular las concentraciones y después usar la ecuación 7.7, que define el cociente de reacción.

#### Solución:

La concentración de  $N_2$  es:  $[N_2] = \frac{0.249 \text{ mol}}{3.5 \text{ L}} = 7.11 \times 10^{-2} \text{ M}$

La concentración de  $H_2$  es:  $[H_2] = \frac{3.21 \times 10^{-2} \text{ mol}}{3.5 \text{ L}} = 9.17 \times 10^{-3} \text{ M}$

La concentración de  $NH_3$  es:  $[NH_3] = \frac{6.42 \times 10^{-4} \text{ mol}}{3.5 \text{ L}} = 1.83 \times 10^{-4} \text{ M}$

Si sustituimos estos valores de concentración en la ecuación 7.7, tenemos:

$$Q = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{(1.83 \times 10^{-4})^2}{(7.11 \times 10^{-2})(9.17 \times 10^{-3})^3} = 0.61$$

Dado que  $Q = 0.61 < K_c = 0.65$ , el sistema no está en equilibrio. Para alcanzar el equilibrio,  $Q$  debe aumentar hasta igualar a  $K_c$ , por lo que la reacción se desplaza hacia la derecha, favoreciendo la formación de  $NH_3$ . ■

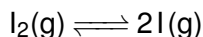
#### Verificación:

Podemos verificar que el resultado es correcto revisando las operaciones matemáticas.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 7.18.** La disociación del yodo molecular ( $I_2$ ) para formar yodo atómico, se realiza de

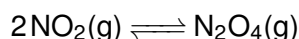
acuerdo con la reacción:



la cual tiene una  $K_c = 5.6 \times 10^{-12}$  a 500 K. Una mezcla tiene  $[\text{I}_2] = 0.020 \text{ mol/L}$  y  $[\text{I}] = 1.35 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$ .

- ¿A esta temperatura, la reacción está en equilibrio?
- Si no está en equilibrio, ¿en qué dirección (de reactivos a productos o viceversa) debe proceder la reacción para alcanzar el equilibrio?

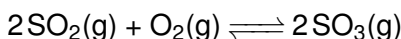
**Ejercicio 7.19.** La reacción



tiene una constante de equilibrio  $K_c = 170$  a 25 °C. Si  $2.0 \times 10^{-3}$  moles de  $\text{NO}_2$  se combinan con  $1.5 \times 10^{-3}$  moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un matraz de 10.0 L.

- ¿El sistema está en equilibrio?
- Si no está en equilibrio, ¿la concentración de  $\text{NO}_2$  aumenta o disminuye a medida que el sistema tiende al equilibrio?

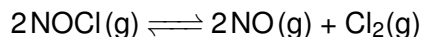
**Ejercicio 7.20.** Una mezcla de gases  $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}_2$  y  $\text{SO}_3$ , a 1000 K, contiene las siguientes concentraciones:  $[\text{SO}_2] = 5.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ,  $[\text{O}_2] = 1.9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$  y  $[\text{SO}_3] = 6.9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ . El proceso se realiza de acuerdo con la siguiente reacción:



la cual tiene una constante  $K_c = 279$ .

- ¿A 1000 K, la reacción está en equilibrio?
- Si no está en equilibrio, ¿en qué dirección (de reactivos a productos o viceversa) debe proceder la reacción para alcanzar el equilibrio?

**Ejercicio 7.21.** La constante de equilibrio,  $K_c$ , para la reacción:



es  $3.9 \times 10^{-3}$  a 300 °C. Una mezcla contiene a los gases con las siguientes concentraciones:  $[\text{NOCl}] = 5.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ,  $[\text{NO}] = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$  y  $[\text{Cl}_2] = 2.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ .

- ¿La reacción está en equilibrio?
- Si no está en equilibrio, ¿en qué dirección (de reactivos a productos o viceversa) debe proceder la reacción para alcanzar el equilibrio?

## 7.4 Cálculo de la constante de equilibrio

Los valores que se usan para el cálculo de la  $K_c$  están relacionados con las concentraciones molares. Es muy importante recordar que  $K_c$  es adimensional, es decir, no tiene unidades.

Las especies que intervienen en el cálculo de la  $K_c$  son aquellas que pueden variar su concentración durante la reacción. Por tanto, son sustancias que están en disolución o en forma gaseosa, tanto en equilibrios homogéneos como para heterogéneos.

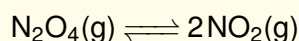
Las sustancias en estado sólido se considera que está incluidas en la constante de equilibrio. Para el cálculo de la constante de equilibrio en sistemas heterogéneos solo se incluyen las concentraciones de todas las sustancias gaseosas que están presentes en el equilibrio.

Es importante recordar que.

- Si  $K_c$  tiene un **valor grande** (mayor a 1), el equilibrio se desplaza **hacia los productos**.
- Si  $K_c$  tiene un **valor pequeño** (menor a 1), el equilibrio se desplaza **hacia los reactivos**.

### Ejemplo 7.2: Constante de equilibrio

Para el sistema:



se encuentra que, a 25 °C, las concentraciones en equilibrio son 0.0457 mol/L de  $\text{NO}_2$  y 0.448 mol/L de  $\text{N}_2\text{O}_4$ . ¿Cómo será el rendimiento de esta reacción?

#### Estrategia:

Como las cantidades conocidas son concentraciones en unidades de mol/L, debemos usar la ecuación 7.2, que define la constante de equilibrio.

#### Solución:

Si sustituimos los valores dados en la ecuación 7.2, tenemos:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0.0457)^2}{0.448} = 4.65 \times 10^{-3}$$

Este resultado indica que la reacción, a 25 °C, está desplazada hacia los reactivos, es decir hacia la izquierda; por tanto, el rendimiento será bajo. ■

#### Verificación:

Podemos verificar que el resultado es correcto revisando las operaciones matemáticas.

### Ejercicios de la Sección

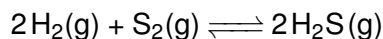
**Ejercicio 7.22.** Una forma de obtener cloro molecular es mediante la reacción de descomposición del pentacloruro de fósforo a 250 °C:



En el laboratorio se analizó esta reacción y se encontró que, en el equilibrio, las concentraciones de las especies presentes en la reacción eran  $[\text{PCl}_5] = 4.2 \times 10^{-5}$  mol/L,  $[\text{PCl}_3] = 1.3 \times 10^{-2}$  mol/L

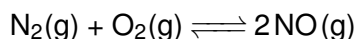
y  $[\text{Cl}_2] = 3.9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ . Calcula la constante de equilibrio,  $K_c$ , para esta reacción.

**Ejercicio 7.23.** En un sistema que se encuentra en equilibrio a una temperatura de 973 K, se determinó que hay 2.50 moles de  $\text{H}_2$ ,  $1.35 \times 10^{-5}$  moles de  $\text{S}_2$  y 8.70 moles de  $\text{H}_2\text{S}$  en un reactor con un volumen de 12.0 L.



- a) Calcula el valor de la constante de equilibrio  $K_c$ .
- b) A partir de  $K_c$ , determina el valor de  $K_p$ .

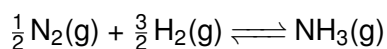
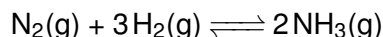
**Ejercicio 7.24.** El siguiente sistema reversible se encuentra en equilibrio a una temperatura de 2473 K.



Si las presiones parciales de los componentes en el equilibrio son de 0.150 atm, 0.330 atm y 0.500 atm para el  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$  y  $\text{NO}$ , respectivamente:

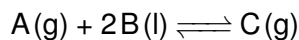
- a) Calcula el valor de la constante de equilibrio  $K_p$ .
- b) A partir de  $K_p$ , determina el valor de  $K_c$ .

**Ejercicio 7.25.** Un reactor que contiene las siguientes especies químicas en equilibrio a cierta temperatura:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2$  y  $\text{H}_2$ , y concentraciones de 0.25 M, 0.11 y 1.91 M, respectivamente. Si la reacción se representa con las siguientes expresiones:

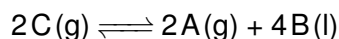


- a) Determina la constante de equilibrio,  $K_c$ , para la síntesis del amoníaco, usando cada expresión.
- b) Analiza los resultados y concluye sobre los mismos

**Ejercicio 7.26.** El valor de constante de equilibrio a temperatura ambiente es de  $1.25 \times 10^{-1}$  para la siguiente reacción:

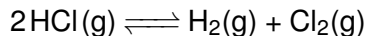


Con esta información, determina el valor de la constante de equilibrio a la misma temperatura para la reacción:

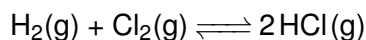


**Ejercicio 7.27.** A temperatura ambiente, el valor de la constante de equilibrio es  $4.17 \times 10^{-34}$  para la reacción:





Determina el valor de la constante de equilibrio a la misma temperatura para la reacción inversa:



**Ejercicio 7.28.** A continuación se presentan los valores de las constante de equilibrio para dos sistemas reversibles a 850.0 °C:



Con la información proporcionada, realiza lo siguiente:

- Escribe las expresiones para calcular la constante de equilibrio  $K_p$ , para cada sistema reversible.
- Calcula el valor de  $K_p$  para la siguiente reacción:  $\text{C(s)} + \text{CO}_2\text{(g)} + 2\text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{COCl}_2\text{(g)}$ , a la misma temperatura.

**Ejercicio 7.29.** Escribe la expresión que relaciona  $K_c$  con  $K_p$ .

- Describe cada uno de sus términos
- Explica bajo qué condiciones los valores de  $K_c$  y  $K_p$  pueden ser iguales.

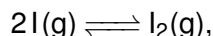
**Ejercicio 7.30.** El cloruro de antimonio (V),  $\text{SbCl}_5$ , se descompone a 721.0 K en fase gaseosa, de acuerdo con la siguiente reacción:



Una vez alcanzado el equilibrio en un reactor de 5.0 L, se tienen  $1.284 \times 10^{-2}$  moles de  $\text{SbCl}_5$ ,  $4.0068 \times 10^{-2}$  moles de cloruro de antimonio (III),  $\text{SbCl}_3$ , y de cloro,  $\text{Cl}_2$ .

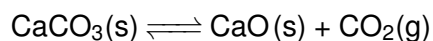
- Calcula  $K_c$  a 721 K.
- Calcula  $K_p$  a 721 K.

**Ejercicio 7.31.** La constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción:



es  $2.63 \times 10^4$  a 1000.0 K. Calcula  $K_c$  y  $K_p$  para la reacción inversa.

**Ejercicio 7.32.** La presión en el equilibrio del siguiente sistema reversible:



es 0.15 atm a 298 K.

- Calcula  $K_p$
- Calcula  $K_c$



sustancia que ha reaccionado y la cantidad inicial de dicha sustancia, y se expresa mediante la siguiente fórmula:

$$\alpha = \frac{n_i - n_f}{n_i}$$

Donde:

- $n_i$  es la cantidad inicial de la sustancia antes de la reacción (moles iniciales).
- $n_f$  es la cantidad de sustancia que queda sin reaccionar al final del proceso (equilibrio).
- $n_i - n_f$  es la cantidad de sustancia que reaccionó (moles disociados).

Si definimos a  $x$  como  $x = n_i - n_f$ , la ecuación del grado de disociación se puede escribir en la forma:

$$\alpha = \frac{x}{n_i} = \frac{\text{Moles disociados}}{\text{Total de moles iniciales}} \quad (7.8)$$

Este parámetro es fundamental para el análisis de equilibrios químicos y el comportamiento de sistemas dinámicos en reacciones químicas, permitiendo evaluar cuán completa es una reacción bajo ciertas condiciones.

El grado de reacción, denotado por  $\alpha$ , indica la proporción en la cual un reactivo en particular se transforma en producto.

Al multiplicar por 100 el cociente de la ecuación 7.8, obtenemos el grado de disociación expresado en porcentaje, el cual nos da una idea de la evolución del equilibrio.

### Ejemplo 7.3: Concentraciones en el equilibrio y grado de reacción

En un experimento realizado a una temperatura de 200 °C en un reactor de 2.0 L, el pentacloruro de fósforo ( $\text{PCl}_5$ ) se descompone parcialmente para generar cloro ( $\text{Cl}_2$ ) y tricloruro de fósforo ( $\text{PCl}_3$ ). A esta temperatura, la constante de equilibrio para la reacción es de  $7.93 \times 10^{-3}$ . Se introducen 0.03 moles de  $\text{PCl}_5$  en el reactor y se eleva la temperatura. Determinar:

1. Las concentraciones de las especies químicas en el equilibrio.
2. El grado de disociación del  $\text{PCl}_5$ .

#### Estrategia:

Para abordar este problema, comenzamos estableciendo la ecuación química balanceada que representa el proceso de disociación:



Resolvemos el problema en los siguientes pasos:

**Paso 1:** Calcular la concentración inicial de  $\text{PCl}_5$  en el reactor.

**Paso 2:** Escribir la expresión de equilibrio considerando las concentraciones iniciales, los cambios y las concentraciones en equilibrio.

**Paso 3:** Determinar las concentraciones de las especies en el equilibrio.

**Paso 4:** Calcular el grado de disociación de  $\text{PCl}_5$ .

**Solución:**

**Paso 1:**

Dado que conocemos el número de moles iniciales de  $\text{PCl}_5$  y el volumen del reactor, podemos calcular la concentración inicial de  $\text{PCl}_5$ :

$$[\text{PCl}_5] = \frac{0.03 \text{ mol}}{2.0 \text{ L}} = 0.015 \text{ mol/L}$$

**Paso 2:**

Definimos la concentración inicial, el cambio y el equilibrio para cada especie. Considerando que  $x$  representa la cantidad de  $\text{PCl}_5$  que se disocia, tenemos:

|              | $\text{PCl}_5(\text{g})$ | $\rightleftharpoons$ | $\text{PCl}_3(\text{g})$ | + | $\text{Cl}_2(\text{g})$ |
|--------------|--------------------------|----------------------|--------------------------|---|-------------------------|
| [Inicio]     | 0.015                    |                      | —                        |   | —                       |
| [Cambio]     | $-x$                     |                      | $x$                      |   | $x$                     |
| [Equilibrio] | $0.015 - x$              |                      | $x$                      |   | $x$                     |

A partir de esta tabla, podemos ver que en el equilibrio:

$$[\text{PCl}_5] = 0.015 - x, \quad [\text{PCl}_3] = x, \quad [\text{Cl}_2] = x$$

**Paso 3:**

La constante de equilibrio  $K_c$  se expresa en términos de las concentraciones de las especies:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{x \cdot x}{0.015 - x}$$

Sustituyendo el valor de  $K_c$ :

$$7.93 \times 10^{-3} = \frac{x^2}{0.015 - x}$$

Reorganizando la expresión previa, tenemos una ecuación cuadrática de la forma:

$$x^2 + 7.93 \times 10^{-3}x - 1.1895 \times 10^{-4} = 0$$

Resolviendo la ecuación, obtenemos dos posibles valores de  $x$ :

$$x_1 = 7.6398 \times 10^{-3}, \quad x_2 = -1.557 \times 10^{-2}$$

Dado que  $x$  representa una concentración, descartamos el valor negativo y usamos:

$$x = 7.6398 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Por lo tanto, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} = [\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = 7.6398 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{PCl}_5]_{\text{eq}} = 0.015 - 7.6398 \times 10^{-3} = 7.3602 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

■

**Paso 4:**

El grado de disociación ( $\alpha$ ) se calcula como la fracción de  $\text{PCl}_5$  que se disocia:

$$\alpha = \frac{[\text{PCl}_5]_i - [\text{PCl}_5]_{\text{eq}}}{[\text{PCl}_5]_i}$$

Sustituyendo los valores:

$$\alpha = \frac{0.015 - 7.3602 \times 10^{-3}}{0.015} = 0.50932$$

Que expresado en porcentaje es:

$$\alpha = 0.50932 \times 100\% = 50.932\%$$

Por lo tanto, el **50.932%** del  $\text{PCl}_5$  se ha disociado en el equilibrio.

■

**Verificación:**

Podemos verificar que el resultado es correcto revisando las operaciones matemáticas.

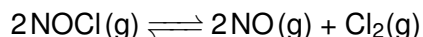
**Ejercicios de la Sección**

**Ejercicio 7.36.** La constante de equilibrio  $K_c$  para la disociación del tetraóxido de dinitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ):  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$  a 298.0 K es de  $4.630 \times 10^{-3}$ . Si al inicio de la reacción solo se cuenta con 0.150 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un reactor de 5.0 L. Determina las concentraciones de todas las especies químicas en el equilibrio.

**Ejercicio 7.37.** Cuando el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) reacciona con el sulfuro de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{S}$ ) a cierta temperatura (500.0 K), el valor de su constante de equilibrio es de  $K_c = 400.0$ . Si las condiciones iniciales en un proceso son de 1.0 mol tanto de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) como de sulfuro de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{S}$ ) en un reactor de 10.0 L. Determina:

- El valor  $K_p$  a 500.0 K.
- Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.
- El número de moles de todas las especies en el equilibrio.

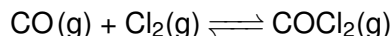
**Ejercicio 7.38.** El cloruro de nitrosilo (NOCl) se puede disociar de acuerdo con el siguiente proceso reversible:



Inicialmente se colocan 2.50 moles de (NOCl) en un reactor con un volumen de 1.50 L a una temperatura de 673.0 K. Después de que el sistema ha alcanzado el equilibrio, se determinó que el NOCl se había disociado en un 28.00 %.

- Calcula el valor de  $K_c$ .
- Calcula el valor de  $K_p$ .
- Determina las concentraciones de las especies en el equilibrio.

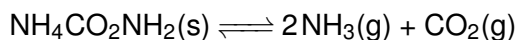
**Ejercicio 7.39.** En un proceso se colocan inicialmente 3.0 moles de cada reactivo,  $\text{Cl}_2$  y  $\text{CO}$ , en un reactor de 5.0 L a 873.0 K. Cuando el sistema llegó al equilibrio se determinó que se había disociado el 3.3% del  $\text{Cl}_2$ . Si el proceso se lleva a cabo de acuerdo con la siguiente reacción:



realiza lo siguiente:

- Calcula el valor de  $K_c$ .
- Calcula el valor de  $K_p$ .

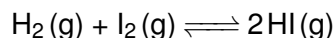
**Ejercicio 7.40.** El carbamato de amonio ( $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2$ ) es producido a gran escala como intermediario químico en la producción de agroquímicos como la urea. Esta sal orgánica se descompone según la siguiente reacción:



Considera que al inicio del proceso solo se encuentra la sal orgánica, y una vez que se ha alcanzado el equilibrio la presión total del sistema es de 0.36 atm y una temperatura de 313.0 K, realice lo siguiente:

- Calcular el valor de  $K_p$ .
- Calcular el valor de  $K_c$ .

**Ejercicio 7.41.** En un proceso se mezclan 0.5 moles de  $\text{H}_2$  con 0.5 moles de  $\text{I}_2$  en un reactor de 10.0 L de volumen y una temperatura de 721.0 K. El valor de  $K_c$  a dicha temperatura es de 50.0, a continuación se muestra la reacción del proceso:



- Determina el valor de  $K_p$  a 721.0 K.
- Determina la presión total del reactor en el equilibrio.
- Calcula el número de moles y la masa en gramos de todas las especies en el equilibrio.
- ¿Cuál es la presión parcial de cada sustancia en el equilibrio?

**Ejercicio 7.42.** Define el concepto de cociente de reacción y explica la diferencia con la constante de equilibrio.

**Ejercicio 7.43.** Se ha determinado que a 308.0 K el valor de la constante de equilibrio para el sistema  $2\text{NO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NOCl(g)}$ , es de  $6.5 \times 10^4$ .

Si en un experimento empleando un reactor de 2.0 L de volumen se mezclan  $2.0 \times 10^{-2}$  moles de NO,  $8.3 \times 10^{-3}$  moles de  $\text{Cl}_2$  y 6.8 moles de NOCl, responde lo siguiente:

- Determina si bajo las condiciones iniciales, el sistema se encuentra en equilibrio.
- Indica hacia qué dirección se va a desplazar el sistema para alcanzar el equilibrio.

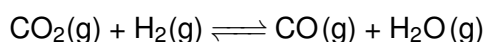
**Ejercicio 7.44.** La descomposición del bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) tiene una constante de  $K_c = 2.50 \times 10^{-14}$  a 373.0 K y sigue la ecuación:



En un reactor de 2.0 L se colocaron 2.50 moles de  $\text{NaHCO}_3$ , 0.15 moles de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $2.50 \times 10^{-2}$  moles de  $\text{CO}_2$  y  $4.00 \times 10^{-2}$  moles de  $\text{H}_2\text{O}$ . Para este proceso, selecciona la respuesta correcta:

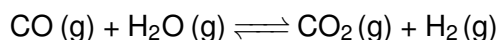
- El sistema nunca alcanzará el equilibrio.
- Para llegar al equilibrio se formará más  $\text{NaHCO}_3$ .
- El sistema se encuentra en equilibrio.
- Para llegar al equilibrio se formarán más  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Ejercicio 7.45.** Cuando el sistema mostrado a continuación, alcanza el equilibrio a 959.0 K, las concentraciones de todas las especies químicas son:  $[\text{CO}] = 0.500 \text{ M}$ ,  $[\text{H}_2] = 0.045 \text{ M}$ ,  $[\text{CO}_2] = 0.086 \text{ M}$  y  $[\text{H}_2\text{O}] = 0.040 \text{ M}$ .



- Calcula el valor de  $K_c$  y  $K_p$  a dicha temperatura.
- Si se adiciona  $\text{CO}_2$  al sistema, hasta alcanzar una concentración de  $\text{CO}_2$  de 0.500 mol/L, determina las concentraciones de todas las especies cuando se alcance el nuevo equilibrio.

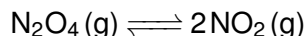
**Ejercicio 7.46.** Para la reacción que se muestra a continuación, la constante de equilibrio a 773.0 K, tiene el valor de  $K_c = 4.0$ .



Si las concentraciones iniciales, tanto para el CO (g) como para el  $\text{H}_2\text{O}$  (g), son de 0.1 M, determina:

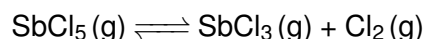
- El valor de  $K_p$ .
- La concentración de cada especie en el equilibrio.
- La presión parcial de cada especie y la presión total en el equilibrio.

**Ejercicio 7.47.** Para la siguiente reacción en equilibrio a 315.0 K, con presiones parciales de  $P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.50 \text{ atm}$  y  $P_{\text{NO}_2} = 0.50 \text{ atm}$ , determina:



- a) El valor de  $K_p$  a 315.0 K.
- b) Las presiones parciales de las especies químicas de una mezcla en equilibrio a una presión total de 2.00 atm, si la temperatura se mantiene constante.

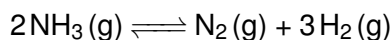
**Ejercicio 7.48.** El pentacloruro de antimonio ( $\text{SbCl}_5$ ) Es un líquido incoloro de olor acre, humeante al contacto con el aire. Se descompone en fase gaseosa a 721.0 K, de acuerdo con la siguiente reacción:



Cuando una mezcla contenida en un reactor de 5.0 L de volumen alcanza el equilibrio, se tienen 3.84 g de  $\text{SbCl}_5$ , 9.14 g de  $\text{SbCl}_3$  y 2.84 g de  $\text{Cl}_2$ . Calcula:

- a) La concentración molar y la presión parcial a 721.0 K de cada especie química en el equilibrio.
- b) Los valores de  $K_c$  y  $K_p$  de la reacción a 721.0 K.

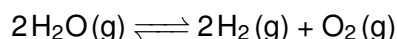
**Ejercicio 7.49.** En un matraz vacío con un volumen de 0.5 L se introduce 1.0 mol de  $\text{NH}_3(\text{g})$ . El reactivo se disocia parcialmente según la reacción:



Cuando el sistema alcanzó el equilibrio, se determinó que aún quedaban 0.5 moles de  $\text{NH}_3(\text{g})$  sin disociar; con esta información determina:

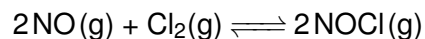
- a) La concentración molar de cada especie química en el equilibrio.
- b) El valor de  $K_c$

**Ejercicio 7.50.** Cuando el vapor de agua se somete a una temperatura de 1273.0 K y una presión total de 1.00 atm, se disocia en un 0.002% de acuerdo con la siguiente reacción:



Determina los valores de  $K_p$  y  $K_c$  a 1273.0 K.

**Ejercicio 7.51.** A una temperatura de 500 K, el valor de la constante de equilibrio de la siguiente reacción es  $K_p = 52.0$ .



En el equilibrio se determinó que la presión parcial de NO es 0.095 atm, mientras que la presión parcial de  $\text{Cl}_2$  fue de 0.171 atm. Calcula la presión parcial del producto (NOCl) en el equilibrio.



## 7.6 El principio de Le Châtelier

El **Principio de Le Châtelier**, postulado por Henri-Louis Le Châtelier (1850-1936), establece que:

*Si un sistema que se encuentra en equilibrio dinámico es perturbado por un factor externo, el sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio.*

Dentro de los factores o variables que afectan el equilibrio se encuentran:

- La concentración
- La presión
- El volumen
- La temperatura

Es importante resaltar que cambiar la temperatura de un sistema en equilibrio tiene un impacto diferente en comparación con otras variables. Un cambio en la temperatura no solo altera las concentraciones de las especies, sino que también modifica el valor de la constante de equilibrio, siendo la única variable capaz de influir directamente en su valor.

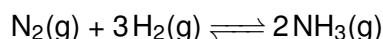
## 7.7 Factores que afectan el equilibrio químico

### Cambios en las concentraciones de reactivos o productos

El principio de Le Châtelier establece que si un sistema que se encuentra en equilibrio es perturbado, el sistema se desplazará hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio, de tal manera que se reduzca al máximo el efecto de la perturbación.

Por consiguiente, si un sistema químico está en equilibrio y se agrega una de las sustancias, ya sea un reactivo o un producto, el sistema se desplazará a modo de restablecer el equilibrio químico transformando parte de la sustancia que se adicionó. Si por el contrario, se elimina una sustancia, esto provocará que el sistema se desplace en el sentido tal que se forme más de la sustancia eliminada.

Consideremos la reacción entre el hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y el nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) para formar amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), una vez que el sistema ya ha alcanzado el equilibrio:



Es importante entender cómo responde este sistema cuando se le añade una cantidad extra de alguno de los reactivos o productos. En este ejemplo, analizaremos el efecto de agregar más  $\text{H}_2$  a un sistema que ya se encuentra en equilibrio. En la Figura 7.2 se ilustra el impacto de esta adición.

