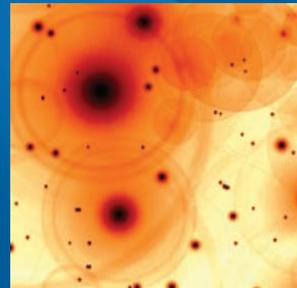
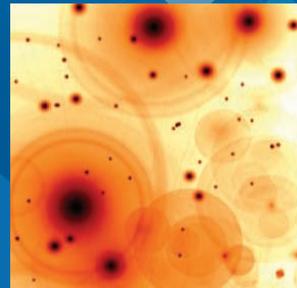


con enfoque en  
competencias

---



# Química I

*Eduardo Martínez Márquez*

Primer semestre



# Química I

Eduardo Martínez Márquez



***Química I.***

Eduardo Martínez Márquez

**Presidente de Cengage Learning  
Latinoamérica:**

Javier Arellano Gutiérrez

**Director general de México y  
Centroamérica:**

Pedro Turbay Garrido

**Director editorial Latinoamérica:**

José Tomás Pérez Bonilla

**Director de producción:**

Raúl D. Zendejas Espejel

**Coordinadora editorial:**

María Rosas López

**Editor de desarrollo:**

Luis Antonio Munguía Díaz

**Editor de producción:**

Timoteo Eliosa García

**Diseño de portada:**

Studio 2.0

**Composición tipográfica:**

Foto Grafic & Diseño

© D.R. 2009 por Cengage Learning Editores, S.A. de  
C.V., una Compañía de Cengage Learning, Inc.

Corporativo Santa Fe

Av. Santa Fe, núm. 505, piso 12

Col. Cruz Manca, Santa Fe

C.P. 05349, México, D.F.

Cengage Learning™ es una marca registrada usada  
bajo permiso.

DERECHOS RESERVADOS. Ninguna parte de este  
trabajo amparado por la Ley Federal del Derecho de  
Autor, podrá ser reproducida, transmitida, almacenada  
o utilizada en cualquier forma o por cualquier medio,  
ya sea gráfico, electrónico o mecánico, incluyendo,  
pero sin limitarse a lo siguiente: fotocopiado,  
reproducción, escaneo, digitalización, grabación en  
audio, distribución en Internet, distribución en redes  
de información o almacenamiento y recopilación en  
sistemas de información a excepción de lo permitido  
en el Capítulo III, Artículo 27 de la Ley Federal del  
Derecho de Autor, sin el consentimiento por escrito de  
la Editorial.

Datos para catalogación bibliográfica:

Martínez Márquez, Eduardo

*Química I.*

ISBN-13: 978-607-481-220-6

ISBN-10: 607-481-220-9

Visite nuestro sitio web en:

<http://latinoamerica.cengage.com>

# Contenido general

|  |           |
|--|-----------|
| Presentación institucional                                       | vii       |
| Presentación   | xiii      |
| <b>Bloque I</b>  |           |
| <b>Identifica a la química como una herramienta para la vida</b> | <b>2</b>  |
| Comprende el concepto de química, una ciencia para la vida       | 6         |
| Reconoce los grandes momentos históricos de la química           | 8         |
| Relaciona a la química con otras ciencias                        | 12        |
| Reconoce los pasos del método científico                         | 15        |
| Cierre del bloque  | 18        |
| Actividad experimental   | 19        |
| <b>Bloque II</b>   |           |
| <b>Comprende la interacción de la materia y la energía</b>       | <b>20</b> |
| Reconoce las propiedades de la materia                           | 24        |
| Características y manifestaciones de la materia                  | 24        |
| Propiedades de la materia  | 25        |
| Estados de agregación de la materia                              | 28        |
| Cambios de estado de la materia                                  | 31        |
| Describe las características de los diferentes tipos de energía  | 33        |
| Manifestaciones de la energía                                    | 35        |
| Beneficios y riesgos en el consumo de energía                    | 36        |
| Describe las características de los cambios de la materia        | 43        |
| Cambio físico  | 43        |
| Cambio químico   | 43        |
| Cambio nuclear   | 44        |
| Cierre del bloque  | 46        |
| Actividad experimental   | 46        |
| <b>Bloque III</b>  |           |
| <b>Explica el modelo atómico y sus aplicaciones</b>              | <b>50</b> |
| Describe las aportaciones al modelo atómico actual               | 55        |
| El modelo atómico de Dalton                                      | 56        |
| El modelo atómico de Thomson                                     | 58        |