Inicialmente, el sistema se encuentra en equilibrio, pero en el momento en que se agrega una cantidad de  $\text{H}_2$ , este equilibrio se altera. Como resultado, la relación entre el cociente de reacción ( $Q_c$ ) y la constante de equilibrio ( $K_c$ ) cambia: el valor de  $Q_c$  disminuye, lo que indica que el sistema

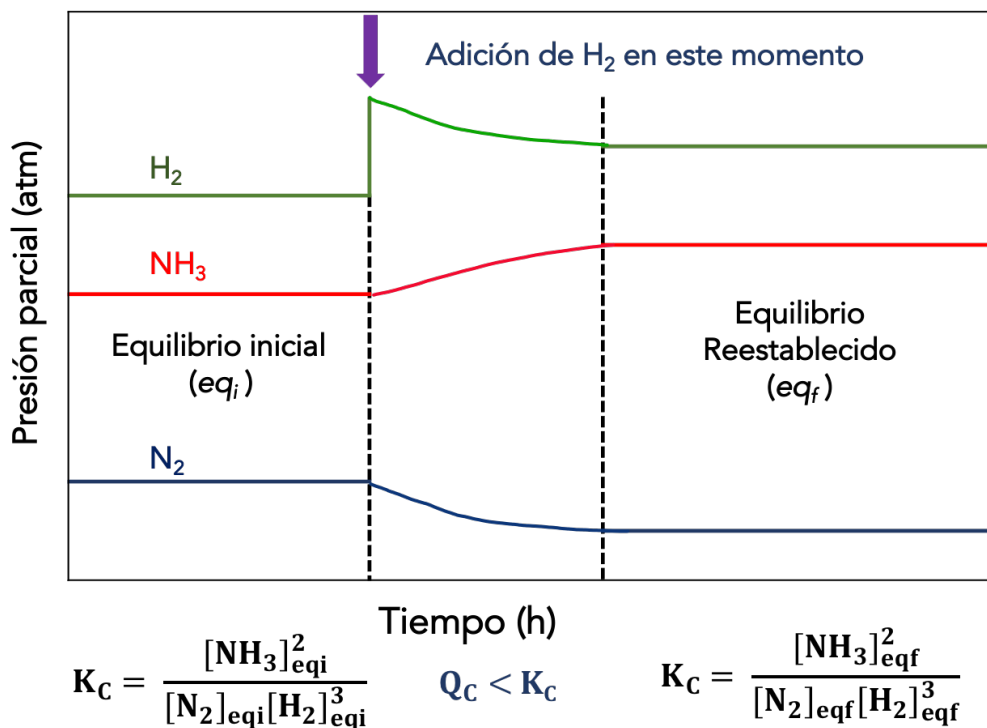


Figura 7.2: Efecto sobre un sistema en equilibrio cuando se aumenta la concentración de un reactivo.

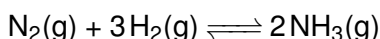
ha sido perturbado. Para restaurar el equilibrio, la reacción se desplaza hacia los productos, lo que aumenta la concentración de  $NH_3$  hasta que  $Q_c$  vuelve a ser igual a  $K_c$ .

Este proceso refleja la tendencia del sistema a minimizar el cambio impuesto, de acuerdo con el principio de Le Châtelier.

### Cambios en el volumen y la presión

Cuando se disminuye el volumen de un sistema en equilibrio, la presión total del gas contenido en el sistema se incrementa. Para contrarrestar este cambio, el sistema ajusta su posición de equilibrio buscando reducir la presión. Una forma en la que el sistema puede lograrlo es disminuyendo la cantidad total de moléculas gaseosas. Por lo tanto, al reducir el volumen de una mezcla gaseosa en equilibrio, la reacción tenderá a desplazarse en la dirección que implique una reducción en el número de moles de gas. Por el contrario, si el volumen aumenta, el sistema se desplazará hacia el lado de la reacción que favorezca la producción de más moléculas gaseosas, de manera que la presión se equilibre nuevamente.

Por ejemplo, si consideramos el sistema químico en equilibrio descrito anteriormente para la reacción de producción de amoníaco:



Si el sistema experimenta un aumento en la presión o una disminución en el volumen, el

equilibrio se desplazará hacia el lado de los productos, es decir, se formará más  $\text{NH}_3$ . Este comportamiento ocurre porque la formación de amoníaco reduce el número total de moles de gas en el sistema, favoreciendo el restablecimiento del equilibrio bajo las nuevas condiciones, como se muestra en la Figura 7.3.

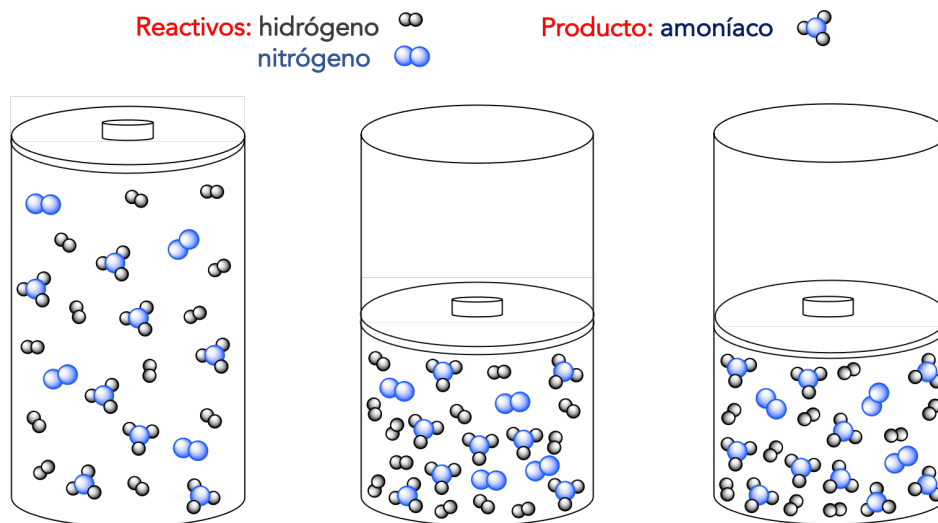


Figura 7.3: Efecto del incremento de la presión o disminución del volumen en un sistema en equilibrio.

### Cambios en la temperatura

Recordemos que el principio de Le Châtelier establece que cuando un sistema en equilibrio experimenta un cambio en sus condiciones, el sistema ajusta su posición de equilibrio para contrarrestar dicho cambio. En el caso de la temperatura, el efecto sobre el equilibrio químico depende de si la reacción es exotérmica o endotérmica.

- **Reacción exotérmica:** Es aquella en la que se libera energía hacia el entorno, en forma de calor. En estas reacciones, los productos tienen menos energía que los reactivos, y el cambio de entalpía ( $\Delta H$ ) es negativo.
- **Reacción endotérmica:** Es aquella en la que se absorbe energía del entorno, usualmente en forma de calor. En este tipo de reacciones, los productos tienen más energía que los reactivos, y el cambio de entalpía ( $\Delta H$ ) es positivo.

El cambio en la constante de equilibrio  $K$  con respecto a la temperatura puede calcularse mediante la ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \left( \frac{K_2}{K_1} \right) = -\frac{\Delta H}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \quad (7.9)$$

donde  $K_1$  es la constante de equilibrio a la temperatura absoluta inicial  $T_1$ ,  $K_2$  es la constante de

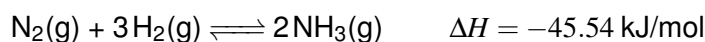
equilibrio a la temperatura absoluta final  $T_2$ ,  $\Delta H$  es la entalpía de la reacción y  $R$  es la constante de los gases. Esta ecuación cuantifica el impacto de la temperatura en el equilibrio químico, mostrando cómo los sistemas endotérmicos y exotérmicos responden a variaciones en la temperatura.

En la Tabla 7.2 se resume el efecto de la temperatura en procesos en equilibrio así como su impacto en el valor de la constante, considerando procesos endotérmicos y exotérmicos.

Tabla 7.2: Efecto de la temperatura sobre el equilibrio químico.

| $\Delta H$  | Temperatura | $K_c$     | Desplazamiento |
|-------------|-------------|-----------|----------------|
| Endotérmico | Incrementa  | Aumenta   | Productos      |
| Endotérmico | Disminuye   | Disminuye | Reactivos      |
| Exotérmico  | Incrementa  | Disminuye | Productos      |
| Exotérmico  | Disminuye   | Aumenta   | Reactivos      |

Para ilustrar el efecto de la temperatura en el equilibrio químico, tomemos nuevamente como ejemplo la producción de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno molecular.



Por el signo del  $\Delta H$ , sabemos que ésta es una reacción exotérmica, es decir, el proceso libera calor, lo que significa que el calor puede considerarse como un *producto* de la reacción.

Si la temperatura del sistema aumenta, el sistema intentará contrarrestar este cambio desplazando el equilibrio hacia los reactivos, es decir, favoreciendo la reacción inversa. Esto se debe a que el sistema busca absorber el exceso de calor, reduciendo la producción de amoníaco.

Por otro lado, si la temperatura disminuye, el sistema favorece la producción de amoníaco, ya que al ser una reacción exotérmica, la formación de productos libera calor y compensa la reducción de la temperatura.

En el caso de la producción de amoníaco, un aumento de la temperatura disminuirá el valor de  $K$ , ya que el equilibrio se desplazará hacia los reactivos, mientras que una disminución de la temperatura aumentará  $K$ , favoreciendo la formación de amoníaco.

### Efecto de la adición de catalizadores en el equilibrio

El análisis del papel de los catalizadores en el equilibrio químico resulta más directo que el estudio de otras variables como la temperatura o la presión. Cuando se introduce un catalizador en una reacción química, su función principal consiste en reducir la energía de activación necesaria para que los reactivos se transformen en productos.

Es importante destacar que los catalizadores actúan de manera simétrica: disminuyen la energía de activación tanto para la reacción directa (reactivos  $\rightarrow$  productos) como para la reacción inversa (productos  $\rightarrow$  reactivos) en la misma magnitud. Esta característica fundamental significa que el catalizador acelera ambas direcciones de la reacción por igual. Como consecuencia de este efecto dual, los catalizadores producen un aumento en la velocidad con la que el sistema alcanza el estado

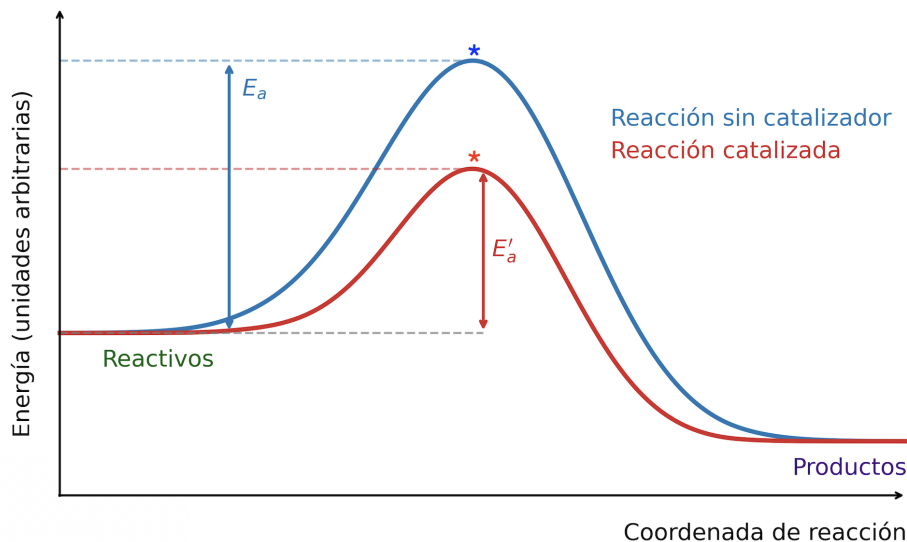


Figura 7.4: Efecto de la adición de un catalizador en una reacción química.  $E_a$  y  $E'_a$  representan la energía de activación sin y con catalizador, respectivamente. El símbolo \* representa el estado de transición.

de equilibrio. Sin embargo, es crucial comprender que esta aceleración no altera la composición final de la mezcla en equilibrio ni modifica el valor de la constante de equilibrio de la reacción.

En resumen, los catalizadores funcionan como facilitadores cinéticos que permiten que el equilibrio se establezca más rápidamente, pero sin cambiar las concentraciones relativas de reactivos y productos una vez alcanzado dicho equilibrio.

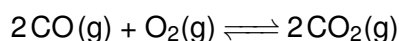
En la Figura 7.4 se puede observar el efecto de un catalizador al disminuir la energía de activación en una reacción química.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 7.52.** Responde las siguientes preguntas:

- Explica el principio de Le Châtelier.
- Utiliza el principio de Le Châtelier para explicar, ¿por qué aumenta la presión de vapor de un líquido al aumentar la temperatura?
- Menciona cuatro variables que pueden afectar y desplazar el equilibrio químico de una reacción.
- De los factores que afectan al equilibrio químico, ¿cuál es el que hace que el valor de la constante de equilibrio cambie?

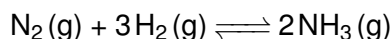
**Ejercicio 7.53.** La reacción que se muestra tiene un valor de  $\Delta H = -567 \text{ kJ/mol}$ .



Selecciona la opción adecuada si se pretende obtener mayor producción de  $\text{CO}_2$ :

- a) Bajando la temperatura y la presión.
- b) Elevando la temperatura y la presión.
- c) Elevando la temperatura y bajando la presión.
- d) Bajando la temperatura y elevando la presión.

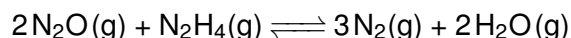
**Ejercicio 7.54.** La reacción que se muestra tiene un valor de  $\Delta H = -92 \text{ kJ/mol}$ .



Explica de qué modo los siguientes cambios en las condiciones de reacción influirán en el equilibrio químico.

- a) Incremento de la temperatura.
- b) Incremento de la presión.
- c) Incremento de la concentración de  $\text{NH}_3$ .
- d) Incremento en la concentración de  $\text{H}_2$ .

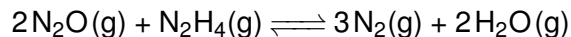
**Ejercicio 7.55.** La reacción que se muestra tiene un valor de  $\Delta H < 0$ .



Indica si las siguientes afirmaciones son falsas o verdaderas respecto a  $K_p$  y explica cada una de tus respuestas.

- a) Será negativa.
- b) Disminuirá su valor al incrementarse  $T$ .
- c) Tendrá el mismo valor a cualquier  $T$ .
- d) Dependerá del número de moles de  $\text{N}_2\text{O}$  agregados al recipiente.

**Ejercicio 7.56.** La reacción que se muestra tiene un valor de  $\Delta H < 0$ .



En un sistema en equilibrio, la presión se incrementa al reducir el volumen a la mitad, manteniendo la temperatura constante. Indica si las siguientes afirmaciones son falsas o verdaderas y explica tu respuesta.

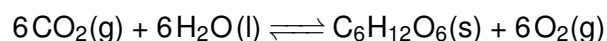
- a) El número de moles de  $\text{N}_2\text{O}$  aumentará.
- b) La constante de equilibrio disminuirá.
- c) El número de moles de agua se incrementará.
- d) La concentración molar de  $\text{N}_2\text{H}_4$  disminuirá.

**Ejercicio 7.57.** La reacción  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ , que se lleva a cabo a  $1263.0 \text{ K}$ , tiene una  $K_c = 1.69$ . Además, se sabe que la reacción es endotérmica. Analiza los siguientes cambios en las condiciones de reacción y determina en cuáles casos aumentará el número de moles de  $\text{CO}$  en el equilibrio.

- a) Un incremento en volumen del recipiente, manteniendo la temperatura constante.

- b) Adicionando  $\text{H}_2\text{O}$  en estado gaseoso.
- c) Incrementando la temperatura hasta 1473.0 K.
- d) Un incremento en la presión al reducir el volumen y manteniendo la temperatura constante.

**Ejercicio 7.58.** La reacción de fotosíntesis tiene un  $\Delta H = 2801.69 \text{ kJ/mol}$ , el proceso se representa en la siguiente ecuación:



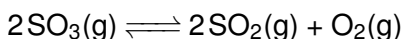
Analiza las modificaciones en las condiciones de reacción que se describen a continuación y explica en qué sentido se desplazaría la reacción después de alcanzado el equilibrio:

- a) Aumenta la concentración de  $\text{O}_2(\text{g})$ .
- b) Se retira la mitad del  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$ .
- c) Disminuye la presión total.
- d) Se incrementa la temperatura.
- e) Se adiciona un catalizador al proceso.

**Ejercicio 7.59.** En un reactor se encuentran presentes a una cierta temperatura  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$  en equilibrio, las concentraciones son  $[\text{NH}_3] = 0.25 \text{ M}$ ,  $[\text{N}_2] = 0.11 \text{ M}$ ,  $[\text{H}_2] = 1.91 \text{ M}$ , determina:

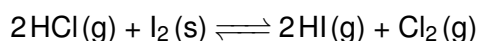
- a) La constante de equilibrio de la reacción  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
- b) La constante de equilibrio de la reacción  $\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g})$
- c) Explica cómo cambia el valor de la constante de equilibrio cuando se introduce un catalizador al proceso.

**Ejercicio 7.60.** En un reactor rígido y vacío y con una temperatura de 1000.0 K se adiciona  $\text{SO}_3(\text{g})$  hasta lograr una presión de 0.500 atm. Una vez que el sistema llega al equilibrio, la presión parcial del  $\text{SO}_3$  es 0.200 atm. El proceso que se lleva a cabo, se representa en la siguiente ecuación:



- a) Determina el valor de  $K_p$  y  $K_c$  en el equilibrio a 1000.0 K.
- b) Indica en qué dirección se desplazará el equilibrio, si al sistema se le inyecta  $\text{O}_2(\text{g})$ .
- c) Indica en qué dirección se desplazará el equilibrio, si al sistema se le permite expandir su volumen.

**Ejercicio 7.61.** En un reactor que contiene yodo sólido se adiciona cloruro de hidrógeno gaseoso ( $\text{HCl}$ ), una vez que se alcanza el equilibrio, la presión parcial del cloruro de hidrógeno es de 0.12 atm; el valor de la constante de equilibrio es  $K_p = 3.5 \times 10^{-32}$  a 318.0 K. El proceso se representa con la siguiente ecuación:



Suponiendo que algo de  $\text{I}_2$  permanece en equilibrio, responde lo siguiente:

- a) Determina las presiones parciales de todas las especies gaseosas en el equilibrio
- b) Determina el valor de  $K_c$ .
- c) Indica cuál será el efecto sobre el sistema, si se adiciona una mayor cantidad de cloruro de hidrógeno (HCl) gaseoso.



## 8. EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

### 8.1 Clasificación de ácidos y bases

Las teorías de los **ácidos** y las **bases** son un conjunto de conceptos que definen y diferencian los ácidos y las bases; son dos conjuntos de sustancias de una gran relevancia en la química.

En el año 1661, Robert Boyle (1627-1691) caracterizó a los ácidos como sustancias que tienen un sabor agrio y poseen propiedades corrosivas. Además, destacó que los ácidos tienen la capacidad de cambiar el color del papel tornasol de azul a rojo, mientras que las bases producen el efecto contrario, transformándolo de rojo a azul. Tiempo después, Antoine Lavoisier (1743-1794) sugirió que los ácidos contenían oxígeno, ejemplificando con compuestos como el ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) y el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ). Sin embargo, esta teoría fue revisada en 1811, cuando Humphry Davy (1778-1829) identificó varios ácidos, como el clorhídrico ( $\text{HCl}$ ), fluorhídrico ( $\text{HF}$ ) y bromhídrico ( $\text{HBr}$ ), que no contenían oxígeno. Más adelante, Justus von Liebig (1803-1873) propuso que la característica fundamental de los ácidos era la presencia de átomos de hidrógeno, los cuales podían ser reemplazados por iones metálicos.

Estas descripciones empíricas fueron las bases para las actuales teorías de los ácidos y bases de Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis.

#### Teoría de Arrhenius

La teoría de Arrhenius fue propuesta alrededor de 1884 por Svante August Arrhenius (1859-1927). Esta teoría establece que:

*Cuando los ácidos se disuelven en agua producen iones hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) o protones ( $\text{H}^+$ ), mientras que las bases, al disolverse en agua, producen o liberan iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ).*

Los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  se combinan en un proceso reversible que da lugar a la formación de moléculas de agua. Por lo tanto, un ácido de Arrhenius es aquel que aumenta la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , mientras una base de Arrhenius es aquella que aumenta la concentración de iones  $\text{OH}^-$  en la solución. Esto significa, que los ácidos deben contar con un hidrógeno (H) en su composición, mientras que las bases deben contener un hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ).

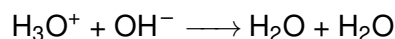
La teoría de Arrhenius presenta un problema, el cual radica en el hecho de que se limita solo a las disoluciones acuosas, y por lo tanto, aplica solo para las sustancias que son solubles en agua.

### Teoría de Brønsted-Lowry

La teoría de Brønsted-Lowry fue propuesta en 1923 por Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947) y Thomas Martin Lowry (1874-1936). Su teoría de los ácidos y bases indica que:

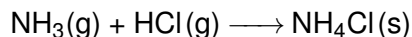
*Un ácido es toda aquella sustancia que puede donar iones  $\text{H}^+$ , mientras que una base es toda sustancia que sea capaz de aceptar estos iones  $\text{H}^+$ .*

Esta teoría es más general que la de Arrhenius y cubre algunas de sus limitaciones. Si consideramos la ecuación de neutralización entre los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y un  $\text{OH}^-$  para producir dos moléculas de agua, como se muestra en la ecuación:



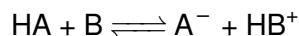
podemos observar que el ion hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) al donar un protón ( $\text{H}^+$ ), este último se enlaza con el ion hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ), generando como productos dos moléculas de agua. Por lo tanto, el  $\text{H}_3\text{O}^+$  es un ácido de Brønsted-Lowry, por donar el  $\text{H}^+$ ; mientras que el ion  $\text{OH}^-$  es una base de Brønsted-Lowry por aceptar este  $\text{H}^+$ .

Otro ejemplo que se puede describir de una reacción ácido-base es el siguiente:



De acuerdo con la definición de Arrhenius, no podemos considerar la reacción de tipo ácido-base porque no transcurre en medio acuoso sino en estado gaseoso, sin embargo, para Brønsted-Lowry esta reacción es ácido-base porque su teoría no se limita a disoluciones acuosas. Es decir, el  $\text{NH}_3$  acepta el  $\text{H}^+$  del  $\text{HCl}$ , por lo tanto es una base de Brønsted-Lowry, aun cuando no necesita tener el ion  $\text{OH}^-$  en su composición, mientras que el  $\text{HCl}$ , al donar el  $\text{H}^+$ , es el ácido de Brønsted-Lowry.

En la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry aparece por primera vez el concepto de **ácidos y bases conjugados**. Este concepto se refiere a que cuando un ácido cede un protón, se convierte en su base conjugada, mientras que cuando una base acepta un protón, se transforma en su ácido conjugado. Por ejemplo, en la reacción:



HA es el ácido que dona el protón, y  $\text{A}^-$  es su base conjugada, mientras que B es la base que acepta el protón y  $\text{HB}^+$  es su ácido conjugado. En la siguiente sección explicaremos con más detalle este concepto.

La teoría de Brønsted-Lowry abarca una gran cantidad de reacciones ácido-base, ya que se enfoca en la transferencia de protones ( $\text{H}^+$ ). Sin embargo, su aplicación es limitada en ciertos casos donde no participan iones  $\text{H}^+$  o  $\text{OH}^-$ , por lo que tales reacciones no se clasifican dentro de esta teoría.

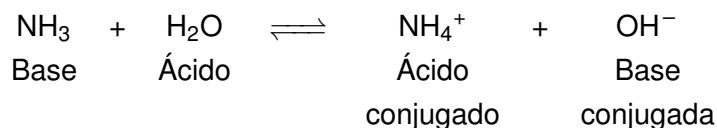
## 8.2 Pares conjugados ácido-base

Un **electrolito** es una sustancia que se descompone en iones, los cuales son partículas con carga.

Cuando un electrolito se disuelve en ciertos líquidos como el agua (solventes polares), la solución formada permite que la energía eléctrica pase a través de ellos. Existen los electrólitos fuertes, los cuales son aquellos que se disocian o ionizan completamente en la solución, mientras que los electrólitos débiles son los que se disocian o ionizan parcialmente. Los electrólitos pueden ser ácidos, bases o sales.

En los seres vivos, los electrólitos juegan un papel importante porque ayudan a mantener el balance ácido-base del cuerpo. El  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  y el  $\text{Mg}^{2+}$  son de los cationes más importantes, mientras que el  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{O}_2^-$  y  $\text{S}^{2-}$  son de los aniones más importantes. Sin embargo, los iones poliatómicos son los más importantes, como el  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  y el  $\text{NH}_4^+$ .

Según la definición de Brønsted-Lowry, una reacción ácido-base es cualquier reacción en la cual se transfiere un protón de un ácido a una base. La base conjugada de un ácido de Brønsted-Lowry es la especie que se forma después de que un ácido donó un protón, por lo tanto, el ácido conjugado de una base de Brønsted-Lowry es la especie que se forma cuando la base acepta un protón. Las dos especies de un par ácido-base conjugado tienen la misma fórmula molecular, excepto que el ácido tiene un protón extra en comparación con su base conjugada. Un ejemplo de reacciones ácido-base de Brønsted-Lowry es la que se lleva a cabo entre el amoníaco y el agua, generando los respectivos pares conjugados.



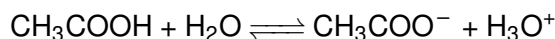
En la reacción mostrada el agua dona uno de sus protones al amoníaco. Después de perder un protón, el agua se convierte en el ion hidróxido. Puesto que en esta reacción el agua es el donante del protón, actúa como un ácido de Brønsted-Lowry. El amoníaco acepta un protón del agua para formar un ion amonio; el amoníaco está actuando como una base de Brønsted-Lowry.

Existen especies químicas que pueden actuar como ácidos o bases según las sustancias con las que reacciona. A estas especies se les conoce como **anfóteros** o **anfipróticos**. Es importante

mencionar que el agua tiene la capacidad tanto de ceder un protón como de aceptarlo. Debido a esta capacidad, al agua se le conoce como una sustancia anfótera o anfiprótica; es decir, puede actuar como ácido y también como base de Brønsted-Lowry.

Un ácido o una base fuerte es una especie que, en solución acuosa, se disocia completamente en los iones que la constituyen. Un ejemplo es el ácido clorhídrico (HCl); se disocia completamente en agua formando iones cloruro e hidronio, al terminar la reacción, todas sus moléculas están disociadas. Sin embargo, ácidos o bases débiles no se disocian completamente en los iones que los constituyen, significa que solo hay una fracción de todas las moléculas disociadas.

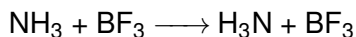
Un ejemplo de ácido débil es el ácido acético, el cual se disocia parcialmente al reaccionar con el agua, para formar los iones acetato ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) e hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ).



La doble flecha indica que la disociación del ácido acético es un equilibrio dinámico, donde habrá una concentración significativa de moléculas de ácido acético presentes como moléculas neutras y solo una fracción como iones disociados.

### Teoría de Lewis

En 1923 Gilbert Newton Lewis propuso una teoría ácido-base que describe a un ácido como toda sustancia que es capaz de aceptar pares de electrones, mientras una base es aquella que dona estos pares de electrones. Por ejemplo, el ion  $\text{H}^+$  es un ácido de Lewis porque acepta los pares de electrones de cualquier especie, por ejemplo, del oxígeno del  $\text{H}_2\text{O}$  para generar  $\text{H}_3\text{O}^+$ , o del nitrógeno del  $\text{NH}_3$  para originar  $\text{NH}_4^+$ , estos a su vez son las bases al donar el par de electrones. Un ejemplo representativo de ácidos y bases de Lewis es la reacción entre el amoníaco y el trifluoruro de boro, el  $\text{NH}_3$  es la base de Lewis porque dona el par de electrones, y el  $\text{BF}_3$  es el ácido de Lewis porque los acepta, de esta manera se genera un enlace dativo o también llamado enlace de coordinación, Por lo general, los cationes o especies deficientes de electrones son ácidos de Lewis, mientras que los aniones o ricos en electrones son bases de Lewis.



Las ventajas que ofrece la teoría ácido-base de Lewis es que engloba a todas las demás. Tal como se ve en el diagrama de la Figura 8.1, la teoría de Arrhenius es la más restrictiva o limitada, mientras que la teoría de Lewis es la más general y globalizada.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 8.1.** Escribe las definiciones de ácidos, bases y anfóteros de acuerdo con las teorías de Brønsted-Lowry, Arrhenius y Lewis.

**Ejercicio 8.2.** Proporciona las definiciones de ácidos, bases y anfóteros de Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis. Describe las principales características de cada una de las teorías.

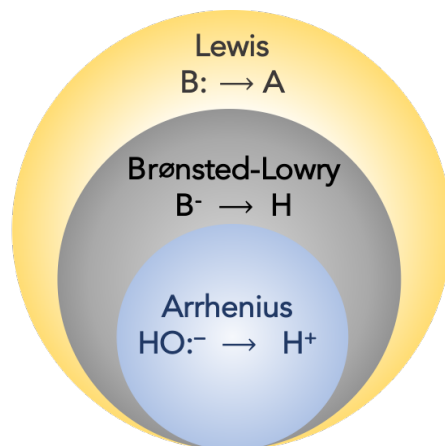


Figura 8.1: Esquema que representa el alcance de las teorías ácido-base.

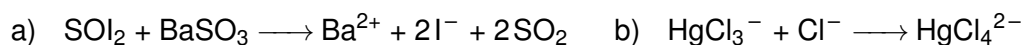
**Ejercicio 8.3.** Las especies químicas HCl y CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H incrementan la concentración de los iones H<sup>+</sup> cuando se disuelven en agua. De acuerdo con la definición de Arrhenius, ¿pueden ser considerados como ácidos?

**Ejercicio 8.4.** El NaOH es un electrolito fuerte, mientras que el NH<sub>4</sub>OH es un electrolito débil. En disolución acuosa, ambos incrementan la concentración de iones OH<sup>-</sup>. De acuerdo con la definición de Arrhenius, ¿pueden ser considerados como bases?

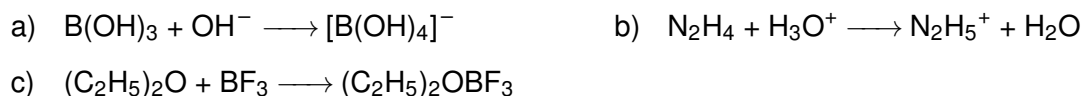
**Ejercicio 8.5.** De acuerdo con la definición de ácidos, bases o anfóteros de Brønsted-Lowry, clasifica cada una de las siguientes especies químicas en solución acuosa:

- |                                   |                                                    |                                                |                                                     |                                                    |
|-----------------------------------|----------------------------------------------------|------------------------------------------------|-----------------------------------------------------|----------------------------------------------------|
| a) HCl                            | b) CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>                | c) H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> | d) CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                    | e) C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH                |
| f) HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> | g) NH <sub>3</sub>                                 | h) BrCH <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> H         | i) HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>                    | j) HF                                              |
| k) ClO <sup>-</sup>               | l) CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub> | m) HCN                                         | n) (CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> N <sup>+</sup> H | ñ) C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> H |

**Ejercicio 8.6.** A continuación se muestran dos reacciones, en cada una de ellas indica el ácido y base de Lewis.



**Ejercicio 8.7.** De acuerdo con la teoría de Lewis, identifica el ácido y la base en cada una de las siguientes reacciones químicas.



**Ejercicio 8.8.** A continuación se presentan reacciones de equilibrio ácido-base, identifica al ácido, la base y sus respectivos pares conjugados:

- a)  $\text{HSO}_4^- (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + \text{OH}^- (\text{ac})$
- b)  $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac})$
- c)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^- (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H} (\text{ac}) + \text{OH}^- (\text{ac})$
- d)  $\text{NH}_4^+ (\text{ac}) + \text{ClO}^- (\text{ac}) \rightleftharpoons \text{HClO} (\text{ac}) + \text{NH}_3 (\text{ac})$
- e)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^- (\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac})$
- f)  $\text{NH}_2^- (\text{ac}) + \text{NH}_3 (\text{ac}) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{ac}) + \text{NH}_2^- (\text{ac})$

**Ejercicio 8.9.** Para cada una de las siguientes especies químicas, escribe las fórmulas químicas de sus respectivos ácidos conjugados:

- a)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$
- b)  $\text{HPO}_4^{2-}$
- c)  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$
- d)  $\text{NH}_2^-$
- e)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$
- f)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
- g)  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

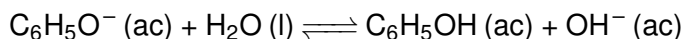
**Ejercicio 8.10.** Para cada una de las siguientes especies químicas, escribe las fórmulas químicas de sus respectivas bases conjugadas:

- a)  $\text{H}_2\text{CO}_3$
- b)  $\text{HCO}_2\text{H}$
- c)  $\text{HF}$
- d)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$
- e)  $\text{HNO}_2$
- f)  $\text{HCN}$

**Ejercicio 8.11.** La piridina es una amina aromática, es un líquido incoloro de olor desagradable, una de sus aplicaciones es en la síntesis de fármacos. Cuando se disuelve en agua, la disolución resultante tiene un pH básico. Con la información anterior, responde lo siguiente:

- a) Escribe la ecuación química de la reacción entre la piridina y el agua.
- b) Indica que especie actúa como ácido y cual como base, además, identifica a sus especies conjugadas.
- c) Aunque la ecuación explica por si sola el medio alcalino, indica qué especie es la responsable del pH.

**Ejercicio 8.12.** El fenóxido de sodio ( $\text{NaOC}_6\text{H}_5$ ) es un compuesto orgánico, es un sólido cristalino blanco. Su anión es el fenóxido o fenolato. Se utiliza como precursor de muchos otros compuestos orgánicos como los éteres. Cuando el fenóxido se disuelve en agua se establece el siguiente equilibrio:



Responde las siguientes preguntas en forma breve:

- a) ¿Cómo es el pH de la solución resultante?
- b) Indica qué especie actúa como ácido y cuál como base; además, identifica a sus especies conjugadas.

### 8.3 El pH y cálculo de concentraciones en el equilibrio ácido-base

En solución, las concentraciones de los iones  $H^+$  y  $OH^-$ , con frecuencia son números muy pequeños, por lo tanto, es difícil su uso. En 1909 Søren Peter Lauritz Sørensen (1868-1939) propuso una medida más práctica, a la que llamó **potencial del hidrógeno** o **poder del hidrógeno**, y para designarla acuñó el símbolo **pH**.

*El **pH** se define como el negativo del logaritmo de la concentración de iones hidrógeno o protones ( $H^+$ ) expresada en mol/L (Molaridad). El pH es una cantidad adimensional.*

El pH se determina con la siguiente expresión:

$$pH = -\log[H^+] \quad (8.1)$$

Se debe considerar que el signo negativo genera un número positivo para el pH, ya que, de otra manera, sería negativo debido a los valores pequeños de las concentraciones de  $H^+$ . Es importante señalar que el logaritmo que se usa es en base 10.

Para disoluciones acuosas ácidas a 25 °C, el pH será menor a 7, para las disoluciones acuosas básicas, el pH será mayor a 7 y para disoluciones neutras el pH es igual a 7. Esta escala se ilustra en la Figura 8.2.

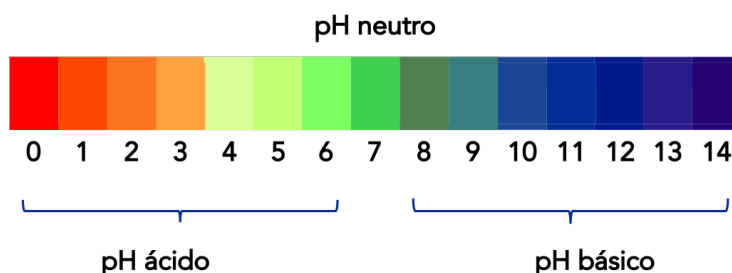


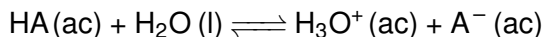
Figura 8.2: Representación gráfica de la escala de pH.

Los valores de esta escala están determinados por un proceso llamado **auto-ionización del agua**, que revisaremos en la siguiente sección. Es importante señalar que la escala de pH descrita en la Figura 8.2 sólo es válida para soluciones acuosas. Si el solvente en una disolución es diferente al agua, la escala no es válida.

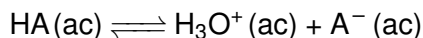
Con la fórmula análoga a la del pH se puede determinar el pOH, es decir, con el logaritmo negativo de la concentración de iones hidróxido ( $OH^-$ ).

$$pOH = -\log[OH^-] \quad (8.2)$$

Existen pocos ácidos fuertes, la mayoría de los ácidos son débiles; si consideramos a un ácido monoprotónico débil (HA), su reacción de ionización en agua se puede expresar como:



En forma más simple:



La constante de equilibrio para la ionización de ácido débiles, la que conocemos como la constante de ionización ácida queda:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (8.3)$$

La fuerza del ácido HA la podemos medir cuantitativamente mediante el valor de  $K_a$ , cuanto mayor sea el valor de  $K_a$ , el ácido será más fuerte, por lo tanto, mayor concentración de iones  $\text{H}^+$ . Por consiguiente, la concentración de  $\text{H}^+$  de una disolución ácida en equilibrio la podemos calcular a partir de la concentración inicial del ácido y del valor de  $K_a$ . Por el contrario, si conocemos el pH de una disolución y su concentración inicial, entonces será posible determinar el valor de  $K_a$ .

Es importante aprender a calcular las concentraciones de las especies en el equilibrio ácido-base. Para lograr esto es necesario:

1. Identificar las principales especies en el equilibrio, se puede despreciar la autoionización del agua.
2. Expresar las concentraciones en el equilibrio de las especies involucradas en función de la concentración inicial del ácido y de una sola incógnita ( $x$ ), la cual va a representar el cambio de concentración.
3. Escribir la constante de ionización ácida en función de las concentraciones en el equilibrio (que involucran la concentración inicial y el cambio en la concentración,  $x$ ), para determinar el valor de  $x$ , existen varias aproximaciones, sin embargo, el método empleando la ecuación de segundo grado es muy efectivo.
4. Después de calcular el valor de  $x$ , se pueden calcular el resto de las concentraciones de las demás especies, además, se podrá determinar el pH de la disolución.

De manera análoga, este procedimiento también puede ser aplicado para reacciones de ionización de bases débiles, calculando la constante de disociación básica ( $K_b$ ), la concentración de iones  $\text{OH}^-$  y el pOH en el equilibrio.

### Ejemplo 8.1: Cálculo del pH

El ácido láctico ( $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$ ), que denominaremos como HLac, recibe su nombre de la leche agria, de la cual se aisló por primera vez en 1780. A 25 °C la  $K_a$  para el HLac es  $8.4 \times 10^{-4}$ . Si tenemos una muestra de 500 mL de una solución de leche agria que contiene 4.5



g de HLac, como componente ácido, calcula el pH de esta solución.

### Estrategia:

Podemos resolver este problema mediante los siguientes pasos:

- Paso 1. Calculamos la concentración inicial de ácido láctico en la leche.
- Paso 2. Planteamos la expresión del equilibrio del ácido láctico en solución (agua).
- Paso 3. Calculamos las concentraciones en el equilibrio.
- Paso 4. Calculamos el pH de la solución del ácido láctico.

### Solución:

Desarrollando la estrategia de los 4 pasos, descritos previamente, tenemos:

**Paso 1.** El HLac tiene una masa molar de 90.08 g/mol. Podemos calcular la cantidad de moles contenidos en 4.5 g de este ácido:

$$\begin{aligned}\text{mol de C}_3\text{H}_6\text{O}_3 &= (4.5 \text{ g de C}_3\text{H}_6\text{O}_3) \left( \frac{1 \text{ mol}}{90.08 \text{ g/mol}} \right) \\ &= 0.05 \text{ mol}\end{aligned}$$

Considerando que esta cantidad de moles están contenidos en un volumen de 500 mL, podemos calcular la concentración de HLac en la muestra:

$$\begin{aligned}M &= \frac{0.05 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} \\ &= 0.10 \text{ M}\end{aligned}$$

Esta es la concentración molar inicial del HLac.

**Paso 2.** Ahora podemos escribir la ecuación de equilibrio del HLac:

|            |                                         |                      |                                          |   |                         |
|------------|-----------------------------------------|----------------------|------------------------------------------|---|-------------------------|
|            | $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}(\text{ac})$ | $\rightleftharpoons$ | $\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-(\text{ac})$ | + | $\text{H}^+(\text{ac})$ |
| Inicio     | 0.10                                    |                      | —                                        |   | —                       |
| Cambio     | $-x$                                    |                      | $x$                                      |   | $x$                     |
| Equilibrio | $0.10-x$                                |                      | $x$                                      |   | $x$                     |

**Paso 3.** A continuación, escribimos la expresión matemática de la constante de equilibrio  $K_a$ :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}]}$$

y sustituimos el valor de la  $K_a$  y las concentraciones en el equilibrio:

$$8.4 \times 10^{-4} = \frac{(x)(x)}{0.10 - x}$$

lo que nos genera la ecuación cuadrática:

$$x^2 + 8.4 \times 10^{-4}x - 8.4 \times 10^{-5} = 0$$

cuyas soluciones son:

$$x_1 = 8.75 \times 10^{-3}$$

$$x_2 = -9.59 \times 10^{-3}$$

De las 2 raíces obtenidas, la de signo negativo no tiene sentido para el problema, porque  $x$  representa una concentración, por lo tanto el valor de  $x$  que estamos buscando es la raíz positiva. Como  $x$  es el valor de la concentración de  $H^+$ , tenemos:

$$x = [H^+] = 8.75 \times 10^{-3}$$

**Paso 4.** Con el valor de la concentración  $[H^+]$ , podemos calcular el pH:

$$pH = -\log[H^+]$$

$$= -\log(8.75 \times 10^{-3})$$

$$pH = 2.06$$

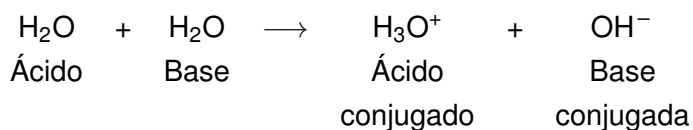
Por lo tanto, el pH de la leche agria es 2.06, es decir se trata de una solución ácida. ■

#### Verificación:

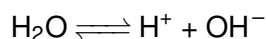
Es evidente que una solución de ácido láctico debe ser una solución ácida.

## 8.4 Autoionización del agua

El agua es un anfótero, es decir, puede actuar como ácido o como base. Por ejemplo, frente al ácido bromhídrico (HBr) o al ácido acético ( $CH_3COOH$ ) funciona como base, sin embargo, frente a bases como el amoníaco ( $NH_3$ ) funciona como ácido. El agua experimenta una ligera ionización y es por tanto, un electrolito débil y mal conductor de la electricidad. La siguiente reacción se denomina autoionización del agua y describe las propiedades anfóteras del agua:



Si representamos a los iones  $H_3O^+$  como  $H^+$ , esta ecuación se puede escribir de una forma más simple como:



Se puede escribir la constante de equilibrio de autoionización del agua ( $K_c$ ) como:

$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Sin embargo, debido a que solo una pequeña fracción de las moléculas de agua se ionizan, la concentración de agua prácticamente no cambia, es decir permanece constante y por lo tanto la ecuación de la constante de ionización del agua se puede reescribir de esta manera.

$$K_c[\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad (8.4)$$

A esta última expresión se le conoce como **constante del producto iónico ( $K_w$ )**, la cual es el producto de las concentraciones molares de los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  a una temperatura en particular; a 25 °C las concentraciones de los iones son iguales,  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$ . Por lo tanto, a 25 °C,  $K_w$  tiene un valor de  $1.0 \times 10^{-14}$ .

A partir de las concentraciones de los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$ , a 25 °C, podemos definir 3 posibles condiciones:

- Cuando  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$  tenemos agua pura o una disolución neutra, es decir el  $\text{pH} = 7$ .
- Cuando  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  tenemos una disolución ácida, es decir, el  $\text{pH} < 7$ .
- Cuando  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  tenemos una disolución básica, es decir, el  $\text{pH} > 7$ .

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 8.13.** Los hidróxidos metálicos son, en su mayoría, bases fuertes porque se disocian completamente en disolución acuosa. Un ejemplo es el hidróxido de litio ( $\text{LiOH}$ ), para este compuesto responde lo siguiente:

- a) Escribe la correspondiente reacción de disociación.
- b) Determina la concentración de iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) de una disolución 0.2 M de  $\text{NaOH}$ .
- c) Calcula el  $\text{pH}$  y el  $\text{pOH}$  de la disolución.

**Ejercicio 8.14.** El ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) es un ácido fuerte, es un líquido viscoso y corrosivo, tiene aplicaciones en la fabricación de explosivos, fertilizantes, en metalurgia, entre otras. Para el  $\text{HNO}_3$  responde lo siguiente:

- a) Escribe la reacción de disociación en medio acuoso.
- b) Determina la concentración de iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) y de hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) en una disolución 0.05 M de  $\text{HCl}$ .
- c) Calcula el  $\text{pH}$  y el  $\text{pOH}$  de la misma solución.

**Ejercicio 8.15.** Analiza las siguientes reacciones y determinan a cuál de ellas aplica correctamente el concepto “ $K_b$  del amoníaco”?

- a)  $\text{OH}^- (\text{ac}) + \text{NH}_4^+ (\text{ac}) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

- b)  $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{NH}_3 (\text{ac}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ (\text{ac}) + \text{OH}^- (\text{ac})$
- c)  $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac}) + \text{NH}_3 (\text{ac}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- d)  $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{NH}_4^+ (\text{ac}) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac})$

**Ejercicio 8.16.** El ácido nitroso ( $\text{HNO}_2$ ) se emplea en la síntesis de sales de diazonio que se usan como precursores para obtener colorantes tipo azo, tiene un valor de  $K_a = 7.1 \times 10^{-4}$ . Con esta información responde lo siguiente:

- a) Escribe la reacción de disociación del  $\text{HNO}_2$  en agua.
- b) Determina las concentraciones de todas las especies en el equilibrio, si la concentración inicial de una disolución de  $\text{HNO}_2$  es 0.1 M.
- c) Determina el pH y pOH de la disolución.

**Ejercicio 8.17.** El ácido acetil-salicílico ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ) es el ingrediente activo de la aspirina, es un ácido débil, tiene un valor de  $K_a = 1.27 \times 10^{-4}$ . Considerando una concentración inicial de una disolución de  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$  de 0.06 M, responde lo siguiente:

- a) Establece la reacción de disociación de ácido acetil-salicílico.
- b) Determina las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.
- c) Calcula el pH y el pOH.

**Ejercicio 8.18.** Determina el valor del pH para cada una de las disoluciones de ácidos o bases fuertes.

- a) 0.75 M de  $\text{HClO}_4$
- b) 0.9 M de  $\text{HNO}_3$
- c) 0.13 M de  $\text{HBr}$
- d) 0.05 M de  $\text{HBrO}_3$
- e) 0.04 M de  $\text{KOH}$
- f) 0.3 M de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- f) 0.01 M de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- f) 0.25 M de  $\text{LiOH}$

**Ejercicio 8.19.** Para cada uno de los siguientes sistemas, determina la concentración de iones hidrógeno  $\text{H}^+$ :

- a) Jugo de limón con un pH = 2.7
- b) Clara de huevo fresco común, con pH = 7.8
- c) Disolución de  $\text{HCl}$ , con pH = 1.5
- d) Una muestra de sangre con un pH de 7.5
- e) Disolución de  $\text{NaOH}$  con pH = 12.5
- f) Muestra de vinagre con pH = 3.5

**Ejercicio 8.20.** La disolución de un ácido débil monoprótico de concentración 0.06 M tiene un pH = 3.44. Con esta información, determina:

- a) La concentración de iones  $H^+$                       b) El valor de la  $K_a$  del ácido

**Ejercicio 8.21.** La disolución de una base débil de concentración 0.30 M tiene un  $pH = 10.66$ . Con esta información, determina:

- a) La concentración de iones  $OH^-$                       b) El valor de la  $K_b$  de la base

**Ejercicio 8.22.** Una disolución de HCl se prepara disolviendo 9.20 g de cloruro de hidrógeno en un volumen de 331.0 mL de agua. Supón que el volumen de la disolución resultante es igual al volumen de agua empleada, determina:

- a) La molaridad de la disolución de HCl                      b) El  $pH$  de la disolución

**Ejercicio 8.23.** Se desea preparar 500.0 mL de una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) con un  $pH = 10$ . Determina:

- a) La molaridad de la disolución de NaOH                      b) La masa de NaOH necesaria

**Ejercicio 8.24.** El ácido fórmico tiene un valor de  $K_a = 1.80 \times 10^{-4}$ . Si una disolución de este ácido tiene un  $pH = 3.26$ . Determina:

- a) La concentración de iones  $H^+$                       b) La molaridad inicial del ácido fórmico

**Ejercicio 8.25.** Se tienen 20.0 mL de una disolución de HCl con un  $pH = 1.0$ . Determina el volumen de agua que se debe adicionar para obtener una disolución de HCl con un  $pH$  de 1.3.

**Ejercicio 8.26.** El ácido benzoico ( $C_6H_5CO_2H$ ) es un sólido blanco, se emplea como precursor de sustancias que tiene aplicaciones en cosméticos, conservadores, entre otras. Tiene un valor de constante de disociación ácida de  $6.3 \times 10^{-5}$  a temperatura ambiente. Con esta información responde lo siguiente:

- a) Escribe la reacción de disociación del ácido benzoico con agua.  
b) ¿Cuál es el  $pH$  de una disolución 0.2 M de  $C_6H_5CO_2H$ ?

**Ejercicio 8.27.** La morfolina es un líquido incoloro con un débil olor a amoníaco o a pescado. Estructuralmente es una amina cíclica y es una base orgánica débil. Tiene aplicaciones como disolvente, inhibidor de la corrosión, entre otras. Su ácido conjugado tiene una  $K_a = 3.22 \times 10^{-9}$ . Una disolución de esta amina tiene un  $pH$  de 11.10. Con la información proporcionada determina:

- a) La reacción de disolución de la morfolina.  
b) Las concentraciones de las especies en el equilibrio.  
c) La concentración inicial de la morfolina.

**Ejercicio 8.28.** Considera una disolución de un ácido débil monoprótico con una concentración inicial 0.10 M. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son falsas o verdaderas.

| Afirmación           | Falsa | Verdadera |
|----------------------|-------|-----------|
| pH = 1.0             |       |           |
| $[H_3O^+] \gg [A^-]$ |       |           |
| $[H_3O^+] = [A^-]$   |       |           |
| pH < 1               |       |           |

**Ejercicio 8.29.** Considera una disolución de una base débil monoprótica con una concentración inicial 0.10 M. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son falsas o verdaderas.

| Afirmación                             | Falsa | Verdadera |
|----------------------------------------|-------|-----------|
| pH = 0.0                               |       |           |
| $[X^-] > [H_3O^+]$                     |       |           |
| $[H_3O^+] = 1.0 \text{ M}$             |       |           |
| $[X^-]_{\text{equil}} = 1.0 \text{ M}$ |       |           |

**Ejercicio 8.30.** En la siguiente tabla se muestra información sobre disoluciones acuosas de ácidos o bases. Con el único dato que se proporciona, realiza los cálculos correspondientes para completar la tabla.

| $[H_3O^+]$ (mol/L) | $[OH^-]$ (mol/L) | pH   | pOH  | ¿ácida o básica? |
|--------------------|------------------|------|------|------------------|
| 0.006              |                  |      |      |                  |
|                    | 0.0025           |      |      |                  |
|                    |                  | 9.30 |      |                  |
|                    |                  |      | 3.30 |                  |

**Ejercicio 8.31.** La constante de hidrólisis varía en función de la temperatura; por ejemplo, a 283.0 K tiene un valor de  $2.92 \times 10^{-15}$ . Determina:

- Las concentraciones de  $[H^+]$  y  $[OH^-]$ .
- El pH del agua a 283.0 K.
- ¿El agua es más ácida o básica a temperatura ambiente o a 283.0 K?

**Ejercicio 8.32.** El valor de la constante del producto iónico del agua a 298.0 K es  $1.0 \times 10^{-14}$ , mientras que a 318.0 K es de  $4.02 \times 10^{-14}$ . Con la información proporcionada, responde lo siguiente:

- Determina las concentraciones de  $[H^+]$  y  $[OH^-]$ .
- Calcula el pH de agua a la temperatura de 318.0 K.
- Calcula el número de moléculas de agua que se ionizan en 18.0 mL de agua pura a 313.0 K.

d) El proceso de autoionización del agua ¿es exotérmico o endotérmico? Explica tu respuesta.

**Ejercicio 8.33.** A temperatura ambiente el agua pura tiene un  $\text{pH} = 7.00$ , sin embargo, cuando se enfría a  $288.0\text{ K}$ , el  $\text{pH}$  aumenta a  $7.27$ . Con esta información, determina cuál de las siguientes afirmaciones es correcta.

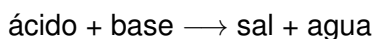
- a)  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$                       b)  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$                       c)  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

**Ejercicio 8.34.** A  $298.0\text{ K}$  el valor de  $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ , sin embargo a  $273.0\text{ K}$ ,  $K_w = 1.2 \times 10^{-15}$ . Con este valor, determina cuáles serán las concentraciones de  $[\text{H}^+]$  y  $[\text{OH}^-]$  a esta temperatura.