|  |    |
|--|----|
| El modelo atómico de Rutherford                                    | 62 |
| Modelo atómico de James Chadwick                                   | 66 |
| Número atómico, número de masa y masa atómica                      | 66 |
| Isótopos y sus aplicaciones  | 68 |
| Modelo atómico actual  | 73 |
| Los modelos de Bohr-Sommerfeld y los números cuánticos $(n, l, m)$ | 75 |
| Números cuánticos  | 78 |
| Orbitales atómicos   | 80 |
| Reglas para elaborar las configuraciones electrónicas              | 81 |
| Cierre del bloque  | 87 |
| Actividad experimental   | 88 |

## Bloque IV

|   |           |
|---|-----------|
| <b>Interpreta la tabla periódica</b>  | <b>90</b> |
| Describe los antecedentes históricos de la clasificación de los elementos químicos  | 94        |
| Reconoce las nociones de grupo, periodo y bloque, aplicadas a los elementos químicos en la tabla periódica actual   | 99        |
| Describe las propiedades periódicas (electronegatividad, energía de ionización, afinidad electrónica, radio y volumen atómico) y su variación en la tabla periódica | 108       |
| Caracteriza la utilidad e importancia de los metales y no metales para la vida socioeconómica del país  | 111       |
| Importancia de los minerales en México  | 112       |
| Cierre del bloque   | 114       |
| Actividad experimental  | 115       |

## Bloque V

|   |            |
|---|------------|
| <b>Interpreta enlaces químicos e interacciones intermoleculares</b>   | <b>118</b> |
| Define el concepto de enlace químico  | 122        |
| Enuncia la regla del octeto   | 123        |
| Estructuras de Lewis  | 123        |
| Describe la formación del enlace iónico y las propiedades que presentan los compuestos de este tipo de enlace | 125        |
| ¿Qué es la electronegatividad?  | 125        |
| ¿Cómo se forma el enlace iónico?  | 126        |
| Propiedades de los compuestos iónicos   | 127        |
| Describe el concepto de enlace covalente  | 129        |
| Estructuras de Lewis y electronegatividad   | 129        |
| Geometría molecular y polaridad   | 133        |
| Explica las propiedades de los compuestos covalentes  | 135        |

|   |     |
|---|-----|
| Describe las teorías que explican el enlace metálico<br>(teoría del mar de electrones y la teoría de bandas)                      | 136 |
| Reconoce las características que se derivan del enlace metálico   | 138 |
| Refiere la formación de las fuerzas intermoleculares  | 139 |
| Interacciones dipolo-dipolo   | 139 |
| Dipolos inducidos   | 140 |
| Puentes de hidrógeno  | 141 |
| Identifica las características de los compuestos con puente de hidrógeno<br>como el agua y las moléculas de importancia biológica | 142 |
| Otros elementos que presentan puentes de hidrógeno  | 143 |
| Cierre de bloque  | 146 |
| Actividad experimental  | 147 |

## **Bloque VI**

### **Maneja la nomenclatura química inorgánica** 150

|  |     |
|--|-----|
| Valora la utilidad y manejo del lenguaje químico | 155 |
| Nomenclatura                                     | 157 |
| Nomenclatura tradicional                         | 159 |
| Nomenclatura Stock                               | 159 |
| Nomenclatura sistemática                         | 159 |
| Aprende la escritura de fórmulas químicas        | 162 |
| Moléculas simples                                | 164 |
| Compuestos binarios                              | 164 |
| Compuestos ternarios o superiores                | 169 |
| Cierre del bloque                                | 173 |
| Actividad experimental                           | 176 |

## **Bloque VII**

### **Representa y opera reacciones químicas** 178

|   |     |
|---|-----|
| Reconoce el significado de los símbolos<br>en la escritura de ecuaciones químicas | 182 |
| Conoce los métodos de balanceo de ecuaciones químicas                             | 183 |
| Método por tanteo o de ensayo y error   | 184 |
| Balanceo por óxido-reducción (redox)  | 186 |
| Distingue los diferentes tipos de reacciones químicas                             | 195 |
| Reacciones de combinación, adición o síntesis                                     | 196 |
| Reacciones de descomposición  | 196 |
| Reacciones de desplazamiento simple   | 197 |
| Reacciones de doble sustitución o doble desplazamiento                            | 198 |
| Cierre del bloque   | 200 |
| Actividad experimental  | 203 |