**Ejercicio 8.35.** El óxido de deuterio, más conocido como agua deuterada ( $\text{D}_2\text{O}$ , donde D es el deuterio), tiene un valor de constante del producto de autodisociación  $K_w = 8.9 \times 10^{-16}$  a  $293.0\text{ K}$ . Determina las concentraciones de  $[\text{D}^+]$  y  $[\text{DO}^-]$  a esta temperatura.

## 8.5 Hidrólisis

Una sal es un compuesto iónico formado por la reacción entre un ácido y una base.



Las sales se caracterizan generalmente por ser electrólitos fuertes, ya que se disocian por completo en agua formando iones, de ahí el término de hidrólisis de una sal, proceso que describe la reacción entre los iones de una sal, del anión, catión o ambos, con el agua. El término **hidrólisis** proviene de las palabras griegas *hidro* que significa *agua* y *lisis* que significa *ruptura*. Literalmente la hidrólisis significa destrucción, descomposición o alteración de una sustancia química por el agua.

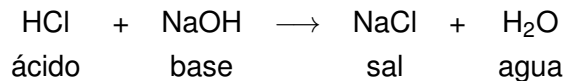
Cuando las sales se disuelven en agua se disocian completamente en sus iones, podríamos esperar que las disoluciones obtenidas fueran neutras, es decir con  $\text{pH} 7$ , sin embargo esto no siempre es cierto.

Hemos visto que hay dos tipos de ácidos y dos tipos de bases, los fuertes y los débiles, por consiguiente, las reacciones de neutralización ácido-base van a conducir a tres tipos diferentes de sales.

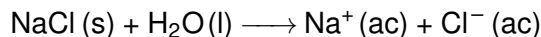
- Sales provenientes de ácidos y bases fuertes.
- Sales provenientes de ácidos fuertes y bases débiles.
- Sales provenientes de ácidos débiles y bases fuertes.

### Sales provenientes de ácidos y bases fuertes

El ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) es un ácido fuerte y el hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) es una base fuerte que al reaccionar forman el cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ :



El proceso de ionización de la sal es:

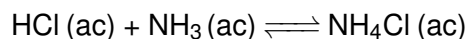


Las disoluciones de este tipo de sales producen **soluciones neutras**, porque una sal de este tipo no altera el equilibrio de disociación del agua, por lo tanto se cumple que:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= [\text{OH}^-] \\ pH &= 7 \end{aligned}$$

### Sales provenientes de ácidos fuertes y bases débiles

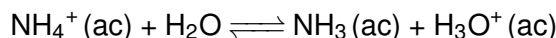
El ácido clorhídrico (HCl) es un ácido fuerte y el amoníaco (NH<sub>3</sub>) es una base débil que al reaccionar forman una sal llamada cloruro de amonio (NH<sub>4</sub>Cl), de acuerdo con la reacción:



Como la reacción se lleva a cabo en solución (hay presencia de agua), ocurre el proceso de ionización de la sal, como se muestra con la reacción:



Este tipo de sales se hidrolizan produciendo un aumento en la concentración de iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>; esto sucede porque el catión de la sal cede un protón al agua, formando la base débil (de la que proviene la sal), liberando iones hidronio, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>:



La hidrólisis de estas sales produce reacciones de equilibrio, cuya constante en términos de concentraciones, se denomina constante de hidrólisis,  $K_h$ . Para la reacción previa, la  $K_h$  es:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} \quad (8.5)$$

Cuando las sales no provienen de ácidos fuertes y bases fuertes, los iones formados reaccionan con el agua, esta reacción se denomina hidrólisis.

Cuando estas sales se hidrolizan, traen como consecuencia que:

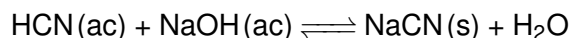
$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &> [\text{OH}^-] \\ pH &< 7 \end{aligned}$$

Por tanto, la hidrólisis de estas sales genera **soluciones ácidas**.



**Sales provenientes de ácidos débiles y bases fuertes**

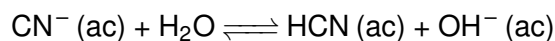
El ácido hidrocianico o ácido cianhídrico (HCN) es un ácido débil y el hidróxido de sodio (NaOH) es una base fuerte, que al reaccionar producen la sal llamada cianuro de sodio (NaCN), de acuerdo con la reacción:



La ionización de esta sal procede según la reacción:



Este tipo de sales se hidrolizan produciendo disoluciones básicas, porque el anión de la sal acepta un protón del agua, formando el ácido débil (del que proviene la sal), liberando iones hidroxilo,  $\text{OH}^-$ , como se ilustra en la reacción:



Para esta reacción de hidrólisis, la  $K_h$  es:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{K_w}{K_a} \quad (8.6)$$

En consecuencia:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &< [\text{OH}^-] \\ pH &> 7 \end{aligned}$$

Por tanto, la hidrólisis de estas sales genera **soluciones básicas**.

**Ejemplo 8.2: Porcentaje de hidrólisis**

Los conservadores de alimentos son sustancias que, sin alterar el sabor, impiden el crecimiento de microorganismos que podrían descomponer a dichos alimentos. El benzoato de sodio ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ ) es un conservador que se usa frecuentemente en jugos, margarinas y mermeladas.

La etiqueta de un envase de 1.0 L de jugo de fruta indica que el contenido de benzoato de sodio es 2.5 g. Si sabemos que a 25 °C la  $K_a$  del ácido benzoico ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ), es  $6.3 \times 10^{-5}$ ,

- ¿Cuál será el pH del jugo?
- ¿Cuál será el porcentaje de ionización del acetato de sodio (porcentaje de hidrólisis) en el jugo?

**Estrategia:**

Podemos resolver este problema mediante los siguientes pasos:

- Paso 1. Calculamos la concentración de  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$  en el jugo.
- Paso 2. Planteamos el equilibrio para la hidrólisis de la sal.
- Paso 3. Expresamos la constante de hidrólisis y calculamos las concentraciones en el equilibrio.
- Paso 4. Calculamos el pH y el porcentaje de hidrólisis.

**Solución:**

Desarrollando la estrategia de los 4 pasos descritos previamente, tenemos:

**Paso 1.** A partir de 2.5 g de  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$  y de su masa molar (144.11 g/mol), calculamos el número de moles de  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ :

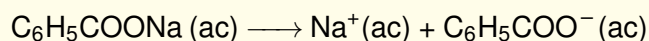
$$\begin{aligned}\text{mol de } \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa} &= (2.5 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}) \left( \frac{1 \text{ mol}}{144.11 \text{ g/mol}} \right) \\ &= 1.735 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

De acuerdo con la descripción del problema, el volumen de jugo es de 1.0 L, por lo que podemos calcular la concentración molar del  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ :

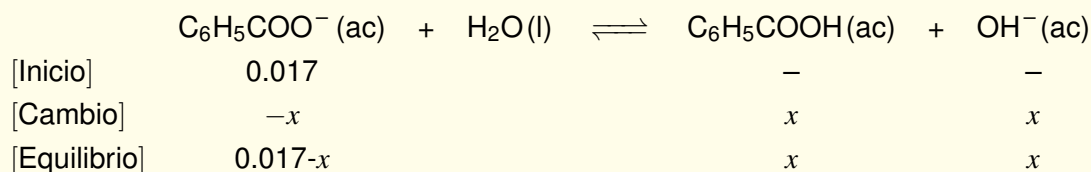
$$\begin{aligned}M &= \frac{1.735 \times 10^{-2} \text{ mol}}{1.0 \text{ L}} \\ &= 1.735 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \\ &= 0.017 \text{ M}\end{aligned}$$

Esta es la concentración molar inicial del  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ .

**Paso 2.** El benzoato de sodio en agua se ioniza de acuerdo con la ecuación química:



Ahora podemos plantear el equilibrio para la hidrólisis de la sal:



**Paso 3.** A partir de la ecuación (8.6), la constante de hidrólisis ( $K_h$ ) para esta reacción se puede escribir como:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}$$

Con esta ecuación, podemos calcular las concentraciones en el equilibrio:

$$\begin{aligned}\frac{1 \times 10^{-14}}{6.3 \times 10^{-5}} &= \frac{(x)(x)}{0.017 - x} \\ 1.5873 \times 10^{-10} &= \frac{x^2}{0.017 - x} \\ 1.5873 \times 10^{-10} &\approx \frac{x^2}{0.017}\end{aligned}$$

La última expresión es una ecuación cuadrática de la forma:

$$x^2 = 2.693 \times 10^{-10}$$

Cuyas soluciones son:

$$\begin{aligned}x_1 &= 1.643 \times 10^{-6} \\ x_2 &= -1.643 \times 10^{-6}\end{aligned}$$

La raíz negativa no tiene sentido porque  $x$  representa una concentración. Por lo tanto, en el equilibrio, la concentración del ion benzoato ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ ) es:

$$\begin{aligned}[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] &= 0.017 - x \\ &= 0.017 - 1.643 \times 10^{-6} \\ &= 0.016998 \text{ M}\end{aligned}$$

y las concentraciones del ácido benzoico ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ) y del ion hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ) en el equilibrio son:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = [\text{OH}^-] = x = 1.643 \times 10^{-6}$$

Conociendo la concentración de  $\text{OH}^-$  podemos calcular el pOH y por consiguiente el pH.

**Paso 4.** Calculamos el pOH y después el pH del jugo:

$$\begin{aligned}pOH &= -\log[\text{OH}^-] \\ &= -\log(1.643 \times 10^{-6}) \\ &= 5.78\end{aligned}$$

Por lo que el pH es:

$$\begin{aligned}pH &= 14 - pOH \\&= 14 - 5.78 \\pH &= 8.22 \quad \blacksquare\end{aligned}$$

Este resultado muestra que el jugo es una solución básica.

Finalmente, calculamos el porcentaje de hidrólisis, usando la ecuación:

$$\begin{aligned}\% \text{ hidrólisis} &= \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]_{\text{equil}}}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]_{\text{inicio}}} \times 100 \\&= \frac{x}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]_{\text{inicio}}} \times 100 \\&= \frac{1.643 \times 10^{-6}}{0.017} \times 100 \\ \% \text{ hidrólisis} &= 0.01 \%\end{aligned}$$

El resultado final significa que se hidrolizó el 0.01 % del benzoato de sodio. ■

**Verificación:**

Como el benzoato de sodio ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ ) es una sal proveniente del ácido benzoico ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ), que es un ácido débil, la hidrólisis de esta sal produce una disolución básica, es decir, con  $\text{pH} > 7$ . El pH calculado cumple con esta condición.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 8.36.** Las siguientes especies químicas corresponden a algunos ácidos o bases débiles. Establece su reacción de disociación, además señala a cada especie como el ácido, la base y sus pares conjugados e indica la naturaleza de la disolución resultante (ácida o básica).

- a)  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$       b)  $\text{HCOO}^-$       c)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$       d)  $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_3\text{NH}^+$

**Ejercicio 8.37.** A continuación se presenta información de algunos ácidos orgánicos; determina el pH de la disolución resultante para cada uno e indica cuál es el ácido más fuerte.

- a) Ácido butanoico ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CO}_2\text{H}$ ), 0.01 M y  $K_a = 1.52 \times 10^{-5}$   
b) Ácido cloroacético ( $\text{ClCH}_2\text{CO}_2\text{H}$ ), 0.01 M y  $K_a = 1.36 \times 10^{-3}$   
c) Ácido bromoacético ( $\text{BrCH}_2\text{CO}_2\text{H}$ ), 0.01 M y  $K_a = 1.26 \times 10^{-3}$

**Ejercicio 8.38.** A continuación se presenta información de algunas bases orgánicas débiles, similares en su estructura, a una concentración de 0.05 mol/L. Para cada una determine el pH de la disolución resultante e indique cual tiene el pH más elevado.

- a) Etanolamina ( $\text{OHCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^+$ ),  $K_a = 3.18 \times 10^{-10}$
- b) Trietilamina ( $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_3\text{NH}^+$ ),  $K_a = 1.93 \times 10^{-11}$
- c) Etilamina ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+$ ),  $K_a = 2.31 \times 10^{-11}$
- d) Dietilamina ( $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{NH}_2^+$ ),  $K_a = 1.17 \times 10^{-11}$

**Ejercicio 8.39.** Los siguientes compuestos presentan diferentes características cuando se disuelven en agua. Indica cuál de estos compuestos no cambia el pH de la disolución. Justifica tu respuesta.

- a)  $\text{NaHCO}_3$       b)  $\text{NH}_4\text{Cl}$       c)  $\text{KCN}$       d)  $\text{KCl}$       e)  $\text{HCl}$

**Ejercicio 8.40.** El bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) es un sólido cristalino blanco soluble en agua, es una base débil que se emplea para neutralizar la acidez estomacal, tiene una constante de basicidad de  $2.325 \times 10^{-8}$ . Cuando se disuelven 3.50 g en 175.0 mL de agua a temperatura ambiente, determina:

- a) La ecuación química de la hidrólisis.
- b) El pH de la disolución resultante, si para el  $\text{H}_2\text{CO}_3$  la  $K_a = 4.3 \times 10^{-7}$ .

**Ejercicio 8.41.** El benzoato de sodio ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{Na}$ ) es una sal derivada del ácido benzoico, se utiliza como conservador en la industria alimenticia. El ácido benzoico tiene una  $K_a$  de  $6.28 \times 10^{-5}$ . Si se cuenta con una disolución con una concentración 0.3 M, realiza lo siguiente:

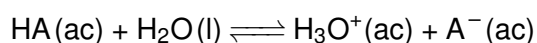
- a) Establece la reacción de disociación.
- b) Calcula la concentración de los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$ .
- c) Calcula el pH.

**Ejercicio 8.42.** El ácido fenilacético ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CO}_2\text{H}$ ), es un ácido orgánico débil, se utiliza en perfumería debido a que en bajas concentraciones tiene su olor similar a la miel. Además, se usa en la síntesis de penicilina G. Tiene un valor de  $K_a$  de  $4.90 \times 10^{-5}$ . Con estos antecedentes, determina:

- a) La ecuación de disociación del ácido fenilacético.
- b) La concentración de las especies químicas en el equilibrio.
- c) La concentración de  $\text{OH}^-$  en una disolución.
- d) El pH de la disolución en el equilibrio.

## 8.6 Relación entre $K_a$ y $K_b$

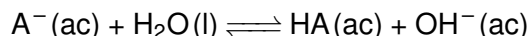
Existe una relación entre la constante de disociación ácida ( $K_a$ ) y la constante de ionización de su base conjugada ( $K_b$ ). Supongamos que tenemos un ácido débil HA disuelto en agua, como se describe en la siguiente ecuación química.



Sabemos que la constante de disociación ácida ( $K_a$ ) es:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Ahora, si tenemos la base débil  $\text{A}^-$  disuelta en agua, como se describe en la siguiente ecuación química:



La constante de disociación de la base conjugada es:

$$K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \quad (8.7)$$

El producto de las dos constantes de ionización estaría dado por la siguiente ecuación:

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \cdot \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Por lo tanto

$$K_a \cdot K_b = K_w \quad (8.8)$$

Si se analizan las dos ecuaciones químicas (disociación del ácido débil HA y de la base débil  $\text{A}^-$ ) y se suman, se obtiene la reacción de autoionización del agua. Esto significa que cuando dos reacciones químicas se suman para dar una tercera reacción, la constante de equilibrio resultante será el producto de las constantes de equilibrio de las dos reacciones que se sumaron.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 8.43.** Utilizando la metilamina ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ) como ejemplo de base débil, describe:

- La reacción de disociación en agua para formar su ácido conjugado.
- Plantea la ecuación que describe el cálculo de la  $K_b$  de la base conjugada.
- La reacción de disociación del ácido conjugado de la metilamina.
- Plantea la ecuación que describe el cálculo de la  $K_a$  del ácido conjugado.

**Ejercicio 8.44.** El ácido láctico o ácido 2-hidroxipropanoico ( $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}$ ) es un ácido débil, se produce principalmente en las células musculares y en los glóbulos rojos, tiene una constante de acidez de  $1.4 \times 10^{-4}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Determina:

- La ecuación de disociación del ácido láctico.
- Calcula el valor de la  $K_b$  de su base conjugada, el ión lactato.

**Ejercicio 8.45.** Una de las aplicaciones del ácido 4-nitrobenzoico ( $\text{p-NO}_2-\text{C}_6\text{H}_4\text{CO}_2\text{H}$ ) es como precursor en la síntesis de ácido fólico, tiene un valor de  $K_a$  de  $3.61 \times 10^{-4}$ . Una disolución de  $\text{p-NO}_2-\text{C}_6\text{H}_4\text{CO}_2\text{H}$  tiene un  $\text{pH} = 2.35$ . Con la información proporcionada, determina:

- a) La reacción de disociación del  $\text{p-NO}_2-\text{C}_6\text{H}_4\text{CO}_2\text{H}$ ,
- b) La concentración de todas las especies en el equilibrio.
- c) La concentración inicial del  $\text{p-NO}_2-\text{C}_6\text{H}_4\text{CO}_2\text{H}$ .
- d) El porcentaje de disociación del  $\text{p-NO}_2-\text{C}_6\text{H}_4\text{CO}_2\text{H}$ .

**Ejercicio 8.46.** La constante de acidez del ácido acético  $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ , mientras que para el ácido hipocloroso es de  $K_a = 3.0 \times 10^{-8}$ , con esta información, responde lo siguiente:

- a) ¿Cuál es el ácido más fuerte?
- b) Calcula los valores de  $K_b$  para las correspondientes bases conjugadas, los iones  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  e  $\text{ClO}^-$ .
- c) Con los resultados anteriores, concluye cuál será la base conjugada más fuerte, ¿el ion acetato ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) o el ion hipoclorito ( $\text{ClO}^-$ )?

**Ejercicio 8.47.** El valor de la constante de basicidad para el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) es  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ , mientras que para la hidroxilamina ( $\text{NH}_2\text{OH}$ ) es  $K_b = 1.1 \times 10^{-8}$ , con esta información, responde lo siguiente:

- a) ¿Cuál es la base más fuerte?
- b) ¿Qué ácido conjugado es el más fuerte, el ion amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) o el ion hidroxilamonio ( $\text{H}_3\text{NOH}^+$ )?
- c) ¿Cuál es el valor de  $K_a$  para los ácidos conjugados  $\text{NH}_4^+$  e  $\text{H}_3\text{NOH}^+$ ?

**Ejercicio 8.48.** El ácido tartárico ( $\text{HO}_2\text{CCH}(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}$ ) es un ácido dicarboxílico presente en la fruta, particularmente en las uvas y el tamarindo. Se utiliza como aclarante, antimanchas, así como en productos cosméticos. Tiene dos constantes de disociación ácida, con valores de  $9.20 \times 10^{-4}$  la primera y  $4.31 \times 10^{-5}$  la segunda. Para una disolución 0.1 M y considerando solo su primera disociación, realiza lo siguiente:

- a) Escribe la reacción de la primera disociación del ácido tartárico.
- b) Determina el valor del pH de este ácido.
- c) Determina el valor de  $K_b$  para la base conjugada del ácido tartárico (ion tartrato).
- d) Calcula el porcentaje de ionización.
- e) Determina la concentración de ácido tartárico inicial necesaria para tener una disolución con un pH = 2.5.

## 8.7 Porcentaje de ionización o disociación

Anteriormente se mencionó que la magnitud de la constante de equilibrio ( $K_a$ ) nos indica la fuerza de un ácido, sin embargo, el **porcentaje de ionización de un ácido** es otra forma de determinar la fuerza de un ácido o una base. Cuanto más fuerte sea un ácido o una base, su porcentaje de ionización será mayor. En el equilibrio, la concentración de un ácido monoprótico ionizado ( $\text{A}^-$ ) es igual a la concentración de iones  $\text{H}^+$ . Por lo que podemos calcular el porcentaje de ionización con la siguiente expresión:

$$\% \text{ ionización} = \frac{[\text{H}^+]_{\text{equilibrio}}}{[\text{HA}]_{\text{inicial}}} \times 100 \quad (8.9)$$

El porcentaje de ionización de un ácido débil depende de su concentración inicial. Entre más diluido se encuentre el ácido mayor será su ionización, esto está de acuerdo con lo descrito por el principio de Le Châtelier. Sin embargo, su conductividad eléctrica disminuye.

### Ejercicios de la Sección

**Ejercicio 8.49.** El tris(hidroximetil)aminometano o TRIS ( $\text{HOCH}_2)_3\text{CNH}_2$ ) es una amina alifática primaria, es una base débil, se utiliza con fines bioquímicos, microbiológicos, farmacéuticos y en biología molecular, tiene un valor de  $K_b$  de  $1.189 \times 10^{-6}$ . Si la disolución resultante tiene un pH de 9.1 determina:

- a) La concentración de  $[\text{OH}^-]$  en el equilibrio.
- b) La concentración inicial.
- c) El porcentaje de disociación.

**Ejercicio 8.50.** El ácido acético es un ácido carboxílico que se encuentra presente en el vinagre, además de tener muchas otras aplicaciones. Tiene una constante de disociación ácida de  $1.75 \times 10^{-5}$ , sin embargo, el grado de disociación esta en función de la concentración inicial. A continuación, se presentan diferentes concentraciones iniciales de ácido acético, determina el pH y porcentaje de ionización para cada una de ellas.

- a) 1.0 M.      b) 0.5 M.      c) 0.01 M.      d) 0.005 M.      e) 0.001 M.

**Ejercicio 8.51.** Considera una disolución de una base débil hipotética con una concentración inicial de 0.02 M, en la cual se determinó un porcentaje de disociación del 8.0%. Determina lo siguiente:

- a) El valor de su constante de basicidad  $K_b$ .
- b) El pH de la disolución.
- c) Determina el pH y el porcentaje de ionización si la disolución se diluye a 0.01 M.
- d) Si la disolución inicial se diluye a 0.00001 M, ¿hacia qué valores tienden el pH y el porcentaje de ionización?

**Ejercicio 8.52.** Se tiene una disolución de un ácido monoprótico débil con una concentración inicial de  $1.5 \times 10^{-3}$  M y un porcentaje de ionización del 13.0%. Calcula lo siguiente:

- a) El valor de su constante de acidez  $K_a$ .
- b) El pH de la disolución.

**Ejercicio 8.53.** La bencilamina ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_2$ ) es una base débil, se utiliza como materia prima en la síntesis de otros compuestos químicos, como colorantes, resinas, medicamentos, entre



otros. Tiene una constante de basicidad de  $2.222 \times 10^{-5}$ . Si se parte de una disolución inicial 0.07 M, determina:

- La reacción de disociación de la bencilamina.
- Las concentraciones de todas las especies químicas en el equilibrio.
- El pH de la disolución.
- El porcentaje de ionización de la bencilamina.

**Ejercicio 8.54.** El ácido láctico ( $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}$ ) se encuentra presente en la leche agria, también se genera en el metabolismo sobre todo cuando se realiza ejercicio intenso. Tiene una  $K_a$  de  $1.4 \times 10^{-4}$ . Si se parte de una disolución que tiene un pH de 2.7, calcula lo siguiente:

- La concentración inicial del ácido láctico.
- El porcentaje de ionización del ácido láctico.

**Ejercicio 8.55.** La etanolamina ( $\text{OHCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ ) es ampliamente utilizada en síntesis química y como agente quelante. Una disolución de 0.08 M tiene un porcentaje de ionización de 1.963 % a temperatura ambiente. Determina:

- El pH de la disolución.
- La constante de basicidad  $K_b$ .

**Ejercicio 8.56.** El ácido valérico o pentanoico ( $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CO}_2\text{H}$ ), es un aditivo alimentario empleado como sustancia aromatizante sintética y adyuvante. Tiene una  $K_a$  de  $1.44 \times 10^{-5}$  a temperatura ambiente. Considerando una disolución 0.05 M inicial, calcula lo siguiente:

- Las concentraciones de todas las especies químicas en el equilibrio.
- El valor del pH del ácido valérico.
- El porcentaje de ionización de este ácido.

## 8.8 Neutralización

Una reacción que se produce entre un ácido y una base se conoce como reacción de neutralización. En la reacción se produce una sal y agua. En este libro consideramos tres tipos de reacciones, mismas que se emplean en los análisis cuantitativos para conocer la concentración de disoluciones con ácidos y bases; a estos procedimientos se les conoce como **titulación** o **valoración**. Los tipos de reacción son:

- Reacciones de un ácido fuerte y una base fuerte.
- Reacciones entre un ácido débil y una base fuerte.
- Reacciones entre un ácido fuerte y una base débil.

En una titulación se añade a una disolución problema (**analito**) de un ácido o una base, una cantidad conocida de una **disolución valorante**, la cual es una disolución que contiene la especie que va a reaccionar con el analito (debe ser un ácido o una base fuerte) de concentración conocida (preparada a partir de un reactivo patrón o estándar primario) hasta que la reacción se complete. La reacción se completa cuando se ha alcanzado el punto de equivalencia.

La parte práctica de este proceso se representa en la figura 8.3, donde la solución valorante se adiciona mediante una bureta, para poder medir el volumen. El analito de volumen conocido se coloca en un matraz Erlenmeyer con agitación constante (ya sea manual o con ayuda de un agitador o barra magnética) hasta observar el vire o cambio en la coloración por la presencia del indicador.

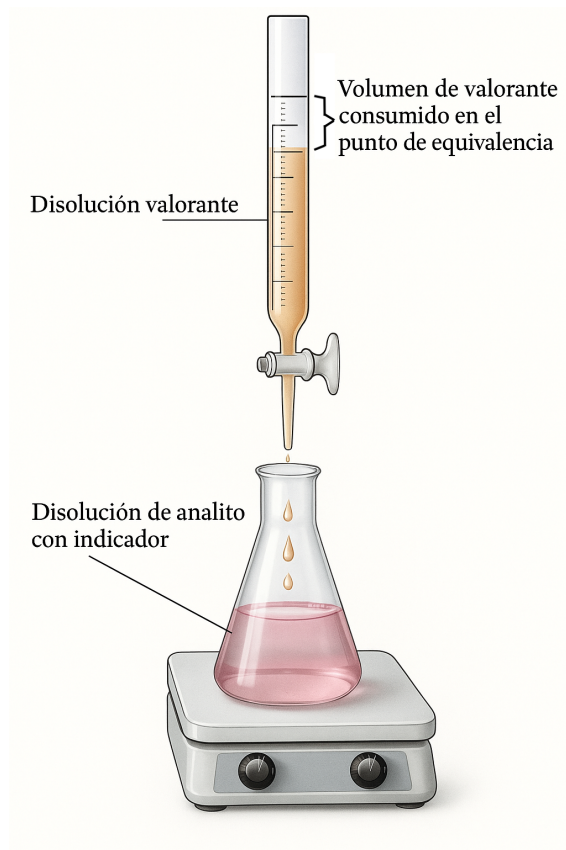


Figura 8.3: Equipo experimental para una titulación ácido-base.

Generalmente se requiere de un indicador, el cual es un compuesto con una propiedad física que cambia bruscamente en las proximidades del punto de equivalencia. En el caso de las valoraciones ácido-base generalmente se observa un cambio en la coloración. Este cambio en la coloración es generado por la completa eliminación del analito (al haber alcanzado su punto de equivalencia con la solución valorante) o por la aparición de exceso de valorante y tener un cambio de pH. La etapa más importante en este tipo de reacciones de neutralización es relacionar el número de moles de la solución valorante con el número de moles presentes en la disolución del analito. De esta manera podemos conocer la concentración del analito al emplear la fórmula:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

donde  $C_1$  y  $C_2$  son las concentraciones y  $V_1$  y  $V_2$  son los volúmenes de la solución valorante y del analito, respectivamente.

**Ejercicios de la Sección**

**Ejercicio 8.57.** A continuación se presenta una serie de reacciones, completa y balancea la ecuación, indica cuál especie es el ácido, la base y sus respectivos pares conjugados:

- a)  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{ac}) + \text{NaOH}(\text{ac}) \longrightarrow$       b)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{Na}(\text{ac}) + \text{HBr}(\text{ac}) \longrightarrow$   
c)  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac}) + \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}(\text{ac}) \longrightarrow$       d)  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{NaHCO}_3(\text{ac}) \longrightarrow$

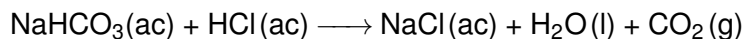
**Ejercicio 8.58.** A continuación se presenta una serie de reacciones, en cada una de ellas debes completar y balancear la ecuación, indicar cuál especie es el ácido y cuál la base, además de sus respectivos pares conjugados:

- a)  $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow$       b)  $\text{HCN} + \text{NH}_3 \longrightarrow$   
c)  $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow$       d)  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{NH}_3 \longrightarrow$   
e)  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{NaCN} \longrightarrow$

**Ejercicio 8.59.** El vinagre es un condimento líquido. Consiste básicamente de una disolución de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ ) en agua. Para neutralizar completamente una muestra de 25.0 mL de vinagre, se usaron 24.50 mL de una solución estandarizada de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) con una concentración 0.20 M. Si el ácido acético tiene una  $K_a$  de  $1.75 \times 10^{-5}$  determina:

- a) La concentración de ácido acético en la muestra de vinagre.  
b) El valor del pH de la solución original.  
c) El grado de ionización previo a la valoración.

**Ejercicio 8.60.** El bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) es la sustancia presente en los antiácidos, neutraliza el exceso de acidez en ciertas partes del organismo, como en el jugo gástrico donde hay ácido clorhídrico. La reacción entre el bicarbonato de sodio y el ácido clorhídrico del jugo gástrico se muestra a continuación:



Se emplean 0.35 g de  $\text{NaHCO}_3$  para reaccionar con suficiente jugo gástrico a 1.0 atm de presión y la temperatura corporal, es decir a 310.0 K. Determina el volumen de  $\text{CO}_2$  que se produce al neutralizar el  $\text{NaHCO}_3$ .

**Ejercicio 8.61.** A temperatura ambiente, el amoníaco tiene una constante de basicidad de  $1.754 \times 10^{-5}$ . Se tiene una alícuota de 25 mL de una disolución de amoníaco 0.60 M. Con esta información realiza lo siguiente:

- a) Escribe la reacción de disociación de amoníaco en agua.  
b) Calcula el pH de la disolución.  
c) Determina el porcentaje de disociación del amoníaco en agua.  
d) El volumen de una disolución estándar de  $\text{HCl}$  0.4 M necesario para neutralizar completamente la disolución de  $\text{NH}_3$ .



## 9. RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS

### CAPÍTULO 1

**1.1.** John Dalton

**1.2.** A criterio del lector.

**1.3.** a) Ley de las proporciones múltiples.

b) Ley de la composición constante. c) Ley de la conservación de la materia. **1.21.**

**1.4.** a **1.16.** A criterio del lector.

**1.17.** a) Protones y electrones b) No

**1.18.** a) Falso b) Falso c) Verdadero

**1.19.** A = 201

**1.20.**  $n^0 = 142$

| Isótopo                   | $p^+$ | $n^0$ | $e^-$ |
|---------------------------|-------|-------|-------|
| ${}^1_1\text{H}$          | 1     | 0     | 1     |
| ${}^3_1\text{H}$          | 1     | 2     | 1     |
| ${}^6_3\text{Li}^+$       | 3     | 3     | 2     |
| ${}^{12}_6\text{C}$       | 6     | 6     | 6     |
| ${}^{48}_{20}\text{Ca}$   | 20    | 28    | 20    |
| ${}^{80}_{35}\text{Br}^-$ | 35    | 45    | 36    |
| ${}^{197}_{79}\text{Au}$  | 79    | 118   | 79    |
| ${}^{207}_{82}\text{Pb}$  | 82    | 125   | 82    |

**1.22.** a) Zn: radiación de mayor energía.

K: radiación de menor energía. b) La muestra contiene Ca.

**1.23.** a)  $\nu = 5.83 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$  b) Color verde

**1.24.** a)  $E = 6.09 \times 10^{-24} \text{ J}$  b) No. Se localiza

en la región de microondas.

**1.25.** a)  $\lambda = 1.19 \times 10^{-6} \text{ m}$  b) No, la luz infrarroja descompone la película.

**1.26.** Radio AM > Radio FM > LED de luz roja > Rayos X

**1.27.** Fotón

**1.28.** Albert Einstein

**1.29.** A criterio del lector.

**1.30.** a) Falso b) Falso c) Verdadero d) Verdadero

**1.31.**  $2.49 \times 10^{20}$  fotones en 1 segundo.

**1.32.** a) El ojo humano percibe  $1.51 \times 10^4$  fotones por segundo. b) Es menor.

**1.33.**  $\Delta E = 1.31 \times 10^{-19} \text{ J}$

**1.34.**  $E = 1.29 \times 10^{-15} \text{ J}$

**1.35.** Verdadera

**1.36.** a **1.37.** A criterio del lector.

**1.38.**  $E_\phi = 4.34 \times 10^{-19} \text{ J}$ ;

$\nu_{\min} = 6.55 \times 10^{14} \text{ Hz}$ ;

$\lambda_{\max} = 458 \text{ nm}$

**1.39.** a)  $\lambda_{\max} = 130 \text{ nm}$  b) No, el Sol emite energía con  $\lambda$  entre 200 nm y 3000 nm.

**1.40.** Se requieren  $6.023 \times 10^{23}$  fotones, con  $\lambda_{\max} = 241.53 \text{ nm}$ .

**1.41.** a) No b)  $\lambda_{\max} = 5405 \text{ Å}$

**1.42.** a)  $E = 5.17 \text{ eV}$  b)  $E_K = 1.40 \text{ eV}$

c)  $E_\phi = 3.77 \text{ eV}$  d)  $\lambda_{\max} = 329 \text{ nm}$  e) No

f) La luz está en la región ultravioleta.

**1.43.**  $\Delta E = 1.89 \text{ eV}$ ;  $\lambda_{3 \rightarrow 2} = 656 \text{ nm}$

**1.44.** a **1.45.** A criterio del lector.

**1.46.**  $n_i = 2$

**1.47.** a)  $\lambda = 102.63 \text{ nm}$  b)  $E = 3.03 \times 10^{-19} \text{ J}$

c)  $\lambda = 97.31 \text{ nm}$

**1.48.** a)  $-1,312 \text{ kJ/mol}$  b)  $91.2 \text{ nm}$  c) Se absorbe d)  $328 \text{ kJ/mol}$

**1.49.** a)  $E = -4.09 \times 10^{-19} \text{ J}$ ;  $\nu = 6.17 \times 10^{14} \text{ Hz}$ ;  
 $\lambda = 486 \text{ nm}$ ; emisión.

b)  $E = -2.09 \times 10^{-18} \text{ J}$ ;  $\nu = 3.16 \times 10^{15} \text{ Hz}$ ;  
 $\lambda = 95 \text{ nm}$ ; emisión.

c)  $E = 1.82 \times 10^{-19} \text{ J}$ ;  $\nu = 2.74 \times 10^{14} \text{ Hz}$ ;  
 $\lambda = 1094 \text{ nm}$ ; absorción.

**1.50.** a)  $\nu_1 = \nu_2 + \nu_3$ , b)  $\lambda_1 = \frac{\lambda_2 \lambda_3}{\lambda_2 + \lambda_3}$

**1.51.** Dualidad onda-partícula.

**1.52.** El protón ( $H^+$ )

**1.53.** a)  $\lambda = 0.485 \text{ nm}$  b)  $\lambda = 4.42 \times 10^{-22} \text{ nm}$

c)  $\lambda = 4.01 \times 10^{-37} \text{ m}$  d)  $\lambda = 6.66 \times 10^{-13} \text{ m}$

e) Las reportadas en a) y d).

**1.54.**  $\nu = 4497.96 \text{ m/s}$

**1.55.**  $\lambda = 0.57 \text{ nm}$

**1.56.**  $\nu = 9.44 \times 10^6 \text{ m/s}$

**1.57.** a **1.58.** A criterio del lector.

**1.59.** a)  $n = 5$  b) d c) 14 electrones d) 3

**1.60.** a) Subcapa p b) Subcapa d

c) Subcapa f d) Subcapa  $p_z$

**1.61.** a) 11 electrones p b) 6 electrones s

c) 10 electrones  $3d$

**1.62.** a) (4, 1, -1), (4, 1, 0) y (4, 1, -1)

Hay 3 orbitales.

b) (4, 2, -2), (4, 2, -1), (4, 2, 0), (4, 2, 1) y (4, 2, 2). Hay 5 orbitales.

c) No existe el orbital 2 d.

d) (6,3,-3), (4, 3, -2), (4, 3, -1), (4, 3, 0), (4, 3, 1), (4, 3, 2) y (4, 3, 3).

Hay 7 orbitales.

**1.63.** a) Usando la notación  $(n, l, m_l)$ :

(3, 0, 0), (3, 1, -1), (3, 1, 0), (3, 1, 1), (3, 2, -2), (3, 2, -1), (3, 2, 0), (3, 2, 1), (3, 2, 2).

b) 4 = nivel (valor de  $n$ );

d = orbital (valor de  $l = 3$ );

7 = número de electrones.

c) La subcapa  $d_{xz}$ .

**1.64.** La configuración 2f no es posible.

**1.65.** No, porque fue diseñada para el átomo de hidrógeno.

**1.66.** El número  $n$ , para el átomo de hidrógeno. Los números  $n$  y  $l$  para átomos polieletrónicos.

**1.67.** A criterio del lector.

**1.68.** *Diamagnético*: átomo con todos sus electrones apareados. *Paramagnético*: átomo con al menos un electrón desapareado.

**1.69.** a) Viola el principio de exclusión de Pauli.

b), d) y e) Violan la regla de Hund.

**1.70.** Diamagnético: Neón (Ne).

Paramagnético: Aluminio (Al).

**1.71.** Electrones apareados.

**1.72.** El ion  $S^+$  tiene 3 electrones desapareados, porque su último subnivel ocupado es  $3p^3$ .

**1.73.** a) Inaceptable, porque  $m_l \neq \frac{1}{2}$ .

b) Configuración válida.

c) Inaceptable, porque si  $n = 2$ ,  $l$  sólo puede valer 0 o 1.

d) Configuración válida.

e) Inaceptable, porque  $m_s \neq \frac{1}{2}$ .

f) Configuración válida.

**1.74.**  $b < e < c < a = d < f$

**1.75.** (3, 0, 0, 1/2), (3, 0, 0, -1/2), (3, 1, -1, 1/2). El elemento es Al.

**1.76.** a) (1, 0, 0, 1/2), (1, 0, 0, -1/2) (2, 0, 0, 1/2) y (2, 0, 0, -1/2)

b) (5, 0, 0, 1/2)

c) (2, 1, -1, 1/2), (2, 1, 0, 1/2), (2, 1, -1, 1/2) y (2, 1, -1, -1/2)

d) (3, 2, -2, 1/2), (3, 2, -1, 1/2) y (3, 2, 0, 1/2)

**1.77.** a) Helio excitado. Su estado basal es:  $1s^2$ .

b) Nitrógeno excitado.

Su estado basal es:  $1s^2 2s^2 2p^3$

c) Sodio en estado basal.

d) Arsénico excitado.

Su estado basal es:  $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^3$

e) Cloro excitado.

Su estado basal es:  $[Ne] 3s^2 3p^5$

f) Terbio en estado basal.

**1.78.** a)  ${}_3\text{W}$ : Estado excitado. b)  ${}_7\text{X}$ : Estado excitado. c)  ${}_6\text{Y}$ : Imposible. d)  ${}_8\text{Z}$ : Estado excitado.

## CAPÍTULO 2

**2.1.** Dos periodos con 8 elementos, dos periodos con 18 elementos y dos periodos con 32 elementos.

**2.2.** Por sus propiedades físicas como conductores del calor y la electricidad.

**2.3. a 2.4.** A criterio del lector.

**2.5.** Son los elementos más abundantes en la tierra. Los nombres y símbolos quedan a criterio del lector.

**2.6.** Son los electrones más externos de un átomo.

**2.7.** A criterio del lector.

**2.8.** a)  $[\text{Ar}]4s^2$  b) Diamagnético  
c) (4, 0, 0, 1/2) y (4, 0, 0, -1/2)

**2.9.** Las configuraciones electrónicas son:

B:  $[\text{He}]2s^2 2p^1$ ;  $\text{B}^{3+}$ :  $[\text{He}]$

F:  $[\text{He}]2s^2 2p^5$

$\text{F}^-$ :  $[\text{Ne}]$

a) El B y el F

b) B: 1 electrón no apareado.

F: 1 electrón no apareados.

c)  $\text{B}^{3+}$  y  $\text{F}^-$

d)  $\text{B}^{3+}$  al He y  $\text{F}^-$  al Ne

**2.10.** a) Ca: diamagnético.

b) N: paramagnético, 3 elec. desapareados.

c) Br: paramagnético, 1 elec. desapareado.

d) Tl: paramagnético, 1 elec. desapareado.

**2.11.** a)  $\text{I}^-$  isoelectrónico con Xe.

b)  $\text{Ba}^{2+}$  isoelectrónico con Xe.

**2.12.** a) periodo 6, grupo 1

b) periodo 4, grupo 2

c) periodo 5, grupo 10

d) periodo 2, grupo 13

**2.13.** a) Alcalino b) Gas noble c) Halógeno

d) Elemento de transición

**2.14.** a)  $\text{Se}^{2-}$ , Kr,  $\text{Rb}^+$ ,  $\text{Sr}^{2+}$

b)  $\text{F}^-$ , Ne,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$

c)  $\text{Te}^{2-}$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Ba}^{2+}$

d)  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ , Ar,  $\text{Na}^+$

**2.15.** a) Grupo 1, configuración:  $8s^1$

b) Grupo 2, configuración:  $8s^2$

c) Grupo 3, configuración:  $8s^2 7d^1$

d) Grupo 4, configuración:  $8s^2 7d^2$

**2.16.** d) Metal de transición.

**2.17.** a) Sm: un elemento radiactivo.

b) S: un sólido no conductor.

c) Si: un metaloide.

d) Sn: un metal.

e) Sr: un elemento alcalinotérreo.

**2.18. a 2.22.** A criterio del lector.

**2.23.** a) Disminuye b) Aumenta

**2.24.** a) K b) K c) Br d) Cr e) Te f) Cs

g) N h) P i) Au

**2.25.** A criterio del lector.

**2.26.** a) Disminuye, porque pierde electrones.

b) Aumenta, porque gana electrones.



**2.27.** Porque los electrones extra que contienen los aniones se ubican en orbitales más externos.

**2.28.** a) Pierde 1 electrón b) El Ne

**2.29.** a) Ganan 2 electrones b) El Ne  
c) El Ar

**2.30.** a)  $\text{Ge} > \text{Si} > \text{P} > \text{O}$   
b)  $\text{Rb} > \text{K} > \text{Na} > \text{Mg}$   
c)  $\text{S} > \text{O} > \text{F} > \text{Ne}$   
d)  $\text{Ba} > \text{Ca} > \text{Mg} > \text{Al}$   
e)  $\text{K} > \text{Na} > \text{Al} > \text{B} > \text{C}$   
f)  $\text{Rb} > \text{Sr} > \text{Ca} > \text{Ge} > \text{P}$

**2.31.**  $\text{Mg}^{2+} < \text{F}^- < \text{O}^{2-} < \text{N}^{3-}$

**2.32.**  $\text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{Ca}^{2+} < \text{K}^+$

**2.33.** a **2.35.** A criterio del lector.

**2.36.** a)  $E_2$  b)  $E_1$  c)  $E_3$  d)  $E_5$

**2.37.**  $\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Co}^{3+}$ ;  $\text{Sc}^{3+}$  y  $\text{Ca}^{2+}$ ;  
 $\text{F}^-$  y  $\text{Al}^{3+}$ ;  $\text{Cu}^+$  y  $\text{Zn}^{2+}$ ;

**2.38.** a **2.44.** A criterio del lector.

**2.45.** a) Orden incorrecto. b) Orden incorrecto.  
c) Orden correcto. d) Orden incorrecto.

**2.46.** a) A: 737.7 kJ/mol; B: 1520.6 kJ/mol.

b) Elemento A: Mg; elemento B: Ar.

**2.47.** El K. Justificación a criterio del lector.

**2.48.**  $E = 4.7 \text{ J}$

**2.49.** a **2.53.** A criterio del lector.

**2.54.** La del Na. Justificación a criterio del lector.

**2.55.** a)  $\text{K} < \text{Ca} < \text{S} < \text{Cl}$

b)  $\text{Cl} < \text{S} < \text{K} < \text{Ca}$

**2.56.** Los elementos son B y Al.  
Pertenece al grupo 13 (III-A).

**2.57.** Porque para el Ar es la 1ª energía de ionización, mientras que para el  $\text{K}^+$  es la 2ª energía de ionización del átomo neutro (K).

**2.58.** El equivalente a la 5ª energía de ionización: 9,444.95 kJ/mol.

**2.59.** a **2.62.** A criterio del lector.

**2.63.** El Cl

**2.64.** a) Cl b) F c) Br d) Al

**2.65.** a) alta b) débilmente c) metálicas  
d) fuertemente

**2.66.** a)  $E_2$  b)  $E_4$  c)  $E_3$

**2.67.** a) Ba b) Sr c) Cl d) N

**2.68.** A criterio del lector.

**2.69.** Falsas: b) y e)

**2.70.** Aumenta

**2.71.** Disminuye

**2.72.** Falsa

**2.73.** a) Mg b) S c) C d) As

**2.74.** a) O b) Al c) Cl d) F

**2.75.** Li y Mg

**2.76.** Titanio: Ti,  $Z = 22$ , peso atómico:  
47.867 g/mol, grupo 4, periodo 4,

Metal

Talio: Tl, Z = 81, peso atómico: 204.3833 g/mol, grupo 13, periodo 6,

Metal.

**2.77.** Arreglo correcto: **d)** Ga > Ge > As

**2.78.** Propiedades **a), c)** y **d)**

**2.79.** **a)** [Ar]4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>4p<sup>6</sup>: Br, no lustroso.

**b)** [Ar]4s<sup>2</sup>3d<sup>2</sup>: Ti, maleable.

**c)** [Ar]4s<sup>2</sup>3d<sup>10</sup>4p<sup>2</sup>: Ge, semiconductor eléctrico.

**2.80.** **a)** Compuestos iónicos **b)** Grupo B

**2.81.** a **2.83.** A criterio del lector.

**2.84.** **a)** Al **b)** Al **c)** Si **d)** Al < Si < B < C

### CAPÍTULO 3

**3.1.** Una representación, con puntos, de los electrones de valencia de un elemento químico.

**3.2.**  $\cdot\text{K}\cdot$ ,  $\cdot\text{Mg}\cdot$ ,  $\cdot\ddot{\text{P}}\cdot$ ,  $\cdot\ddot{\text{S}}\cdot$ ,  $\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$  y  $\cdot\ddot{\text{Ar}}\cdot$

**3.3.** a **3.4.** A criterio del lector.

**3.5.** **a)** Mg<sup>2+</sup> **b)**  $\ddot{\text{Br}}\cdot$  **c)**  $\ddot{\text{O}}\cdot^{2-}$  **d)** Ga<sup>3+</sup>  
**e)**  $\ddot{\text{As}}\cdot^{3-}$  **f)** Ca<sup>2+</sup> **g)** Ge<sup>4+</sup> **h)**  $\ddot{\text{Bi}}\cdot^{3-}$

**3.6.**  $\cdot\ddot{\text{S}}\cdot + 2 \text{H}\cdot \longrightarrow \text{H}-\ddot{\text{S}}-\text{H}$

Los electrones enlazantes se representan con una raya y los electrones libres con puntos.

**3.7.** **a)**  $\cdot\ddot{\text{B}}\cdot + 3 \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \longrightarrow$

$$\begin{array}{c} \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \\ | \\ \cdot\ddot{\text{F}}\cdot - \text{B} - \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \\ | \\ \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \end{array}$$

**b)**  $\cdot\ddot{\text{As}}\cdot + 3 \text{H}\cdot \longrightarrow$

$$\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{As}}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \\ | \\ \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \quad \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \\ | \quad | \\ \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \quad \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \end{array}$$

**c)**  $\cdot\ddot{\text{S}}\cdot + 6 \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \longrightarrow$

$$\begin{array}{c} \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \quad \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \\ | \quad | \\ \cdot\ddot{\text{F}}\cdot - \text{S} - \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \\ | \quad | \\ \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \quad \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \end{array}$$

**3.8.** **a)**  $\left[ \begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{B}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array} \right]^{-}$

**b)**  $\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$

**c)**  $\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$

**3.9.** a **3.10.** A criterio del lector.

**3.11.** **b)** Fundido y **c)** Disuelto en agua. Porque forma iones.

**3.12.** **a)** V **b)** F **c)** V **d)** V

**3.13.** **a)** CaCl<sub>2</sub> **b)** K<sub>2</sub>S **c)** Sc<sub>2</sub>O<sub>3</sub> **d)** MgO

**3.14.** **a)**  $\text{Na}\cdot + \cdot\ddot{\text{S}}\cdot + \cdot\text{Na} \longrightarrow \text{Na}:\ddot{\text{S}}:\text{Na}$

Fórmula química: Na<sub>2</sub>S

**b)**  $\ddot{\text{Ca}} + \cdot\ddot{\text{O}}\cdot \longrightarrow \text{Ca}:\ddot{\text{O}}:$

Fórmula química: CaO

**3.15.** a **3.19.** A criterio del lector.

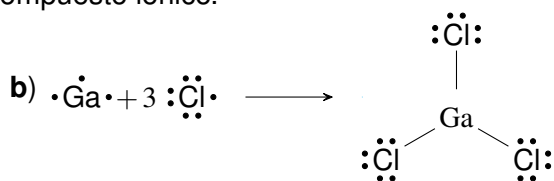
**3.20.** El MgO tiene la mayor energía de red.

**3.21.** a **3.23.** A criterio del lector.

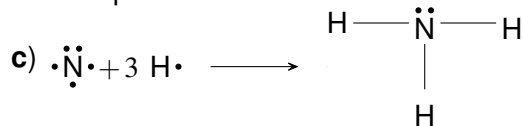
**3.24.** El Cl<sub>2</sub> tiene enlace covalente.

**3.25.** **a)**  $\cdot\text{Mg}\cdot + \cdot\ddot{\text{S}}\cdot \longrightarrow \text{Mg}:\ddot{\text{S}}:$

Compuesto iónico.



Compuesto covalente.

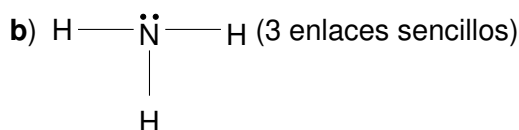


Compuesto covalente.

**3.26.** La opción es d), el  $\text{BCl}_3$ .

**3.27. a 3.30.** A criterio del lector.

**3.31. a)**  $\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}$  (2 dobles enlaces)



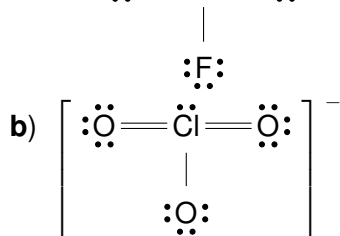
c)  $:\text{N}:::\text{N}:$  (Un enlace triple)

d)  $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$  (2 enlaces sencillos)

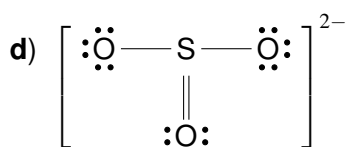
e)  $\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}$  (Un doble enlace)

**3.32. a 3.37.** A criterio del lector.

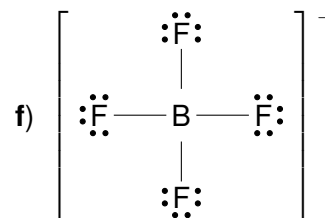
**3.38. a)**  $:\ddot{\text{F}}-\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{F}}:$



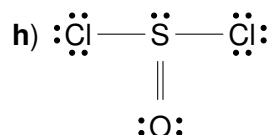
c)  $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Br}}:$



e)  $\ddot{\text{S}}=\text{C}=\ddot{\text{S}}$



g)  $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}$



**3.39. a 3.42.** A criterio del lector.

**3.43. a)**  $\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{S}}$

es la estructura más estable.

Explicación a criterio del lector.

**3.44. a)** +1 **b)** -1 **c)** 0 **d)** -2 **e)** 0

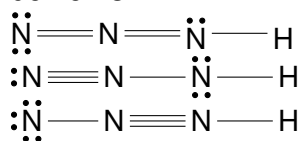
**3.45. a)** 0 **b)** 0 **c)** -1 **d)** 0

**3.46.** Se escriben las cargas formales de los átomos de izquierda a derecha:

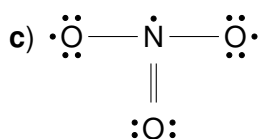
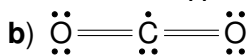
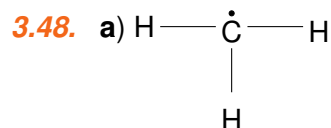
- a) Carga formal de los I: 0
- b) Carga formal del H: 0  
Carga formal del C: 0  
Carga formal del C: -1
- c) Carga formal del O: 0  
Carga formal del S: 0  
Carga formal del O: 0
- d) Carga formal de los H: 0  
Carga formal del C: 0  
Carga formal del C: +1  
Carga formal del C: 0
- e) Carga formal del O: -1  
Carga formal del N: +1  
Carga formal del O: 0

**3.47.** La azida de hidrógeno puede representarse con las siguientes estructuras

de Lewis:



Boceto a criterio del lector.



3.49. A criterio del lector.

3.50. a) ion cianato: **incorrecta**.