**Bloque VIII****Entiende los procesos asociados con el calor  
y la velocidad de reacción química 206**

Explica los cambios energéticos en las reacciones químicas 210

Explica el concepto de velocidad de reacción 217

Factores que modifican la velocidad de reacción 220

Conoce el consumismo e impacto ambiental 222

Cierre del bloque 225

Actividad experimental 227

**Glosario 229****Bibliografía 239**

# Presentación institucional

Estimado Profesor:

Hoy en día los jóvenes para ser exitosos, tienen que ser personas reflexivas, capaces de desarrollar opiniones personales, interactuar en contextos plurales, asumir un papel propositivo como miembros de la sociedad a la que pertenecen, discernir sobre lo que sea relevante y lo que no, plantear objetivos de manera precisa e informada, seleccionar información en el amplio universo que existe, de acuerdo con ciertos propósitos, y además estar en posibilidades de actualizarse de manera continua.

Sabemos que existe una gran diversidad entre los jóvenes que asisten al nivel bachillerato. Cada uno de ellos cuenta con intereses y capacidades diferentes, y por si fuera poco, están en la búsqueda de una identidad aún por definirse.

Por este motivo, es que los jóvenes deben centrar su atención en las diversas áreas de estudio y elegir aquella que cumpla con su perfil para desarrollarse profesional y personalmente en el ámbito laboral.

Es necesario que el bachillerato modifique sus formas de trabajo para adecuarse a los enfoques pedagógicos que hoy se manejan. Es por eso que la Educación Media Superior centrará su trabajo en competencias, dejando a un lado la memorización que era a lo que se le daba prioridad en el pasado.

Se requiere entonces que el alumno movilice una serie de conocimientos, habilidades y actitudes en contextos específicos que le permitan construir espacios educativos complejos que responden a las exigencias del mundo actual.

Esta nueva generación de estudiantes se presenta ante ti profesor, líder del cambio, deseosa de aprender y desarrollar nuevos conocimientos, he ahí el desafío. Su vida educativa está en tus manos, así que esperamos que esta *nueva propuesta educativa*, compuesta por esta primer serie de libros que *Cengage Learning* ha preparado para ti, te permita consolidar las metas de cada uno de tus alumnos que hoy pasan por las aulas del bachillerato en busca de su superación profesional. Al mismo tiempo podrás sentirte satisfecho de haberlo acompañado y apoyado en este importante y definitivo tramo de su vida.

A continuación te presentamos información valiosa que puede resultarte útil para desarrollar tu trabajo cotidiano:

Las *competencias genéricas* y sus principales atributos, son las que se establecen a continuación.

*Se autodetermina y cuida de sí*

1. Se conoce y valora a sí mismo y aborda problemas y retos teniendo en cuenta los objetivos que persigue.

Atributos:

- ▶ Enfrenta las dificultades que se le presentan y es consciente de sus valores, fortalezas y debilidades.
  - ▶ Identifica sus emociones, las maneja de manera constructiva y reconoce la necesidad de solicitar apoyo ante una situación que lo rebase.
  - ▶ Elige alternativas y cursos de acción con base en criterios sustentados y en el marco de un proyecto de vida.
  - ▶ Analiza críticamente los factores que influyen en su toma de decisiones.
  - ▶ Asume las consecuencias de sus comportamientos y decisiones.
  - ▶ Administra los recursos disponibles teniendo en cuenta las restricciones para el logro de sus metas.
2. Es sensible al arte y participa en la apreciación e interpretación de sus expresiones en distintos géneros.

Atributos:

- ▶ Valora el arte como manifestación de la belleza y expresión de ideas, sensaciones y emociones.
  - ▶ Experimenta el arte como un hecho histórico compartido que permite la comunicación entre individuos y culturas en el tiempo y el espacio, a la vez que desarrolla un sentido de identidad.
  - ▶ Participa en prácticas relacionadas con el arte.
3. Elige y practica estilos de vida saludables.

Atributos:

- ▶ Reconoce la actividad física como un medio para su desarrollo físico, mental y social.
- ▶ Toma decisiones a partir de la valoración de las consecuencias de distintos hábitos de consumo y conductas de riesgo.
- ▶ Cultiva relaciones interpersonales que contribuyen a su desarrollo humano y el de quienes lo rodean.