La estructura correcta:  $[\ddot{\text{O}}-\text{C}\equiv\ddot{\text{N}}]^-$

b) ion acetiluro: **incorrecta**.

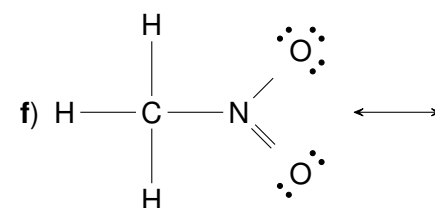
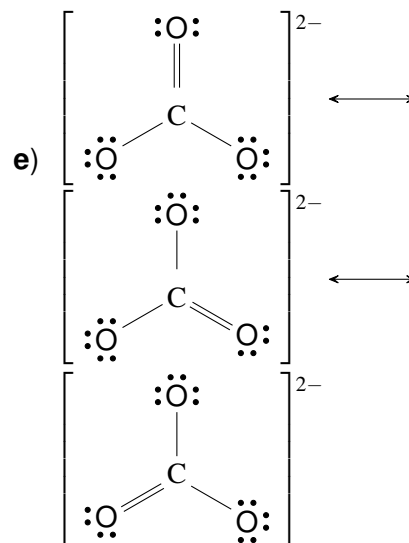
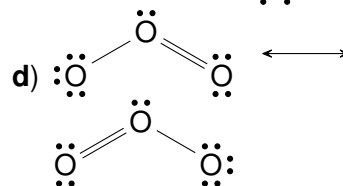
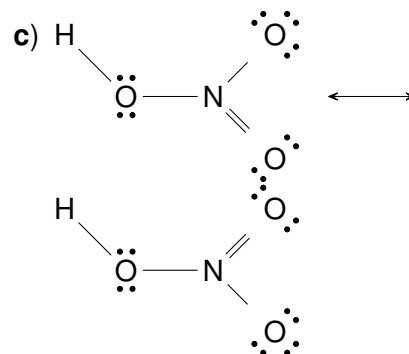
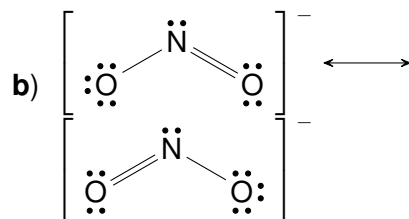
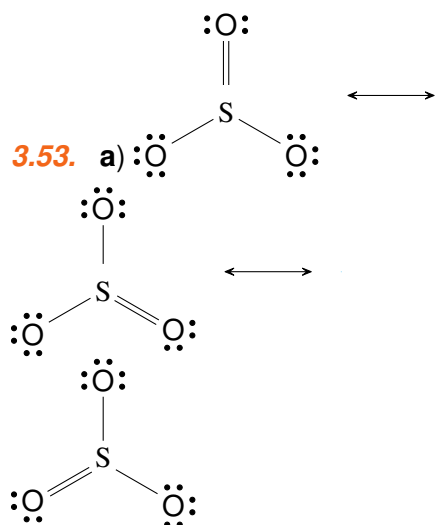
La estructura de Lewis  
correcta:  $[\text{:C}\equiv\text{C:}]^{2-}$

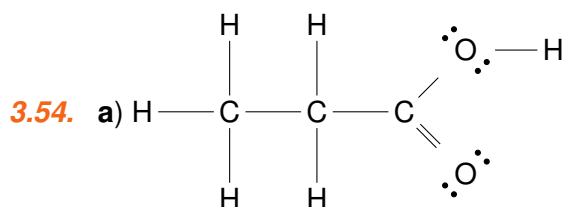
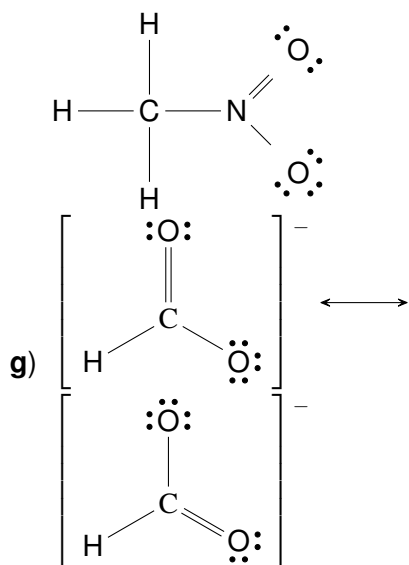
c) ion hipoclorito: **correcta**.

d) óxido de nitrógeno (II): **incorrecta**.

La estructura de Lewis  
correcta:  $\cdot\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}\cdot$

3.51. a 3.52. A criterio del lector.





b) A criterio del lector.

3.55. a) Sí requiere híbrido de resonancia.

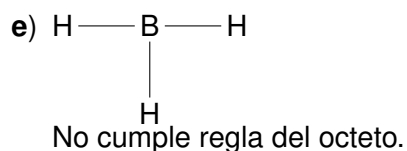
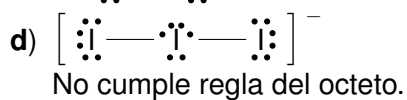
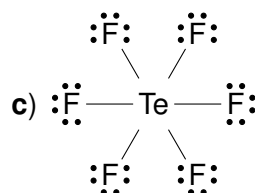
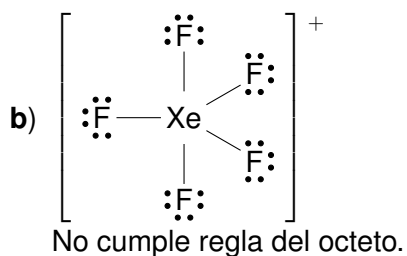
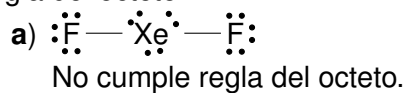
b) No requiere híbrido de resonancia.

c) No requiere híbrido de resonancia.

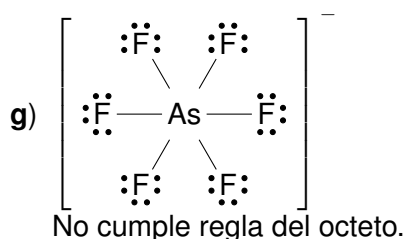
3.56. a 3.59. A criterio del lector.

3.60. A criterio del lector.

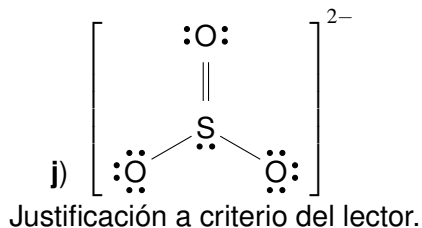
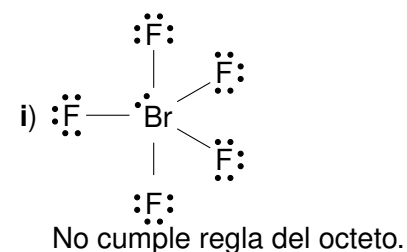
3.61. Sólo se reportan las estructuras que **no cumplen** con la regla del octeto:



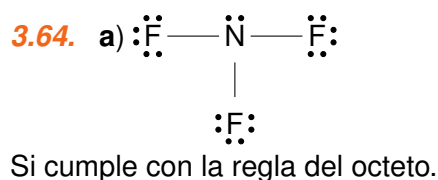
f) Cumple con la regla del octeto.

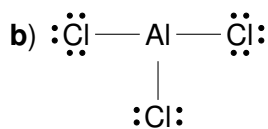


h) Si cumple con la regla del octeto.

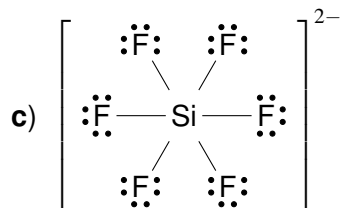


3.62. a 3.63. A criterio del lector.

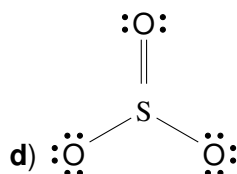




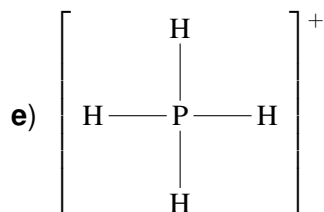
No cumple con la regla del octeto.



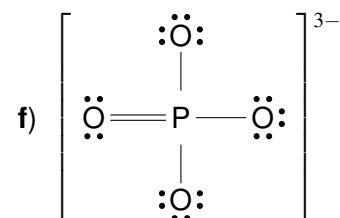
No cumple regla del octeto.



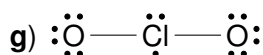
Si cumple con la regla del octeto.



Si cumple con la regla del octeto.



No cumple con la regla del octeto.



No cumple con la regla del octeto.

**3.65.** A criterio del lector.

## CAPÍTULO 4

**4.1.** a **4.2.** A criterio del lector.

**4.3.** 118 elementos.

**4.4.** a) Hidrógeno b) Cobre c) Sodio  
d) Plutonio e) Magnesio f) Manganeso  
g) Níquel h) Fermio

**4.5.** a) Be b) Ti c) Ca d) Ge e) Ru  
f) Kr g) Eu h) Lu

**4.6.** a **4.7.** A criterio del lector.

**4.8.** a) Mezcla b) Mezcla c) Compuesto  
d) Mezcla e) Mezcla f) Elemento  
Justificación a criterio del lector.

**4.9.** a) Azufre: elemento.

Cloruro de sodio: compuesto.

b) Sal de mesa: compuesto.

Carbono: elemento.

c) Óxido de hierro: compuesto.

Plomo: elemento.

d) Oro: elemento.

Pt(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>: compuesto.

**4.10.** a) Propiedad física.

b) Propiedad química. c) Propiedad química.

d) Propiedad física. e) Propiedad física.

f) Propiedad química.

**4.11.** a **4.13.** A criterio del lector.

**4.14.** a) E b) E c) I d) E e) E

f) I g) I h) E

**4.15.** a) Cambio químico. b) Cambio físico.

c) Cambio químico. d) Cambio físico.

**4.16.** a) Propiedad física: *El carbonato de calcio es un sólido blanco con una densidad de 2.71 g/cm<sup>3</sup>.*

Propiedad química: *reacciona fácilmente con un ácido para producir dióxido de carbono gaseoso.*

- b) Propiedad física: *El metal de zinc es un polvo gris ...*  
 Propiedad química: *... que reacciona con el yodo púrpura para dar un compuesto blanco.*
- 4.17.** a) 666.6 mg b) 9.5 mg/kg c) 1,500 días
- 4.18.** 0.00515 g
- 4.19.** a) g/mL b) g/L. Explicación a criterio del lector.
- 4.20.** a) 3.117 g/mL  
 b)  $3.117 \text{ g/mL} = 3.117 \text{ kg/L} = 3,117 \text{ kg/m}^3$   
 c)  $3.117 \text{ g/mL} < 3.2 \text{ g/mL}$
- 4.21.** a)  $\rho = 3,975.3 \text{ kg/m}^3$  b)  $\rho = 3.9753 \text{ kg/L}$
- 4.22.**  $d = 8.7 \text{ mm}$
- 4.23.**  $V_{\text{final}} = 119.05 \text{ mL}$
- 4.24.** a)  $\rho = 13.5 \text{ g/mL}$  b) Si. Justificación a criterio del lector.
- 4.25.** El agua
- 4.26.** \$ 23.40
- 4.27.** No, porque una temperatura de  $-465^\circ\text{F}$  equivale a  $-2.96 \text{ K}$ , que es imposible.
- 4.28.** 5773.15 K
- 4.29.** Electrones ( $e^-$ ), protones ( $p^+$ ) y neutrones ( $n^0$ ).
- 4.30.** Electrones ( $e^-$ ) y protones ( $p^+$ ).
- 4.31.** Protones y neutrones.
- 4.32.** Electrones ( $9.1094 \times 10^{-28} \text{ g}$ )
- 4.33.** 2,758,620,690 átomos de oro.
- 4.34.** a) Ar, K, Co, Cu, Cd, Sn, Te  
 b) K, Ar, Cu, Co, Sn, Te, Cd  
 c) K, Ar, Co, Cu, Sn, Cd, Te
- 4.35.** a) 27 protones b) 33 neutrones  
 c) 27 electrones
- 4.36.** a) 53 protones b) 70 neutrones  
 c) 54 electrones
- 4.37.** Masa atómica promedio = 79.904 uma.
- 4.38.**  $^{35}\text{Cl}$ : 34.968 % y  $^{37}\text{Cl}$ : 36.956 %
- 4.39.**  $^{14}\text{N}$ : 99.635 % y  $^{15}\text{N}$ : 0.365 %
- 4.40.** Argón (Ar)
- 4.41.**  $^{205}\text{Tl}$
- 4.42.** a **4.44.** A criterio del lector.
- 4.45.** a) En la muestra de  $\text{O}_3$ .  
 b) En la muestra de  $\text{O}_2$ .
- 4.46.** Masa del O: 15.99 uma.
- 4.47.** a) Masa Cl:  $5.886 \times 10^{-23} \text{ g}$   
 b) Masa HCl:  $6.053 \times 10^{-23} \text{ g}$   
 c) Masa H:  $1.672 \times 10^{-24} \text{ g}$
- 4.48.** a) Masa molar del  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ : 159.69 g/mol.  
 b) Masa molar del  $\text{BCl}_3$ : 117.17 g/mol.  
 c) Masa molar de  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ : 176.12 g/mol.
- 4.49.** a) Masa de la aleación: 125.3025 g.  
 b)  $1.50 \times 10^{23}$  átomos de Ag  
 y  $3.01 \times 10^{23}$  átomos de Au.

- c) %Au = 78.61 %. Similar al del oro verde.
- 4.50.** a) 0.1854 moles de Ag  
b)  $1.1165 \times 10^{23}$  átomos de Ag  
c)  $8.0606 \times 10^{-20}$  pesos por átomo de Ag
- 4.51.** a) 0.2171 moles de  $\text{CH}_3\text{OCH}_3$   
b)  $1.307 \times 10^{23}$  moléculas  
c)  $2.615 \times 10^{23}$  átomos de C  
d)  $7.844 \times 10^{23}$  átomos de H  
e)  $1.307 \times 10^{23}$  átomos de O
- 4.52.** 3.0 g de  $\text{CaCO}_3$
- 4.53.**  $4.83 \times 10^{20}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 4.54.** a) 7.980 g b) Masa de Zn: 1.635 g  
Masa de I: 6.345 g
- 4.55.** a) 5.872 moles b) 137.38 mL  
c) 8.515 g
- 4.56.** a) Masa de H = 1.512 g  
b)  $4.5165 \times 10^{23}$  átomos  
c) 0.03157 kg de  $\text{CaH}_2$
- 4.57.** a)  $\$3.3646 \times 10^{-25}$  por átomo  
b)  $\$6.6273 \times 10^{-23}$  por u.m.a.
- 4.58.** a)  $3.00 \times 10^{22}$  átomos b) 6,880.29 g  
c) 801.625 g d)  $7.47 \times 10^{-2}$  moles  
e)  $1.51 \times 10^{24}$  átomos f)  $1.51 \times 10^{24}$  átomos
- 4.59.** a)  $3.2835 \times 10^{23}$  átomos de H  
b)  $1.0945 \times 10^{23}$  átomos de Cr  
c)  $3.2835 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{CrH}_3$
- 4.60.** En 3 átomos de Pb.
- 4.61.** a) 68.945 g/mol b) 76.143 g/mol  
c) 84.933 g/mol d) 176.124 g/mol  
e) 144.126 g/mol f) 138.204 g/mol
- g) 121.952 g/mol h) 82.977 g/mol  
i) 133.341 g/mol
- 4.62.** 225.75 m
- 4.63.**  $1.0179 \times 10^{18}$  átomos de Al
- 4.64.** a)  $3.0819 \times 10^{-2}$  moles de nicotina.  
b)  $3.7118 \times 10^{22}$  átomos de N  
c) 3.7017 g de C
- 4.65.** a)  $7.95 \times 10^{-5}$  moles  
b)  $4.7883 \times 10^{19}$  moléculas  
c)  $1.0055 \times 10^{21}$  átomos de C  
d)  $9.5748 \times 10^{19}$  átomos de O
- 4.66.** a)  $5.5959 \times 10^{-4}$  moles  
b)  $3.3698 \times 10^{20}$  moléculas  
c)  $1.3479 \times 10^{21}$  átomos de N  
d)  $1.360 \times 10^{-2}$  g de Mg
- 4.67.** a)  $2.0219 \times 10^{10}$  moles de fosgeno  
b)  $1.4336 \times 10^9$  kg de cloro
- 4.68.** a)  $1.12 \times 10^{23}$  átomos de H  
b)  $9.33 \times 10^{21}$  moléculas de glucosa
- 4.69.** 65321.4598 g/mol
- 4.70.** C: 54.529%, H: 9.153% y O: 36.318%
- 4.71.** a) C: 80.56%, H: 7.51% y O: 11.93%  
b)  $4.49 \times 10^{22}$  moléculas c)  $7.45 \times 10^{-2}$  moles
- 4.72.** a) 55.3106% b) 276.553 g de Cu
- 4.73.** a) Na: 3.5260%, Al: 53.7963%,  
Si: 12.9225%, H: 0.3092% y O: 29.4461%  
b) 537.96 g. c) 129.225 g
- 4.74.** En el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ).



**4.75.** a) 8.0004 g b)  $4.0112 \times 10^{23}$  átomos de carbono c) 40.002 %

**4.76.** C: 52.21 %, H: 13.14 % y O: 34.65 %

**4.77.** C: 74.045 %, H: 7.457 %, N: 8.635 %  
y O: 9.863 %

**4.78.**  $\text{NaCrO}_{3.5}$  o bien  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

**4.79.**  $\text{I}_2\text{MgO}_6$

**4.80.** Fórmula empírica = Fórmula molecular:  
 $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{S}_2\text{O}$

**4.81.**  $\text{C}_5\text{H}_8\text{NO}_4\text{Na}$

**4.82.**  $\text{ClO}_{3.5} = \text{Cl}_2\text{O}_7$

**4.83.** a)  $\text{CH}_3\text{O}$  b) KCN

**4.84.** a)  $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$  b)  $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$   
c) 314.22 g/mol

**4.85.** a)  $\text{CH}_2\text{O}$  b)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

**4.86.** a)  $\text{CH}_3\text{O}$  b)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$

**4.87.**  $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2$

**4.88.** a)  $\text{C}_5\text{H}_7\text{N}$  b)  $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$

**4.89.** a) N: 30.43 %, O: 69.57 % b)  $\text{NO}_2$

**4.90.** a) C: 0.7282 g, H: 0.1222 g, Cl: 2.1495 g  
b) C: 24.274 %, H: 4.074 %, Cl: 71.651 %  
c)  $\text{CH}_2\text{Cl}$  d)  $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$

**4.91.** a) C: 90.5 %, H: 9.5 % b)  $\text{C}_4\text{H}_5$  c)  $\text{C}_8\text{H}_{10}$

**4.92.**  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$

## CAPÍTULO 5

**5.1.** A criterio del lector.

**5.2.** El a) es la respuesta correcta.

**5.3.**  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$

**5.4.** a)  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

b)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

c)  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

d)  $\text{PbCO}_3 \longrightarrow \text{PbO} + \text{CO}_2$

e)  $2\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6 \longrightarrow 12\text{CO} + 3\text{N}_2 + 5\text{H}_2 + 2\text{C}$

f)  $2\text{HCl} + 2\text{NaOH} \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

**5.5.** a)  $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \longrightarrow 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$

b)  $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO} + \text{H}_2$

c)  $\text{SiCl}_4 + 2\text{Mg} \longrightarrow \text{Si} + 2\text{MgCl}_2$

**5.6.** a)  $2\text{SO}_3 \longrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$

b)  $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HClO}_4$

c)  $3\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$

d)  $\text{PCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{HCl}$

e)  $2\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

f)  $6\text{P}_2\text{H}_4 \longrightarrow 8\text{PH}_3 + \text{P}_4$

g)  $\text{P}_4 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{PCl}_3$

h)  $2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3 + 6\text{HCl}$

i)  $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 3\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_3$

j)  $2\text{CO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2$

k)  $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{FeCl}_2$

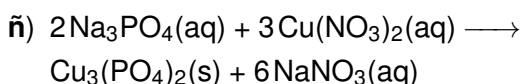
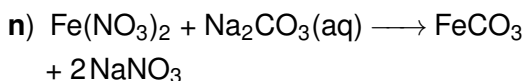
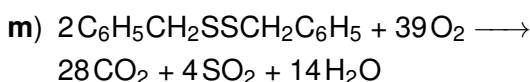
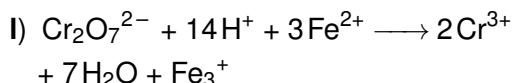
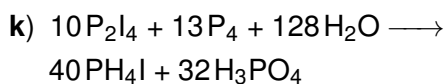
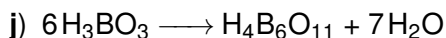
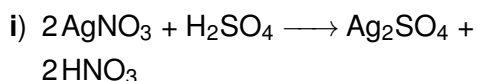
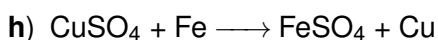
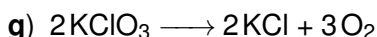
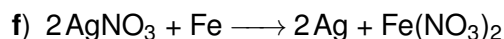
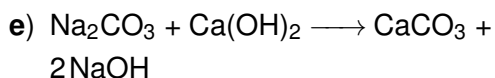
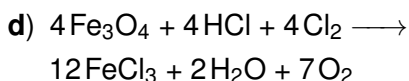
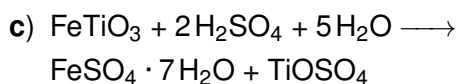
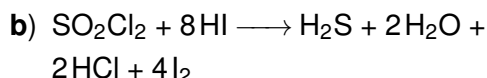
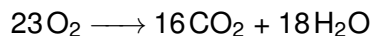
l)  $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

m)  $3\text{PbO} + 2\text{NH}_3 \longrightarrow 3\text{Pb} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

n)  $4\text{FeSO}_4 \longrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2 + \text{O}_2$

ñ)  $6\text{S}_2\text{Cl}_2 + 16\text{NH}_3 \longrightarrow \text{N}_4\text{S}_4 + 12\text{NH}_4\text{Cl} + \text{S}_8$

**5.7.** a)  $2\text{C}_3\text{H}_7\text{CHOHCH}(\text{C}_2\text{H}_5)\text{CH}_2\text{OH} +$



**5.8.** Moles de Al = 4.5, masa de Al = 305.88 g.

**5.9.** a) Se producen 8.354 moles de  $\text{O}_2$

b) Se consumen 507.64 g de  $\text{KO}_2$

c) Se producen  $1.612 \times 10^{19}$  moléculas de  $\text{O}_2$

**5.10.** Masa de  $\text{NaN}_3$  = 8.332 g

**5.11.** a) 1.20 moles Fe(s), 0.60 moles  $\text{O}_2$ (g)

b) Masa Fe = 67.014 g, masa  $\text{O}_2$  = 19.199 g, masa FeO = 86.213 g

**5.12.** Masa de  $\text{S}_8$  = 55.939 g

**5.13.** Masa de  $\text{HNO}_3$  = 94.228 kg

**5.14.** a)  $2\text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

b) Masa de  $\text{CO}_2$  = 2.622 g

**5.15.** Masa de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  = 332.82 g

**5.16.** Masa de KOH = 34.18 g

**5.17.**  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \longrightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$

Masa de  $\text{N}_2\text{O}$  = 30.369 g

**5.18.** Masa de KCl = 22.4 g

Masa de  $\text{O}_2$  = 14.4 g

**5.19.**  $2.2582 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$

**5.20.** c) Se requieren 25 moles de  $\text{HNO}_3$ .

Justificación a criterio del lector.

**5.21.** a)  $2\text{NO}_2 + 5\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

b) Moles de  $\text{H}_2\text{O}$  = 0.3968

c) Masa de  $\text{H}_2\text{O}$  = 7.148 g

**5.22.** a)  $2\text{PbS}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{PbO}(\text{s}) + 2\text{SO}_2(\text{g})$

b) Masa de  $\text{O}_2$  = 119.992 g

c) Masa de PbO = 557.997 g

y masa  $\text{SO}_2$  = 160.303 g

**5.23.** a) Masa de  $\text{Br}_2$  = 22.743 g

b) Masa de  $\text{Al}_2\text{Br}_3$  = 25.303 g

**5.24.** a) Masa de Fe = 317.541 g

b) Masa de CO = 238.902 g

**5.25.** Masa de  $\text{H}_2\text{O}$  = 1,113.359 g

**5.26.** a) Masa de HCN = 354 mg

b) Masa de KCN = 642.44 mg

**5.27.** a **5.29.** A criterio del lector.

**5.30.** Masa de  $\text{PCl}_3$  = 417.063 g

**5.31.**  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  es el reactivo limitante,  
masa de  $\text{Na}_2\text{S}$  = 8.2415 g

**5.32.**  $\text{CaO}$  es el reactivo limitante,  
masa de  $\text{NH}_3$  = 68.028 g

**5.33.**  $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$   
 $\text{NO}$  es el reactivo limitante,  
moles de  $\text{NO}_2$  = 0.886 mol

**5.34.** a) El  $\text{S}_8$  es reactivo limitante.  
b) Masa de  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  = 67.378 g  
c) Masa de  $\text{Cl}_2$  = 35.616 g sin reaccionar.

**5.35.** Masa producida de  $\text{NO}_2$  = 0.7093 g,  
masa en exceso de  $\text{NO}$  = 0.2775 g

**5.36.** a) El  $\text{HCl}$  es reactivo limitante;  
masa de  $\text{MnCl}_2$  = 37.275 g;  
masa de  $\text{Cl}_2$  = 21.002 g;  
masa de  $\text{H}_2\text{O}$  = 10.672 g.  
b) Masa de  $\text{MnO}_2$  = 3.807 g en exceso.  
c) Masa de  $\text{H}_2\text{O}$  = 9.071 g

**5.37.** a)  $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$   
b)  $\text{O}_2$  es el reactivo limitante.  
c) Masa de  $\text{H}_2\text{O}$  = 8.445 g;  
masa de  $\text{NO}$  = 9.3774 g.  
d) Masa de  $\text{NH}_3$  en exceso = 4.6774 g.  
e) Masa que reacciona = 17.8225 g ;  
masa producida = 17.8224 g

**5.38.** a)  $\text{H}_2$  es el reactivo limitante.  
b) Moles de  $\text{H}_2\text{O}$  = 6.9  
c) Masa de  $\text{O}_2$  en exceso = 38.397 g  
d) Masa total = 162.70 g,  
masa de  $\text{H}_2\text{O}$  = 124.303 g,  
masa de  $\text{O}_2$  en exceso = 38.397 g

**5.39.** a)  $\text{Cu}(\text{s}) + 4\text{HNO}_3(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2\text{NO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
b) El  $\text{H}_2$  es reactivo limitante.  
c) Mol de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  = 236.25 g  
d) Masa de  $\text{HNO}_3$  en exceso = 22.70 g  
e) Masa total = 420.246 g,  
masa de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  = 236.25 g,  
masa de  $\text{NO}_2$  = 115.90 g,  
masa de  $\text{H}_2\text{O}$  = 45.385 g,  
masa de  $\text{HNO}_3$  en exceso = 22.70 g

**5.40.** a)  $\text{SiO}_2$  es el reactivo limitante.  
b) Masa de  $\text{C}$  = 23.0838 g en exceso.  
c) Masa total = 503.0 g,  
masa de  $\text{SiO}_2$  = 272.203 g,  
Masa de  $\text{CO}$  = 279.7137 g,  
Masa de  $\text{C}$  en exceso = 23.0838 g

**5.41.** a)  $\text{Al}$  es el reactivo limitante.  
b) Masa en exceso de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  = 45.0367 g  
c) Masa total = 189.30 g,  
Masa de  $\text{Cr}$  = 72.8429 g,  
Masa de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  = 71.4203 g,  
Masa en exceso de  $\text{C}$  = 45.0367 g

**5.42.** a)  $3\text{NaHCO}_3(\text{ac}) + \text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7(\text{ac}) \longrightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Na}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7(\text{ac})$   
b) Masa de  $\text{CO}_2$  = 1.1002 g  
c) Masa en exceso de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  = 0.49909 g  
d) Masa total = 4.2 g,  
Masa de  $\text{CO}_2$  = 1.1001 g,  
Masa de  $\text{H}_2\text{O}$  = 0.4503 g,  
Masa de  $\text{Na}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$  = 2.1504 g,  
Masa en exceso de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  = 0.49909 g

**5.43.** a)  $\text{Al}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{AlCl}_3(\text{s})$   
b) El  $\text{Cl}_2$  es reactivo limitante.  
c) Masa de  $\text{AlCl}_3$  = 1015.34 g  
d) Masa en exceso de  $\text{Al}$  = 334.5 g  
e) Masa total = 1350.0 g,

Masa de  $\text{AlCl}_3 = 1015.348 \text{ g}$ ,  
Masa en exceso de  $\text{Al} = 334.512 \text{ g}$

**5.44.**  $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OCOCH}_3)\text{CO}_2\text{H} = 130.434 \text{ g}$

**5.45.** a)  $\text{CH}_4$  es el reactivo limitante.

b) masa  $\text{H}_2 = 375.1018 \text{ g}$

c) masa  $\text{H}_2\text{O} = 1392.6952 \text{ g}$  en exceso.

**5.46.** a)  $4\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9(\text{l}) \longrightarrow 6\text{N}_2(\text{g}) + 12\text{CO}_2(\text{g}) + 10\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

b) Masa de  $\text{O}_2 = 10.568 \text{ g}$

c) Rendimiento = 93.68%

**5.47.** Rendimiento = 86.79%

**5.48.** Masa de  $\text{C}_6\text{H}_{14} = 14.5 \text{ kg}$

**5.49.** a) Masa de  $\text{CO}_2 = 53.892 \text{ g}$  (teórico)

b) Masa de  $\text{CO}_2 = 45.269 \text{ g}$  (real)

**5.50.** a) El  $\text{Li}$  es el reactivo limitante.

b) Masa de  $\text{Li}_3\text{N} = 41.819 \text{ g}$  (teórico)

c) Masa de  $\text{Li}_3\text{N} = 33.664 \text{ g}$  (real)

**5.51.** Masa de  $\text{CH}_2\text{Cl}_2 = 501.862 \text{ g}$

**5.52.** a)  $\text{Cu}(\text{s}) + 4\text{HNO}_3(\text{ac}) \longrightarrow$

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2\text{NO}_2(\text{g})$

$+ 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

b) El  $\text{Cu}$  es el reactivo limitante  
y el  $\text{HNO}_3$  en exceso.

c) Masa de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 209.424 \text{ g}$

d) Rendimiento = 91.68%

e) Masa en exceso de  $\text{HNO}_3 = 20.154 \text{ g}$

f) Masa total = 324.057 g,  
Masa de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 192.557 \text{ g}$ ,  
Masa de  $\text{NO}_2 = 94.467 \text{ g}$ ,  
Masa de  $\text{H}_2\text{O} = 36.992 \text{ g}$

**5.53.** a) Moles de  $\text{Al}_2\text{O}_3 = 4$

b) Moles de  $\text{Al}_2\text{O}_3 = 2.8$

c)  $\text{Al}$  es el reactivo limitante.

**5.54.** a) Masa de  $\text{CH}_3\text{COSCH}_3 = 9.3695 \text{ g}$

b) Rendimiento = 92.32%

**5.55.** a) Masa de  $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{N}_4\text{O}_2 = 275.566 \text{ mg}$

b) Masa de  $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_2 = 259.679 \text{ mg}$

**5.56.** a) Masa de  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 = 14.2859 \text{ g}$

b) Rendimiento de  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 = 88.198\%$

**5.57.** a)  $\text{MgCO}_3 + \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{MgO}$

b) Masa de  $\text{CO}_2 = 52.193 \text{ g}$

c) Masa en exceso de  $\text{MgCO}_3 = 42.52 \text{ g}$

d) Rendimiento = 57.48%

**5.58.** a) Rendimiento teórico:

$(\text{C}_6\text{H}_5\text{N})_2 = 88.8106 \text{ g}$

b) Rendimiento real:

$(\text{C}_6\text{H}_5\text{N})_2 = 55.0 \text{ g}$

c) Rendimiento = 61.93%

**5.59.** Masa de  $\text{CH}_3\text{COOH} = 75.639 \text{ g}$

**5.60.** a) Masa de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} = 232.0238 \text{ g}$

b) Rendimiento = 88.78%

**5.61.** Masa de  $\text{S}_8 = 27.66 \text{ g}$

## CAPÍTULO 6

**6.1. a 6.3.** A criterio del lector.

**6.4.** a) No es correcto. b) 1.0 molar = 1.0 mol/L

**6.5.**  $M = 8.6826 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

**6.6.** Masa de  $\text{Na} = 15.518 \text{ g}$

**6.7.** a) Masa de  $\text{KI} = 70.55 \text{ g}$  b)  $8.19 \times 10^{-2} \text{ M}$

**6.8.** a)  $[\text{CaCl}_2] = 0.20 \text{ mol/L}$

b)  $[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] = 0.20 \text{ mol/L}$

c)  $[\text{NaOH}] = 0.50 \text{ mol/L}$

d)  $[\text{NaCl}] = 0.10 \text{ mol/L}$

e)  $[\text{HNO}_3] = 0.500 \text{ mol/L}$

f)  $[\text{HCl}] = 1.0 \text{ mol/L}$

**6.9.** a)  $M = 2.019 \text{ mol/L}$  de  $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$

b)  $M = 0.5247 \text{ mol/L}$  de  $\text{NaI}$

c)  $M = 1.3334 \text{ mol/L}$  de fructosa

d)  $M = 2.7358 \text{ mol/L}$   $\text{C}_6\text{H}_6$

e)  $M = 1.6524 \text{ mol/L}$  de  $\text{HCl}$

f)  $M = 3.3049 \text{ mol/L}$  de  $\text{CH}_3\text{OH}$

g)  $M = 2.25 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$  de  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

h)  $M = 1.5782 \text{ mol/L}$  de  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

i)  $M = 1.7528 \text{ mol/L}$  de  $(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$

j)  $M = 4.5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$  de  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

k)  $M = 1.8857 \text{ mol/L}$  de  $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$

**6.10.** a)  $V = 77.03 \text{ mL}$  b)  $V = 18.667 \text{ mL}$

c)  $V = 23.808 \text{ mL}$  d)  $V = 1000.0 \text{ mL}$

e)  $V = 250.0 \text{ mL}$  f)  $V = 500.0 \text{ mL}$

**6.11.**  $M = 0.0892 \text{ mol/L}$

**6.12.** Masa =  $1.52 \times 10^4 \text{ g}$  y  $V = 19.268 \text{ L}$

**6.13.** a)  $M = 4.718 \text{ mmol/L}$

b)  $M = 4.718 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

**6.14.** La respuesta es c)

**6.15.**  $M = 0.3243 \text{ mol/L}$

**6.16.** Masa de  $\text{KMnO}_4 = 0.444 \text{ g}$

**6.17.** Masa de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 3.376 \text{ g}$

**6.18.**  $M = 2.7485 \text{ mol/L}$

**6.19.**  $M = 2.975 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

**6.20.** A criterio del lector.

**6.21.**

| Compuesto                                 | Molaridad | Molalidad |
|-------------------------------------------|-----------|-----------|
| $\text{NaI}$                              | 0.15      | 0.15      |
| $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$           | 0.15      | 0.1532    |
| $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | 0.7303    | 0.7308    |

| Compuesto                                 | Porcentaje en peso | Fracción molar         |
|-------------------------------------------|--------------------|------------------------|
| $\text{NaI}$                              | 2.213              | $2.695 \times 10^{-3}$ |
| $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$           | 0.6923             | $2.719 \times 10^{-3}$ |
| $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | 20.0               | $1.298 \times 10^{-2}$ |

**6.22.**

| Compuesto                           | Molaridad | Molalidad |
|-------------------------------------|-----------|-----------|
| $\text{KNO}_3$                      | 1.1002    | 1.1002    |
| $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$    | 0.0183    | 0.01832   |
| $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | 15.714    | 129.52    |

| Compuesto                           | Porcentaje en peso | Fracción molar         |
|-------------------------------------|--------------------|------------------------|
| $\text{KNO}_3$                      | 10.01              | $1.695 \times 10^{-2}$ |
| $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$    | 0.1098             | $3.299 \times 10^{-4}$ |
| $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | 88.936             | 0.70                   |

**6.23.**  $m = 4.3357 \times 10^{-2} \text{ mol/kg}$ ;

$X = 7.804 \times 10^{-4}$ ; % en peso = 0.509%

**6.24.**  $X = 8.01 \times 10^{-2}$ ;  $m = 4.83354 \text{ mol/kg}$ ;

% en peso = 30%

**6.25.** Masa  $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2.075 \text{ g}$ ;

$X = 3.59 \times 10^{-3}$

**6.26.** a) % en masa = 7.033%

b) % en masa = 20.395%

c) % en masa = 15.517%

**6.27.** a)  $m = 6.18 \times 10^{-3} \text{ mol/kg}$

b)  $m = 2.030 \text{ mol/kg}$

**6.28.** a)  $M = 18.286 \text{ mol/L}$

b)  $m = 499.632 \text{ mol/kg}$

**6.29.** Masa de  $\text{NaNO}_3 = 0.6459 \text{ g}$

**6.30.** Masa de  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3 = 222.766 \text{ g}$ ;

$M = 5.6915 \text{ mol/L}$

**6.31.** ppm =  $0.23 \text{ mg/L}$ ;

ppb =  $230 \text{ } \mu\text{g/L}$

**6.32.**  $m = 2.5936 \times 10^{-5} \text{ mol/kg}$

**6.33.** a)  $m = 2.5957 \times 10^{-7} \text{ mol/kg}$

b)  $V = 3.5714 \times 10^6 \text{ L}$

**6.34.** a)  $C = 137.20 \text{ } \mu\text{g/m}^3$ ,

b)  $C = 411.6 \text{ (} \mu\text{g/m}^3\text{)}$

**6.35.** a)  $V = 0.45 \text{ L}$ , b)  $V = 0.0583 \text{ L}$ .

**6.36.** Método b)

**6.37.** Método a)

**6.38.**  $M = 0.010 \text{ mol/L}$

**6.39.**  $M = 0.0433 \text{ mol/L}$

**6.40.**  $M = 0.280 \text{ mol/L}$

**6.41.**  $V = 125 \text{ mL}$  de agua

**6.42.**  $V = 21 \text{ mL}$  de agua

**6.43.**  $M = 0.9846 \text{ mol/L}$

**6.44.**  $M = 0.7693 \text{ mol/L}$

**6.45.** a)  $M = 20.6087 \text{ mol/L}$ ,  $m = 97.257 \text{ mol/kg}$ ,

b)  $V = 1.941 \text{ mL}$

**6.46.** a)  $m = 2.1233 \text{ g AgNO}_3$ ,

b)  $V = 20.0 \text{ mL}$

**6.47.** a)  $M = 2.622 \text{ mol/L}$ , b)  $M = 0.0525 \text{ mol/L}$

**6.48.** a)  $M_1 = 0.018 \text{ mol/L}$ , b)  $M_2 = 0.007 \text{ mol/L}$

**6.49.**  $M = 2.543 \text{ mol/L}$

**6.50.**  $M = 0.0011 \text{ mol/L}$

**6.51.**  $V = 257.5 \text{ mL}$

**6.52.** Masa de  $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 0.3312 \text{ g}$

**6.53.** a) Masa de  $\text{NaOH} = 209.984 \text{ g}$

b) Masa de  $\text{Cl}_2 = 186.128 \text{ g}$

**6.54.** Masa de  $\text{N}_2\text{H}_4 = 2.1922 \text{ g}$

**6.55.** a) Masa de  $\text{FeCl}_2 = 11.4076 \text{ g}$ ,

b) Masa de reactivo en exceso =  $0.4695 \text{ g}$ ,

Masa de  $\text{FeCl}_2 = 10.0266 \text{ g}$ ;

Masa de  $\text{H}_2 = 0.163 \text{ g}$

**6.56.** a) Masa de  $\text{NaBr} = 4.6342 \text{ g}$

b) Rendimiento =  $91.06\%$

**6.57.** a)  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3(\text{ac}) + 3\text{NaOH}(\text{ac}) \longrightarrow$

$\text{Cr}(\text{OH})_3(\text{ac}) + 3\text{NaNO}_3(\text{ac})$

b)  $V = 0.5 \text{ L} = 500 \text{ mL}$ ;

Rendimiento =  $82.83\%$

**6.58.** a) Masa de  $\text{BaSO}_4$ ,

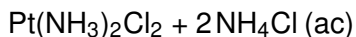
b) Masa reactivo en exceso

$(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0.0839 \text{ g}$

**6.59.** a) El  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  es el reactivo limitante.

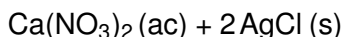
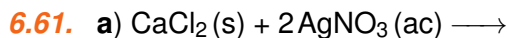
b) Masa de  $\text{CaSO}_4 = 877.803 \text{ g}$ ,

Masa de  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 = 754.56 \text{ g}$



**b)** Masa de  $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4 = 15.5379 \text{ g}$

**c)**  $V = 666.56 \text{ mL}$



**b)** Masa de  $\text{CaCl}_2(\text{s}) = 1.2898 \text{ g}$

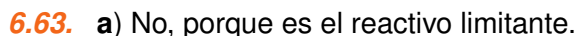
**c)** Masa de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 0.6793 \text{ g}$



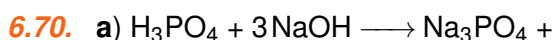
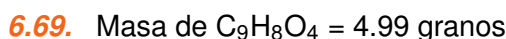
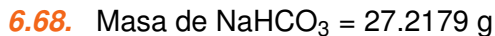
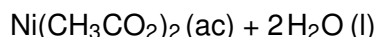
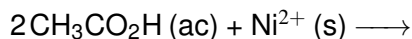
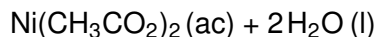
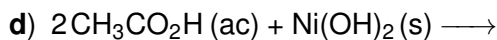
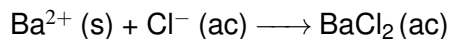
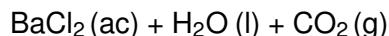
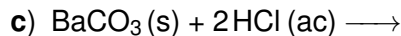
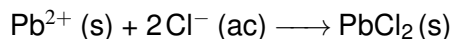
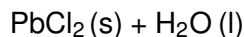
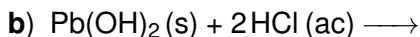
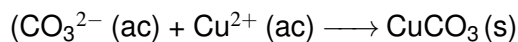
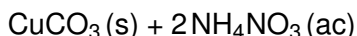
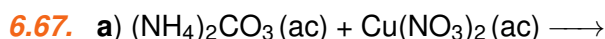
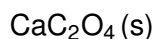
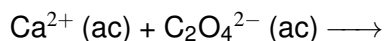
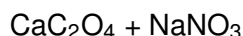
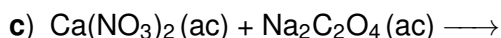
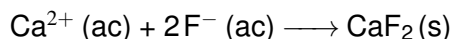
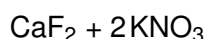
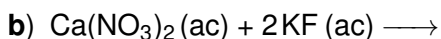
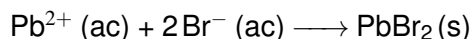
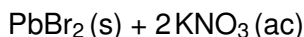
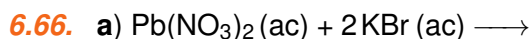
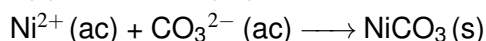
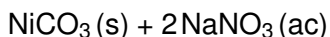
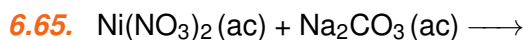
**b)** Masa de  $\text{CaCO}_3 = 14.483 \text{ g}$ ;

Masa de  $\text{KOH} = 16.238 \text{ g}$

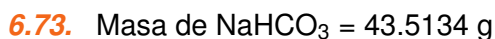
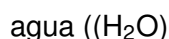
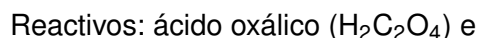
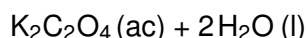
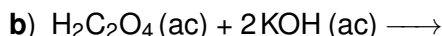
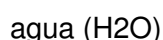
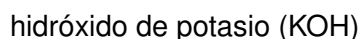
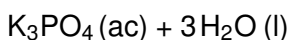
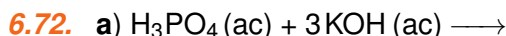
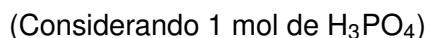
**c)**  $M = 1.1577 \text{ mol/L}$



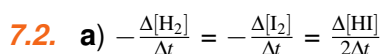
**b)** Masa de  $\text{KAl}(\text{OH})_4 = 10.1890 \text{ g}$



**b)** Masa de  $\text{Na}_3\text{PO}_4 = 110.9557 \text{ g}$



## CAPÍTULO 7



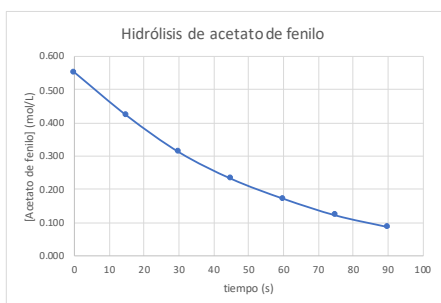


$$\begin{aligned} \text{b)} \quad & -\frac{\Delta[\text{Br}^-]}{5\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{BrO}_3^-]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{H}^+]}{6\Delta t} \\ & = \frac{\Delta[\text{Br}_2]}{3\Delta t} \\ \text{c)} \quad & -\frac{\Delta[\text{O}_3]}{2\Delta t} = \frac{\Delta[\text{O}_2]}{3\Delta t} \\ \text{d)} \quad & -\frac{\Delta[\text{HOF}]}{2\Delta t} = \frac{\Delta[\text{HF}]}{2\Delta t} = \frac{\Delta[\text{O}_2]}{2\Delta t} \end{aligned}$$

$$7.3. \text{ a)} \quad -\frac{\Delta[\text{H}_2]}{2\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{2\Delta t}$$

$$\begin{aligned} \text{b)} \quad & -\frac{\Delta[\text{NH}_3]}{4\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{O}_2]}{5\Delta t} \\ & = \frac{\Delta[\text{NO}]}{4\Delta t} = \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{6\Delta t} \\ \text{c)} \quad & -\frac{\Delta[\text{NO}]}{2\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{NOBr}]}{2\Delta t} \\ \text{d)} \quad & -\frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{H}_2]}{3\Delta t} = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{2\Delta t} \end{aligned}$$

$$7.4. \quad v = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L s}$$



7.5. a)

$$\begin{aligned} \text{b)} \quad & -\frac{\Delta[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_6\text{H}_5]}{\Delta t_{(15-30)}} = -7.333 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} \\ & -\frac{\Delta[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_6\text{H}_5]}{\Delta t_{(75-90)}} = 2.333 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} \end{aligned}$$

A medida que la concentración del reactivo disminuye, también lo hace la velocidad de la reacción.

$$\begin{aligned} \text{c)} \quad & \frac{\Delta[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}]}{\Delta t_{(60-75)}} = 3.333 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} \\ \text{d)} \quad & \frac{\Delta[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}]}{\Delta t_{(15)}} = 8.6667 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} \end{aligned}$$

Nota: Recuerda que no hay velocidades negativas, el signo negativo indica que se trata del reactivo.

$$7.6. \quad \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = 1.5 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}}$$

$$7.7. \text{ a)} \quad v = 0.24 \text{ mol/L s} \quad \text{b)} \quad v = 0.48 \text{ mol/L s}$$

$$7.8. \quad v_{\text{CO}_2} = v_{\text{H}_2\text{O}} = 0.72 \text{ mol/L s}$$

7.9. a 7.14. A criterio del lector.

$$7.15. \quad K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} \quad \text{y} \quad K = \frac{[\text{NH}_3][\text{NH}_3]}{[\text{N}_2][\text{H}_2][\text{H}_2][\text{H}_2]}$$

7.16. a) El equilibrio se desplaza hacia los productos en: 1, 4 y 5.

b) El equilibrio se desplaza hacia los reactivos en: 2, 3, 6, 7 y 8.

$$7.17. \text{ a)} \quad K_c = [\text{N}_2][\text{H}_2]^3 / [\text{NH}_3]^2$$

$$K_p = (P_{\text{N}_2})(P_{\text{H}_2})^3 / (P_{\text{NH}_3})^2$$

$$\text{b)} \quad K_c = [\text{CO}_2]^2 [\text{H}_2\text{O}]^2 / [\text{C}_2\text{H}_4][\text{O}_2]^3$$

$$K_p = (P_{\text{CO}_2})^2 (P_{\text{H}_2\text{O}})^2 / (P_{\text{C}_2\text{H}_4})(P_{\text{O}_2})^3$$

$$\text{c)} \quad K_c = [\text{O}_2]^3 / [\text{SO}_2]^2 ;$$

$$K_p = (P_{\text{SO}_2})^3 / (P_{\text{SO}_2})^2$$

$$\text{d)} \quad K_c = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2][\text{I}_2] ;$$

$$K_p = (P_{\text{HI}})^2 / (P_{\text{H}_2})(P_{\text{I}_2})$$

$$\text{e)} \quad K_c = [\text{SO}_3]^2 / [\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2] ;$$

$$K_p = (P_{\text{SO}_3})^2 / (P_{\text{SO}_2})^2 (P_{\text{O}_2})$$

$$\text{f)} \quad K_c = [\text{Ag}^+]^2 [\text{SO}_4^{2-}] ;$$

$$K_p = (P_{\text{Ag}^+})^2 (P_{\text{SO}_4^{2-}})$$

$$\text{g)} \quad K_c = [\text{Cl}_2][\text{PCl}_3] / [\text{PCl}_5]$$

$$K_p = (P_{\text{Cl}_2})(P_{\text{PCl}_3}) / (P_{\text{PCl}_5})$$

$$\text{h)} \quad K_c = [\text{O}_2]$$

$$K_p = (P_{\text{H}_2})^2 (P_{\text{O}_2})$$

$$\text{i)} \quad K_c = [\text{CO}_2][\text{NO}] / [\text{CO}][\text{NO}_2]$$

$$K_p = (P_{\text{CO}_2})(P_{\text{NO}}) / (P_{\text{CO}})(P_{\text{NO}_2})$$

$$\text{j)} \quad K_c = [\text{O}_3]^2 / [\text{O}_2]^3$$

$$K_p = (P_{\text{O}_3})^2 / (P_{\text{O}_2})^3$$

$$\text{k)} \quad K_c = [\text{Cl}_2][\text{SO}_2] / [\text{SO}_2\text{Cl}_2]$$

$$K_p = (P_{\text{Cl}_2})(P_{\text{SO}_2}) / (P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2})$$

$$\text{l)} \quad K_c = [\text{Fe}(\text{CO})_5] / [\text{CO}]^5$$

$$K_p = (P_{\text{Fe}(\text{CO})_5}) / (P_{\text{CO}})^5$$

$$\text{m)} \quad K_c = [\text{NH}_3]^2 [\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{O}]$$

$$K_p = (P_{\text{NH}_3})^2 (P_{\text{CO}_2}) / (P_{\text{H}_2\text{O}})$$

$$\text{n)} \quad K_c = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}^+] / [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]$$

$$K_p = (P_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-})(P_{\text{H}^+}) / (P_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}})$$

7.18. a)  $Q_c = 6.75 \times 10^{-7}$ , por lo tanto, el sistema no está en equilibrio.

b)  $Q_c > K_c$ , el sistema se desplaza de



productos a reactivos.

**7.19.** a)  $Q_c = 3750$ , por lo tanto, el sistema no está en equilibrio.

b) La concentración de  $\text{NO}_2$  aumentará hasta alcanzar el equilibrio.

**7.20.** a)  $Q_c = 1002.31$ , por lo tanto, el sistema no está en equilibrio.

b)  $Q_c > K_c$ , el sistema se desplaza de productos a reactivos.

**7.21.** a)  $Q_c = 5.0 \times 10^{-4}$ , por lo tanto, el sistema no está en equilibrio.

b)  $Q_c < K_c$ , el sistema se desplaza de reactivos a productos.

**7.22.**  $K_c = 1.2071$

**7.23.** a)  $K_c = 10764.8$ , b)  $K_p = 134.81$

**7.24.** a)  $K_p = 5.0505$ , b)  $K_c = 5.0505$ ,  $\Delta n = 0$

**7.25.** a)  $K_c = 0.08154$ , b)  $K_c = 0.28555$

**7.26.**  $K_c = 64$

**7.27.**  $K_c^{-1} = 2.398 \times 10^{33}$

**7.28.** a)  $K_{p1} = (P_{\text{CO}})^2 / (P_{\text{CO}_2})$ ;

$$K_{p2} = (P_{\text{COCl}_2}) / (P_{\text{CO}_2})(P_{\text{Cl}_2})$$

b)  $K_{p3} = (K_{p1})(K_{p2})^2 = 4.68 \times 10^9$

**7.29.** A criterio del lector

**7.30.** a)  $K_c = 2.5007 \times 10^{-2}$ , b)  $K_p = 1.4794$

**7.31.**  $K_c^{-1} = 3.80 \times 10^{-5}$ ;  $K_p^{-1} = 3.11 \times 10^{-3}$

**7.32.** a)  $K_p = 0.150$ , b)  $K_c = 4.2918 \times 10^{-3}$

**7.33.** a)  $K_p = 0.4225$ , b)  $K_c = 1698.87$

**7.34.** a)  $K_p = 0.5454$ , b)  $K_p = 7431.63$ ,  
c)  $K_p = 86.207$

**7.35.**  $K_c = 20000.0$

**7.36.**  $[\text{N}_2\text{O}_4] = 2.4657 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ ;

$[\text{NO}_2] = 1.0684 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

**7.37.** a)  $K_p = 0.2376$ , b)  $[\text{NH}_3] = [\text{H}_2\text{S}] =$   
 $0.05 \text{ mol/L}$ , c)  $\text{NH}_3 = \text{H}_2\text{S} = \text{NH}_4\text{HS} = 0.05 \text{ mol}$ .