*Se expresa y comunica*

4. Escucha, interpreta y emite mensajes pertinentes en distintos contextos mediante la utilización de medios, códigos y herramientas apropiados.

Atributos:

- ▶ Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas.
- ▶ Aplica distintas estrategias comunicativas según quienes sean sus interlocutores, el contexto en el que se encuentra y los objetivos que persigue.

- ▶ Identifica las ideas clave en un texto o discurso oral e infiere conclusiones a partir de ellas.
- ▶ Se comunica en una segunda lengua en situaciones cotidianas.
- ▶ Maneja las tecnologías de la información y la comunicación para obtener información y expresar ideas.

### *Piensa crítica y reflexivamente*

5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos.

#### Atributos:

- ▶ Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.
- ▶ Ordena información de acuerdo con categorías, jerarquías y relaciones.
- ▶ Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.
- ▶ Construye hipótesis y diseña y aplica modelos para probar su validez.
- ▶ Sintetiza evidencias obtenidas mediante la experimentación para producir conclusiones y formular nuevas preguntas.
- ▶ Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información.

6. Sustenta una postura personal sobre temas de interés y relevancia general, considerando otros puntos de vista de manera crítica y reflexiva.

#### Atributos:

- ▶ Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo con su relevancia y confiabilidad.
- ▶ Evalúa argumentos y opiniones e identifica prejuicios y falacias.
- ▶ Reconoce los propios prejuicios, modifica sus puntos de vista al conocer nuevas evidencias, e integra nuevos conocimientos y perspectivas al acervo con el que cuenta.
- ▶ Estructura ideas y argumentos de manera clara, coherente y sintética.

### *Aprende de forma autónoma*

7. Aprende por iniciativa e interés propio a lo largo de la vida.

#### Atributos:

- ▶ Define metas y da seguimiento a sus procesos de construcción de conocimiento.
- ▶ Identifica las actividades que le resultan de menor y mayor interés y dificultad, reconociendo y controlando sus reacciones frente a retos y obstáculos.

- ▶ Articula saberes de diversos campos y establece relaciones entre ellos y su vida cotidiana.

#### *Trabaja en forma colaborativa*

8. Participa y colabora de manera efectiva en equipos diversos.

Atributos:

- ▶ Propone maneras de solucionar un problema o desarrollar un proyecto en equipo, definiendo un curso de acción con pasos específicos.
- ▶ Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.
- ▶ Asume una actitud constructiva, congruente con los conocimientos y habilidades con los que cuenta dentro de distintos equipos de trabajo.

#### *Participa con responsabilidad en la sociedad*

9. Participa con una conciencia cívica y ética en la vida de su comunidad, región, México y el mundo.

Atributos:

- ▶ Privilegia el diálogo como mecanismo para la solución de conflictos.
- ▶ Toma decisiones a fin de contribuir a la equidad, bienestar y desarrollo democrático de la sociedad.
- ▶ Conoce sus derechos y obligaciones como mexicano y miembro de distintas comunidades e instituciones, y reconoce el valor de la participación como herramienta para ejercerlos.
- ▶ Contribuye a alcanzar un equilibrio entre el interés y bienestar individual y el interés general de la sociedad.
- ▶ Actúa de manera propositiva frente a fenómenos de la sociedad y se mantiene informado.
- ▶ Advierte que los fenómenos que se desarrollan en los ámbitos local, nacional e internacional ocurren dentro de un contexto global interdependiente.

10. Mantiene una actitud respetuosa hacia la interculturalidad y la diversidad de creencias, valores, ideas y prácticas sociales.

Atributos:

- ▶ Reconoce que la diversidad tiene lugar en un espacio democrático de igualdad, de dignidad y derechos de todas las personas, y rechaza toda forma de discriminación.
- ▶ Dialoga y aprende de personas con distintos puntos de vista y tradiciones culturales mediante la ubicación de sus propias circunstancias en un contexto más amplio.

- ▶ Asume que el respeto de las diferencias es el principio de integración y convivencia en los contextos local, nacional e internacional.