**7.38.** a)  $K_c = 3.5288 \times 10^{-2}$ , b)  $K_p = 1.9487$ ,

c)  $[\text{NOCl}] = 1.2 \text{ mol/L}$ ,  
 $[\text{NO}] = 0.46667 \text{ mol/L}$ ,  
 $[\text{Cl}_2] = 0.23333 \text{ mol/L}$

**7.39.** a)  $K_c = 5.88 \times 10^{-2}$ , b)  $K_p = 8.21 \times 10^{-4}$

**7.40.** a)  $K_p = 6.912 \times 10^{-3}$ , b)  $K_c = 117.1$

**7.41.** a)  $K_p = 50.0$ , b)  $P_T = 5.9163 \text{ atm}$ ,

c) moles  $\text{H}_2 = \text{moles } \text{I}_2 = 0.11024$ ,  
moles  $\text{HI} = 0.77952$ ,  
masa  $\text{H}_2 = 0.22048 \text{ g}$ ,  
masa  $\text{I}_2 = 28.0009 \text{ g}$ ,  
masa  $\text{HI} = 99.7785 \text{ g}$ ,  
masa total =  $127.9999 \text{ g}$ .

d)  $P_{\text{H}_2} = P_{\text{I}_2} = 0.6522 \text{ atm}$ ;  
 $P_{\text{HI}} = 4.6119 \text{ atm}$

**7.42.** A criterio del lector.

**7.43.** a)  $Q_c = 2.78 \times 10^4$ , por lo tanto, el sistema no está en equilibrio.

b)  $Q_c < K_c$ , el equilibrio se desplazará hacia los productos.

**7.44.** b) Debido a que  $Q_c > K_c$ , se debe formar más  $\text{NaHCO}_3$ .

**7.45.** a)  $K_c = K_p = 5.168$ ,

b)  $[CO] = 0.52978 \text{ M}$ ,  
 $[H_2] = 0.01521 \text{ M}$ ,  
 $[CO_2] = 0.47021 \text{ M}$ ,  
 $[H_2O] = 6.9785 \times 10^{-2} \text{ M}$

**7.46.** a)  $K_p = K_c = 4.0$ ,

b)  $[CO] = [H_2O] = 0.033334 \text{ M}$ ,  
 $[CO_2] = [H_2] = 0.066667 \text{ M}$

c)  $P_{CO} = P_{H_2O} = 2.11517 \text{ atm}$ ,  
 $P_{CO_2} = P_{H_2} = 4.22906 \text{ atm}$   
 $P_T = 12.6885 \text{ atm}$

**7.47.** a)  $K_p = 0.50$ , b)  $P_{N_2O_4} = 1.21923 \text{ atm}$  y  
 $P_{NO_2} = 0.78077 \text{ atm}$

**7.48.** a)  $[SbCl_5] = 2.5684 \times 10^{-3} \text{ M}$ ,  
 $[SbCl_3] = 8.0136 \times 10^{-3} \text{ M}$ ,  
 $[Cl_2] = 8.0113 \times 10^{-3} \text{ M}$ .

$P_{SbCl_5} = 0.15199 \text{ atm}$ ,  
 $P_{SbCl_3} = 0.47421 \text{ atm}$ ,  
 $P_{Cl_2} = 0.474 \text{ atm}$ .

b)  $K_c = 0.025$  y  $K_p = 1.4795$

**7.49.** a)  $[NH_3] = 1.0 \text{ M}$ ,  $[N_2] = 0.50 \text{ M}$ ,  
 $[H_2] = 1.50 \text{ M}$ , b)  $K_c = 1.125$

**7.50.**  $K_p = 4.0001 \times 10^{-15}$  y  
 $K_c = 4.1785 \times 10^{-13}$

**7.51.**  $P_{NOCl_2} = 0.2833 \text{ atm}$

**7.52.** a) y b) a criterio del lector.

c) Concentración de reactivos o productos,  
volumen, presión, temperatura.  
d) La temperatura.

**7.53.** d) Bajando la temperatura y  
elevando la presión.

**7.54.** Del a) al d) a criterio del lector.

**7.55.** a) Falsa b) Verdadera c) Falsa d) Falsa

**7.56.** a) Verdadero b) Falso c) Falso d) Falso

**7.57.** a) No afecta.

b) Disminuye la concentración de CO.  
c) Aumenta la concentración de CO.  
d) No afecta.

**7.58.** a) El equilibrio se desplaza hacia  
los reactivos.

b) No afecta.  
c) No afecta.  
d) El equilibrio se desplaza hacia  
los productos.  
e) No afecta.

**7.59.** a)  $K_{c1} = 8.1543 \times 10^{-2}$ , b)  $K_{c2} = 3.5019$ ,  
c) Un catalizador no cambia el valor  
de la constante de equilibrio.

**7.60.** a)  $K_p = 0.1$  y  $K_c = 1.2186 \times 10^{-3}$   
b) El equilibrio se desplaza hacia  
los reactivos.  
c) El equilibrio se desplaza hacia  
los productos.

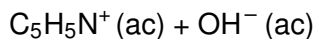
**7.61.** a)  $P_{Cl_2} = 1.0164 \times 10^{-11} \text{ atm}$ ,  
 $P_{HI} = 2.0328 \times 10^{-11} \text{ atm}$ ,  $P_{HCl} = 0.12 \text{ atm}$   
b)  $K_c = 1.3413 \times 10^{-33}$   
c) El equilibrio se desplaza hacia  
los productos.

## CAPÍTULO 8

**8.1.** a **8.2.** A criterio del lector.

**8.3.** Si, porque se disocian y generan iones  $H^+$

**8.4.** Si, porque se disocian y generan iones  $\text{OH}^-$  **8.11.** a)  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons$



**8.5.** a) Ácido, b) Base, c) Anfótero, d) Base,

e) Ácido, f) Anfótero g) Base, h) Ácido,

i) Anfótero, j) Ácido, k) Base, l) Base,

m) Ácido, n) Base, o) Ácido

b) Base  $[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]$ , ácido  $[\text{H}_2\text{O}]$ ,

ácido conjugado  $[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}^+]$ ,

base conjugada  $[\text{OH}^-]$

c)  $\text{OH}^-$

**8.6.** a) Ácido  $[\text{SO}_2]$  ; base  $[\text{BaSO}_3]$

b) Ácido  $[\text{HgCl}_3^-]$  ; base  $[\text{Cl}^-]$

**8.7.** a) Ácido  $[\text{B}(\text{OH})_3]$ ; Base  $[\text{OH}^-]$

b) Base  $[\text{N}_2\text{H}_4]$  ; Ácido  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

c) Base  $[(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}]$  ; Ácido  $[\text{BF}_3]$

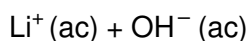
**8.12.** a) El pH es básico,

b) Base  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-]$ , ácido  $[\text{H}_2\text{O}]$ ,

ácido conjugado  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}]$ ,

base conjugada  $[\text{OH}^-]$

**8.13.** a)  $\text{LiOH}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons$



b)  $[\text{OH}^-] = 0.2 \text{ M}$

c)  $\text{pH}_{\text{NaOH}} = 13.3011$ ,

$\text{pOH}_{\text{NaOH}} = 0.6989$

**8.8.** a) Base  $[\text{HSO}_4^-]$ , ácido  $[\text{H}_2\text{O}]$ ,

ácido conjugado  $[\text{H}_2\text{SO}_4]$ ,

base conjugada  $[\text{OH}^-]$

b) Ácido  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ , base  $[\text{H}_2\text{O}]$ ,

base conjugada  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ ,

ácido conjugado  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

c) Base  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-]$ , ácido  $[\text{H}_2\text{O}]$ ,

ácido conjugado  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]$ ,

base conjugada  $[\text{OH}^-]$

d) Ácido  $[\text{NH}_4^+]$ , base  $[\text{ClO}^-]$ ,

base conjugada  $[\text{NH}_3]$ ,

ácido conjugado  $[\text{HClO}]$

e) Ácido  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}]$ , base  $[\text{H}_2\text{O}]$ ,

base conjugada  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-]$ ,

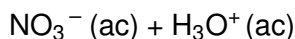
ácido conjugado  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

f) Base  $[\text{NH}_2^-]$ , ácido  $[\text{NH}_3]$ ,

ácido conjugado  $[\text{NH}_3]$ ,

base conjugada  $[\text{NH}_2^-]$

**8.14.** a)  $\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons$



b)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.05 \text{ M}$ ,  $[\text{OH}^-] = 2.0 \times 10^{-13} \text{ M}$

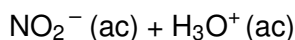
c)  $\text{pH}_{\text{HCl}} = 1.301$ ,

$\text{pOH}_{\text{HCl}} = 12.699$

**8.15.** Inciso b) describe correctamente

la constante de basicidad del  $\text{NH}_3$ .

**8.16.** a)  $\text{HNO}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons$



b)  $[\text{HNO}_2] = 0.09192 \text{ mol/L}$ ,

$[\text{NO}_2^-] = 8.0786 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ,

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8.0786 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

c)  $\text{pH} = 2.0927$ ,  $\text{pOH} = 11.9073$

**8.9.** a)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ , b)  $\text{H}_2\text{PO}^-$ , c)  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ ,

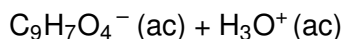
d)  $\text{NH}_3$ , e)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ , f)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$ ,

g)  $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$

**8.10.** a)  $\text{HCO}_3^-$ , b)  $\text{HCO}_2^-$ , c)  $\text{F}^-$ ,

d)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ , e)  $\text{NO}_2^-$ , f)  $\text{CN}^-$

**8.17.** a)  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons$



b)  $[\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4] = 0.05573 \text{ mol/L}$ ,

$[\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-] = 4.2689 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ ,

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.2689 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

c)  $\text{pH} = 2.3696$ ,  $\text{pOH} = 11.6303$

**8.18.** a) pH = 0.1249,

b) pH = 0.0457,

c) pH = 0.8861,

d) pH = 1.3010,

e) pH = 12.6021,

f) pH = 13.7782,

g) pH = 12.3010,

h) pH = 13.3979

**8.19.** a)  $[H^+] = 1.9950 \times 10^{-3} \text{ M}$

b)  $[H^+] = 1.5049 \times 10^{-7} \text{ M}$

c)  $[H^+] = 3.1622 \times 10^{-2} \text{ M}$

d)  $[H^+] = 3.1622 \times 10^{-8} \text{ M}$

e)  $[H^+] = 3.1622 \times 10^{-2} \text{ M}$

f)  $[H^+] = 3.1622 \times 10^{-4} \text{ M}$

**8.20.** a)  $[H^+] = 3.6308 \times 10^{-4} \text{ M}$

b)  $K_a = 2.2104 \times 10^{-4}$

**8.21.** a)  $[OH^-] = 4.5708 \times 10^{-4} \text{ M}$

b)  $K_b = 6.975 \times 10^{-7}$

**8.22.** a)  $[HCl] = 0.7624 \text{ mol/L}$ , b) pH = 0.1178

**8.23.** a)  $[NaOH] = 0.0001 \text{ mol/L}$

b) masa NaOH =  $2.0 \times 10^{-3} \text{ g}$

**8.24.** a)  $[H^+] = 5.4954 \times 10^{-4} \text{ M}$

b)  $[HCO_2H] = 2.2273 \times 10^{-3} \text{ M}$

**8.25.** V = 399.05 mL

**8.26.** a)  $C_6H_5CO_2H (ac) + H_2O (l) \rightleftharpoons$

$C_6H_5CO_2^- (ac) + H_3O^+ (ac)$

b) pH = 2.4536

**8.27.** a)  $O(CH_2CH_2)_2NH (ac) + H_2O (l) \rightleftharpoons$

$O(CH_2CH_2)_2NH_2^+ (ac) + OH^- (ac)$

b)  $[O(CH_2CH_2)_2NH] = 0.5103 \text{ mol/L}$ ,

$$[O(CH_2CH_2)_2NH_2^+] = [OH^-] = 1.2589 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

c)  $[O(CH_2CH_2)_2NH]_{ini} = 0.5116 \text{ mol/L}$

| Afirmación                        | Falsa | Verdadera |
|-----------------------------------|-------|-----------|
| pH = 1.0                          | F     |           |
| <b>8.28.</b> $[H_3O^+] \gg [A^-]$ | F     |           |
| $[H_3O^+] = [A^-]$                |       | V         |
| pH < 1                            | F     |           |

| Afirmación                      | Falsa | Verdadera |
|---------------------------------|-------|-----------|
| pH = 0.0                        |       | V         |
| <b>8.29.</b> $[X^-] > [H_3O^+]$ | F     |           |
| $[H_3O^+] = 1.0 \text{ M}$      |       | V         |
| $[X^-]_{equil} = 1.0 \text{ M}$ |       | V         |

**8.30.**

| $[H_3O^+] \text{ (mol/L)}$ | $[OH^-] \text{ (mol/L)}$ |
|----------------------------|--------------------------|
| 0.006                      | $1.666 \times 10^{-12}$  |
| $4.0 \times 10^{-12}$      | 0.0025                   |
| $5.011 \times 10^{-10}$    | $1.995 \times 10^{-5}$   |
| $1.995 \times 10^{-11}$    | $5.011 \times 10^{-4}$   |

| pH    | pOH   | ¿ácida o básica? |
|-------|-------|------------------|
| 2.22  | 11.78 | ácida            |
| 11.40 | 2.20  | básica           |
| 9.30  | 4.70  | básica           |
| 10.79 | 3.30  | básica           |

**8.31.** a)  $[H^+] = [OH^-] = 5.4037 \times 10^{-8}$

b) pH = 7.27

c) Sigue siendo neutra,  
porque  $[H^+] = [OH^-]$

**8.32.** a)  $[H^+] = [OH^-] = 2.005 \times 10^{-7}$ ,

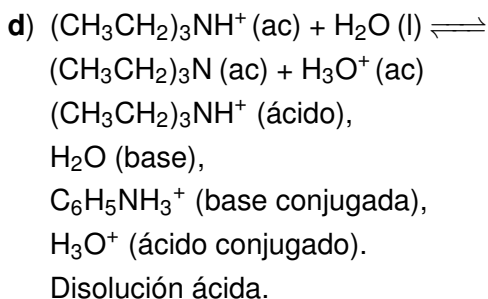
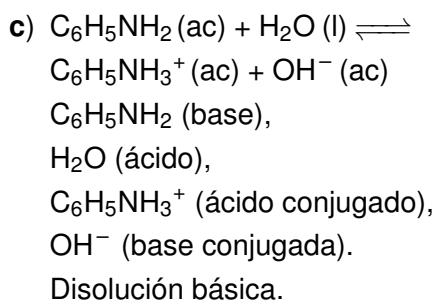
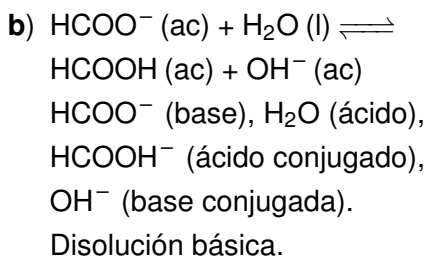
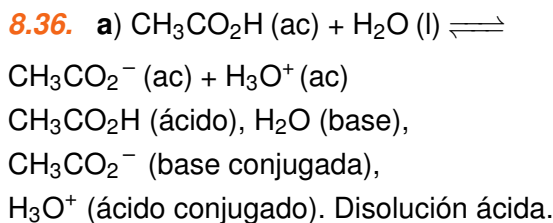
b) pH = 7.267,

c)  $2.1733 \times 10^{15}$  moléculas a 313.0 K.

**8.33.**  $[H^+] = [OH^-]$

**8.34.**  $[H^+] = [OH^-] = 3.4641 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

**8.35.**  $[D^+] = [DO^-] = 2.9833 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

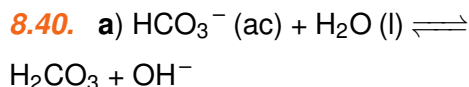


**8.37. a)**  $pH = 3.4175$ , **b)**  $pH = 2.5128$ ,  
**c)**  $pH = 2.5264$ ;  
 El ácido mas fuerte es el cloroacético.

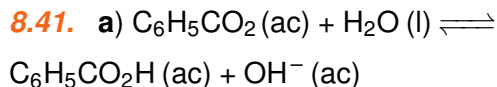
**8.38. a)**  $pH = 11.093$ , **b)**  $pH = 11.684$ ,  
**c)**  $pH = 11.647$ , **d)**  $pH = 11.787$ ;  
 La dietilamina es más básica.

**8.39.** Inciso **d)**,  $KCl$  no cambia el  $pH$ .

Justificación a criterio del lector.

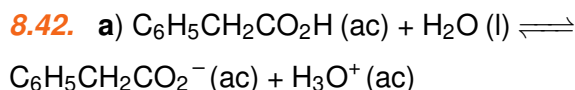


**b)**  $pH = 9.872$



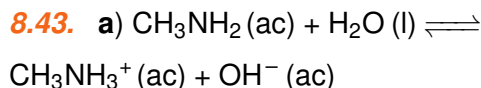
**b)**  $[OH^-] = 6.915 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ ,  
 $[H_3O^+] = 1.4468 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ ,

**c)**  $pH = 8.839$

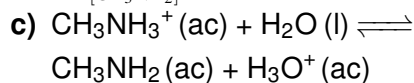


**b)**  $[C_6H_5CH_2CO_2H] = 0.117 \text{ mol/L}$ ,  
 $[C_6H_5CH_2CO_2^-] = [H_3O^+] = 2.40 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

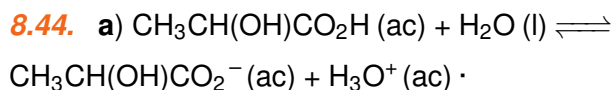
**c)**  $pH = 2.6198$



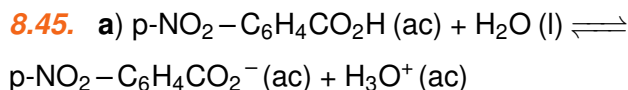
**b)**  $\frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]}$



**d)**  $\frac{[CH_3NH_2][H_3O^+]}{[CH_3NH_3^+]}$



**b)**  $K_b = 7.142 \times 10^{-11}$



**b)**  $[p\text{-NO}_2\text{-C}_6\text{H}_4\text{CO}_2H] = 0.05527 \text{ mol/L}$ ,  
 $[p\text{-NO}_2\text{-C}_6\text{H}_4\text{CO}_2^-] = [H_3O^+] = 4.4668 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

**c)**  $[p\text{-NO}_2\text{-C}_6\text{H}_4\text{CO}_2H] = 0.05973 \text{ mol/L}$ ,

**d)** % disociación = 7.78%



**b)**  $K_b = 5.555 \times 10^{-10}$  (acetato)  
 $K_b = 3.333 \times 10^{-10}$  (hipoclorito)

- c) La base conjugada más fuerte es el ion hipoclorito ( $\text{ClO}^-$ )

**8.47.** a) El  $\text{NH}_3$  es la base más fuerte.

- b) El  $\text{H}_3\text{NOH}^+$  es el ácido conjugado más fuerte

- c)  $K_a = 5.555 \times 10^{-10} \text{ NH}_4^+$   
 $K_a = 9.091 \times 10^{-7} \text{ H}_3\text{NOH}^+$

**8.48.** a)  $\text{HO}_2\text{CCH}(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2\text{H} (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{HO}_2\text{CCH}(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2^- (\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac})$

- b)  $\text{pH} = 2.0389$ ,  
 c) % disociación = 7.48 %  
 d)  $[\text{HO}_2\text{CCH}(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}] = 0.014 \text{ mol/L}$

**8.49.** a)  $[\text{OH}^-] = 1.2589 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ ,

- b) Concentración = 0.01345 mol/L,  
 c) 0.94 % de disociación

**8.50.** a)  $\text{pH} = 2.38$ , % disociación = 0.42 %,

- b)  $\text{pH} = 2.53$ , % disociación = 0.59 %  
 c)  $\text{pH} = 3.39$ , % disociación = 4.10 %  
 d)  $\text{pH} = 3.54$ , % disociación = 5.74 %  
 e)  $\text{pH} = 3.91$ , % disociación = 12.38 %

**8.51.** a)  $K_b = 1.3911 \times 10^{-4}$

- b)  $\text{pH} = 11.204$   
 c)  $\text{pH} = 11.046$ , % disociación = 11.12 %  
 d)  $\text{pH} = 8.971$ , % disociación = 93.69 %  
 e) El pH disminuye mientras la disociación tiende al 100 %

**8.52.** a)  $K_a = 2.9137 \times 10^{-5}$ , b)  $\text{pH} = 3.71$

**8.53.** a)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_2 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons$

$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_3^+ (\text{ac}) + \text{OH}^- (\text{ac})$

- b)  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_2] = 0.06876 \text{ mol/L}$ ,

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{NH}_2] = [\text{OH}^-] = 1.2361 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

- c)  $\text{pH} = 11.09$

- d) % de disociación = 1.766 %

**8.54.** a)  $[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}] = 0.0304 \text{ mol/L}$ .

- b) % de ionización = 7.11 %

**8.55.** a)  $\text{pH} = 11.196$ , c)  $K_b = 3.1444 \times 10^{-5}$

**8.56.** a)  $[\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CO}_2\text{H}] = 0.04916 \text{ mol/L}$ ,

$$[\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 8.4135 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

- b)  $\text{pH} = 3.075$

- c) % de ionización = 1.68 %.

**8.57.** a)  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{ac}) + \text{NaOH} (\text{ac}) \longrightarrow$

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na} (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  (ácido),  
 $\text{NaOH}$  (base),  
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$  (base conjugada),  
 $\text{H}_2\text{O}$  (ácido conjugado)

b)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{Na} (\text{ac}) + \text{HBr} (\text{ac}) \longrightarrow$

$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H} (\text{ac}) + \text{NaBr} (\text{ac}) (\text{l})$   
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{Na}$  (base),  
 $\text{HBr}$  (ácido),  
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$  (ácido conjugado),  
 $\text{NaBr}$  (base conjugada)

c)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{ac}) + 2 \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H} (\text{ac}) \longrightarrow$

$(\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-)_2\text{Ca} (\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$   
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (base),  
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$  (ácido),  
 $(\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-)_2\text{Ca}$  (base conjugada),  
 $\text{H}_2\text{O}$  (ácido conjugado)

d)  $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + 2 \text{NaHCO}_3 (\text{ac}) \longrightarrow$

$\text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{CO}_3 (\text{ac})$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido),  
 $\text{NaHCO}_3$  (base),  
 $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (base conjugada),  
 $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido conjugado)

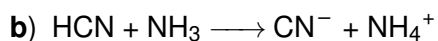


HCl ácido,

NaOH base,

NaCl base conjugada,

$\text{H}_2\text{O}$  ácido conjugado

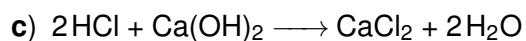


HCN ácido,

NaOH base,

$\text{CN}^-$  base conjugada,

$\text{NH}_4^+$  ácido conjugado

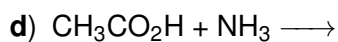


HCl ácido,

$\text{Ca}(\text{OH})_2$  base,

$\text{CaCl}_2$  base conjugada,

$\text{H}_2\text{O}$  ácido conjugado



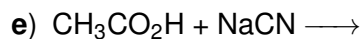
$\text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{NH}_4^+$

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  ácido,

$\text{NH}_3$  base,

$\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  base conjugada,

$\text{NH}_4^+$  ácido conjugado



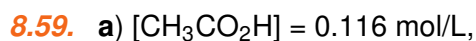
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na} + \text{HCN}$

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  ácido,

NaCN base,

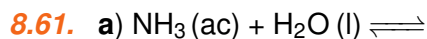
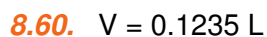
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$  base conjugada,

HCN ácido conjugado



**b)**  $\text{pH} = 2.85$

**c)** % de ionización = 1.22 %



$\text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$

**b)**  $\text{pH} = 11.51$

**c)** % de ionización = 0.54 %

**d)**  $V = 37.5 \text{ L}$





## Bibliografía

### LIBROS

- [1] Chang, R. and Goldsby, K. (2014). Chemistry. 11th ed. New York: McGraw-Hill Education.
- [2] Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., & Woodward, P. M. (2012). Chemistry: The Central Science. (12 ed.) Pearson Prentice Hall.
- [3] Whitten, K. W., Davis, R. E., Peck, M. L., & Stanley, G. G. (2015). Química (10a. ed.). México D.F.: Cengage Learning.
- [4] Varios autores. (2012). Problemario de Talleres de Estructura de la Materia. DCBI/UAM-I . Obra Colectiva. Revisión octubre del 2012.
- [5] Varios autores. (2013). Problemario de Transformaciones Químicas. DCBI/UAM-I. Obra Colectiva. Departamento de Química. Revisión 2013-I.
- [6] Wulfsberg, G. (1991). Principles of Descriptive Inorganic Chemistry, University Science Books. U.S.A.

### ARTÍCULOS

- [7] Mendeléyev , D. I. (1869). Zeitschrift für Chemie, 12: 405-406.
- [8] Meyer, L. (1870). Die natur der chemischen elemente als function ihrer atomgewichte, 7: 354-364.

- [9] Werner, A. (1905). Beitrag zum Ausbau des periodischen Systems. Ber Deutsch Chem Ges 38: 914-92.
- [10] Scerri, E. (2019). Looking Backwards and Forwards at the Development of the Periodic Table. Chemistry International, 41(1): 16-20.
- [11] Labarca, M., Quintanilla-Gatica, M. R., Izquierdo-Aymerich, M. (2022). El problema del grupo 3 de la Tabla Periódica: su enseñanza mediante la argumentación y la explicación científica: segunda parte. Ciência y Educação (Bauru), 28: 1-12.
- [12] Becker, P. (2001). History and progress in the accurate determination of the Avogadro constant. Rep. Prog. Phys. 64: 1945-2008.
- [13] Slater, J. C. (1930). Atomic Shielding Constants. Phys. Rev. 36 (1): 57-64.



Casa abierta al tiempo

**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA**  
**Unidad Cuajimalpa**