11. Contribuye al desarrollo sustentable de manera crítica, con acciones responsables.

Atributos:

- Asume una actitud que favorece la solución de problemas ambientales en los ámbitos local, nacional e internacional.
- Reconoce y comprende las implicaciones biológicas, económicas, políticas y sociales del daño ambiental en un contexto global interdependiente.
- Contribuye al alcance de un equilibrio entre los intereses de corto y largo plazo con relación al ambiente.

| Campo disciplinar       | Disciplinas  |
|-------------------------|--|
| Matemáticas             | Matemáticas  |
| Ciencias experimentales | Física, química, biología y ecología.  |
| Ciencias sociales       | Historia, sociología, política, economía y administración.                       |
| Comunicación            | Lectura y expresión oral y escrita, literatura, lengua extranjera e informática. |

## Ciencias experimentales

Las competencias disciplinares básicas de ciencias experimentales están orientadas a que los estudiantes conozcan y apliquen los métodos y procedimientos de dichas ciencias para la resolución de problemas cotidianos y para la comprensión racional de su entorno.

Tienen un enfoque práctico; se refieren a estructuras de pensamiento y procesos aplicables a contextos diversos, que serán útiles para los estudiantes a lo largo de la vida, sin que por ello dejen de sujetarse al rigor metodológico que imponen las disciplinas que las conforman. Su desarrollo favorece acciones responsables y fundadas por parte de los estudiantes hacia el ambiente y hacia sí mismos.

*Competencias:*

1. *Establece la interrelación entre la ciencia, la tecnología, la sociedad y el ambiente en contextos históricos y sociales específicos.*
2. *Fundamenta opiniones sobre los impactos de la ciencia y la tecnología en su vida cotidiana, asumiendo consideraciones éticas.*
3. *Identifica problemas, formula preguntas de carácter científico y plantea las hipótesis necesarias para responderlas.*
4. *Obtiene, registra y sistematiza la información para responder a preguntas de carácter científico, consultando fuentes relevantes y realizando experimentos pertinentes.*

5. *Contrasta los resultados obtenidos en una investigación o experimento con hipótesis previas y comunica sus conclusiones.*
6. *Valora las preconcepciones personales o comunes sobre diversos fenómenos naturales a partir de evidencias científicas.*
7. *Hace explícitas las nociones científicas que sustentan los procesos para la solución de problemas cotidianos.*
8. *Explica el funcionamiento de máquinas de uso común a partir de nociones científicas.*
9. *Diseña modelos o prototipos para resolver problemas, satisfacer necesidades o demostrar principios científicos.*
10. *Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.*
11. *Analiza las leyes generales que rigen el funcionamiento del medio físico y valora las acciones humanas de impacto ambiental.*
12. *Decide sobre el cuidado de su salud a partir del conocimiento de su cuerpo, sus procesos vitales y el entorno al que pertenece.*
13. *Relaciona los niveles de organización química, biológica, física y ecológica de los sistemas vivos.*
14. *Aplica normas de seguridad en el manejo de sustancias, instrumentos y equipo en la realización de actividades de su vida cotidiana.*

# Presentación

La química no es ajena a nuestra vida, por el contrario, todos estamos íntimamente relacionados con ella desde el momento en que realizamos todas nuestras actividades cotidianas o fisiológicas como el respirar o el alimentarnos. Diariamente utilizamos productos elaborados por la industria química que nos generan bienestar y que llegan, incluso, a ser indispensables como las pastas dentales, limpiadores, desinfectantes, entre muchos otros.

El estudio de la química, dirigido en este texto para los jóvenes de Educación Media Superior, busca que se interesen en conocer y aplicar los métodos propios de esta disciplina en la resolución de problemas cotidianos y la comprensión racional de su entorno. Para lograr lo anterior se deben emplear procesos de razonamiento, argumentación y estructuración de ideas, llevándolos a la generación de habilidades, actitudes y valores que apliquen aun estando fuera del aula. Todo esto contribuirá para que el estudiante valore el impacto que esta asignatura genera en el medio ambiente, tomando conciencia sobre el cuidado y la preservación del medio que nos rodea de manera responsable para que las generaciones futuras cuenten con las mismas oportunidades que ellos.

El texto se encuentra apegado a la Reforma Integral de la Educación Media Superior en un Marco Curricular Común y actualizado a los nuevos programas, por lo que se adapta a este nivel y en especial al Bachillerato General, aunque resulta un apoyo importante a otros subsistemas de la media superior. Bajo este esquema, el texto presenta un enfoque de competencia que busca movilizar los recursos que los estudiantes poseen para resolver problemas de su entorno, con creatividad y una buena dosis de responsabilidad y compromiso ético.

Partiendo de lo anterior, el texto presenta una propuesta educativa, en donde el joven encontrará un sentido a lo que lee, además de contextualizar el contenido del mismo a su vida cotidiana, y en ciertos momentos a su posible vida profesional. Para el maestro, será una herramienta importante de apoyo en su quehacer educativo que le permitirá interactuar con los estudiantes en sus diferentes contenidos y actividades.

Un aspecto importante a resaltar en el texto es el siguiente: en cada bloque que lo forma se presenta una actividad inicial que busca rescatar el conocimiento que el estudiante posee de la materia, de una manera diferente, y poderlo engarzar con los nuevos contenidos. Así mismo, en cada bloque, se presentan las competencias que ha de alcanzar el estudiante, los atributos de las mismas y los valores y actitudes que el contenido busca generar en el educando.

En el paseo que el estudiante haga en el libro encontrará en primer término un lenguaje sencillo y ameno para el nivel, sin perder el rigor científico de términos y definiciones; por otro lado, el aspecto de cuidado al medio ambiente y el respeto por la naturaleza está presente en cada uno de los bloques. Presenta actividades que buscan hacer reflexionar al estudiante sobre los contenidos y los lleva a buscar

ejemplos en su alrededor y sus actividades diarias, evitando un tanto la repetición de términos y conceptos, sin que por ello no tenga que aprender de memoria ciertos aspectos propios del lenguaje de la química. Cada bloque cierra con una actividad experimental que pretende emplear la menor cantidad de reactivos químicos, buscando no contribuir al impacto ambiental, pero a su vez buscan ser representativas para los jóvenes y termina con una actividad experimental que rescata los indicadores de desempeño que deben alcanzar los estudiantes al terminar tanto el bloque como el curso. Otro aspecto relevante del texto es la parte que incita al estudiante a averiguar más sobre ciertos contenidos y a relacionar la química con su cotidianidad.

El texto de *Química I* se encuentra estructurado por ocho bloques, correspondientes al programa de la Dirección General de Bachillerato (DGB), y sus contenidos son los siguientes:

Bloque I: *Identifica a la química como una herramienta para la vida.* Muestra la importancia que tiene la química en el desarrollo de la humanidad, tras analizar los grandes momentos en su historia y con ello la importancia que tiene el método científico como herramienta para resolver problemas de la vida real.

Bloque II: *Comprende la interacción de la materia y la energía.* Presenta los aspectos relevantes de la materia y la energía, sus propiedades y leyes que las rigen. De igual manera se denota la importancia de otras ciencias que auxilian a la química así como a las que da servicio y plantea los beneficios y riesgos del uso de la energía.

Bloque III: *Explica el modelo atómico y sus aplicaciones.* Se hace un recorrido de 2000 años en la historia de los modelos atómicos. Las diversas aportaciones al conocimiento del átomo hasta la teoría cuántica y sus aplicaciones en la vida cotidiana.

Bloque IV: *Interpreta la tabla periódica.* Se hace una interpretación de la tabla periódica al analizar los antecedentes históricos y se reconocen sus propiedades y características.

Bloque V: *Interpreta enlaces químicos e interacciones intermoleculares.* Revisa los diferentes tipos de enlaces en los que participan los elementos, explicando con esto la formación de los compuestos, representaciones y sus propiedades.

Bloque VI: *Maneja la nomenclatura química inorgánica.* Realiza un recorrido por el lenguaje de la química, sus símbolos y fórmulas, así como sus diferentes agrupaciones en función de los elementos que forman las sustancias.

Bloque VII: *Representa y opera reacciones químicas.* Representa las reacciones químicas a través de ecuaciones y los métodos más importantes para balancearlas aplicando la ley de la conservación de la materia. Se describen también los diferentes tipos de reacciones químicas.

Bloque VIII: *Entiende los procesos asociados con el calor y la velocidad de reacción química.* Se finaliza con un estudio de los cambios energéticos que sufren las reacciones químicas, sus velocidades de reacción y los riesgos que representan su uso indiscriminado en el medio ambiente y en su vida cotidiana.

El texto busca finalmente desarrollar en el alumno nuevas habilidades, actitudes y valores que perduren y que sean motivo para una búsqueda intensa del conocimiento en su vida tanto personal como profesional, y que para el profesor sea el detonador para la búsqueda de nuevas actividades que sean representativas para los jóvenes de nuestro tiempo.

EL AUTOR



# Química I



# BLOQUE I

## Identifica a la química como una herramienta para la vida

### Unidad de competencia

Reconoce a la química como parte de su vida cotidiana, tras conocer el progreso que ha tenido ésta a través del tiempo y la forma en que ha empleado el método científico para resolver problemas del mundo que nos rodea, así como su relación con otras ciencias, que conjuntamente han contribuido al desarrollo de la humanidad.

### Atributos de las competencias genéricas que se desarrollan en este bloque:

- 3.2 Toma decisiones a partir de la valoración de las consecuencias de distintos hábitos de consumo y conductas de riesgo.
- 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, Matemáticas o gráficas.
- 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.
- 5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
- 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.
- 5.4 Construye hipótesis y Diseña y aplica modelos para probar su validez.
- 5.6 Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información.



- 6.1 Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo a su relevancia y confiabilidad.
- 6.3 Reconoce los propios prejuicios, modifica sus propios puntos de vista al conocer nuevas evidencias, e integra nuevos conocimientos y perspectivas al acervo con el que cuenta.
- 7.1 Define metas y da seguimiento a sus procesos de construcción de conocimientos.
- 8.1 Propone la manera de solucionar un problema y desarrolla un proyecto en equipo, definiendo un curso de acción con pasos específicos.
- 8.2 Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.
- 8.3 Asume una actitud constructiva, congruente con los conocimientos y habilidades con los que cuenta dentro de distintos equipos de trabajo.

### Este bloque sirve para que:

- Expliques el concepto de Química y sus aplicaciones, utilizando ejemplos reales de tu vida cotidiana.
- Relates los momentos trascendentales que ha vivido el desarrollo de la Química, a través del tiempo.
- Establezcas la relación de la Química con las Matemáticas, Física y Biología, utilizando ejemplos reales de tu vida cotidiana.
- Expliques la forma en que el método científico ha ayudado a la Química en la resolución de problemas.
- En un nivel incipiente, observes y analices un fenómeno, hecho o situación de la vida cotidiana; formules una hipótesis, experimentes y obtengas las conclusiones correspondientes.

## Con el aprendizaje y la práctica estarás en condiciones de:

- Desarrollar un sentido de responsabilidad y compromiso al reconocer que la Química se aplica de manera permanente en tu vida diaria.
- Valorar las aplicaciones de la Química en tu vida cotidiana y en el desarrollo de la humanidad.
- Mostrar interés por participar en actividades experimentales y/o de campo.
- Promover el trabajo metódico y organizado.

# EXAMINA TUS CONOCIMIENTOS I

Lo que a continuación voy a platicarte es un hecho real que sucedió a principios de los años 80 en la región del bajo río Coatzacoalcos en cierta comunidad. Sucede que en ese tiempo se presentó una situación un tanto anormal en las mujeres embarazadas de la región, donde el índice de abortos naturales se incrementó con respecto a la media nacional y estatal, además de otras complicaciones que estaba sufriendo la población como un incremento en los casos de alteraciones renales, hipertensión arterial, asma, irritación cutánea, alteraciones mentales, dificultades en el sistema óseo, entre otras afecciones.

¿Cuándo hablamos de que existe algo anormal? Sucede que ocurren patrones de comportamiento muy específicos de las enfermedades, por ejemplo, en la época de invierno es muy común las enfermedades de vías respiratorias como la gripe o el resfriado, que no lo son tanto en la temporada de primavera-verano, tal es el caso de lo acontecido recientemente en la Ciudad de México donde se reportaron cuadros de gripe que no eran comunes en primavera, alertando a la comunidad médica sobre posible epidemia generada por la mutación de un nuevo virus proveniente en este caso de los cerdos, al que llamaron Influenza A (H1N1). La alerta epidemiológica previno a la población y el número de muertes fue muy inferior a lo que pudo haberse dado en el caso de no alertar a la población. Luego entonces, toda aquella enfermedad o patrón de salud de que se tenga conocimiento o información, que se presente en tiempos y formas diferentes se considera que tiene un comportamiento anormal.

Pues bien, lo acontecido en las comunidades cercanas al río Coatzacoalcos despertó el interés de los científicos, dándose a la tarea de indagar qué era lo que provocaba esta serie de problemas de salud. Una de las primeras acciones que realizaron los investigadores fue la de entrevistar a la población respecto a sus actividades, hábitos y costumbres que incluían su alimentación e higiene. Dieron un vistazo al medio físico donde se encontraban estas comunidades y su ojos se fijaron en los complejos petroquímicos más importantes de México que son las plantas Lázaro Cárdenas, Morelos, Cangrejera, Cosoloacaque y Pajaritos; donde se producen la mayor parte de gasolina, turbosina, combustolio y gas licuado del país.

Gran parte de la respuesta al problema aparentemente se encontraba en los productos de desecho que estas plantas emiten al medio ambiente, sin embargo habría que demostrar esta suposición con hechos, llevando a los científicos, por principio de cuentas, a recabar información existente respecto a estudios anteriores (que en realidad había desde 1975) y posteriormente a realizar estudios del medio que incluía a los organismos como los peces, los vegetales y posteriormente las aguas, suelos y aire de la zona. Cabe aclarar que la misma población estuvo sometida a estudios principalmente de sangre y muestras de tejidos.

Después de exhaustivas pruebas encontraron que los causantes del problema eran los metales pesados (plomo, mercurio, cromo y níquel) y algunas sustancias orgánicas producto de la actividad de otras empresas como la de fertilizantes, determinando por ejemplo que la cantidad de plomo en la sangre de los habitantes era casi tres veces mayor que la de los de la Ciudad de México, el límite permisible es de 10 microgramos por decilitro y se encontró concentraciones de hasta 25.4 microgramos.

El proceso que siguieron los científicos parece simple en papel, pero en realidad es arduo y complejo. Más sin embargo, ellos emplearon un método muy poderoso que les ayudó a definir qué era aquello que afectaba a la comunidad, pues créeme que no lo hicieron porque algo o alguien se los dijese.



## Actividad 1

Lo anterior lleva a plantearnos las siguientes preguntas que están relacionadas con el método científico; una herramienta imprescindible en la resolución de problemas reales como el narrado en estos párrafos.

1. ¿Conoces el método científico? ¿Qué importancia tiene?
2. ¿Cuáles son las etapas que constituyen el método científico?
3. Describe brevemente en qué consiste cada una de las etapas.
4. ¿Cuál consideras tú que es la fase más determinante del método y por qué?
5. Identifica las etapas para la resolución del problema planteado anteriormente
6. ¿Qué repercusiones sociales, económicas y del medio ambiente tiene el problema de emisión de sustancias tóxicas generadas por la industria?
7. El problema no es netamente químico, ¿qué otras áreas del conocimiento se encuentran implicadas en la resolución del problema planteado y de qué manera actúan?

Te sugiero que para contestar las preguntas trabajes en equipo con tus compañeros, asesorados por su profesor y presenten un mapa conceptual o mental de las etapas del método científico aplicadas en la resolución del problema planteado arriba. Discutan resultados para llegar a conclusiones.

## Comprende el concepto de química, una ciencia para la vida

En el momento, estimado estudiante, en que estás iniciando la lectura de este libro, se desarrollan alrededor y dentro de ti mismo una cantidad innumerable de reacciones químicas: las plantas verdes transforman el dióxido de carbono, mediante un mecanismo muy complejo, en vapor de agua y oxígeno que, como bien sabemos, es utilizado por gran número de seres vivos para mantenerse con vida. Asimismo, al respirar, estos seres incorporan a su organismo oxígeno y lo devuelven al ambiente como dióxido de carbono, con lo que el ciclo continúa.

Mientras que tus ojos recorren estas líneas se desarrollan en tu retina reacciones químicas que transforman la luz recibida en un impulso nervioso. Éste se genera por intercambio de iones de sodio, potasio y cloro en el axón, es decir, en el cuerpo

En los ciclos de la vida interviene la química.



neuronal. Asociado a este intercambio iónico entre neurona y neurona, se liberan unas sustancias llamadas neurotransmisores, que pasan el mensaje a la siguiente neurona y así sucesivamente, hasta llegar a nuestra corteza cerebral que nos permite identificar, sin ninguna duda, las letras de este texto, la habitación en la que nos encontramos, los rasgos de la cara de la persona que está cerca, etcétera.

Algo similar sucede con los sonidos que percibes, las sensaciones corporales de frío, calor y dolor. El proceso digestivo involucra aspectos físicos, mecánicos y sobre todo químicos. Desde el momento en que ingerimos los alimentos hasta que las sustancias nutritivas se incorporan a nuestro organismo, varios procesos químicos están presentes.

De manera muy clara y directa, puede afirmarse que la mayoría de los objetos que utilizamos en la actualidad han sido elaborados aplicando los conocimientos químicos: las telas de las que están hechas nuestras prendas de vestir, los colorantes para teñirlas, la suela de nuestros zapatos tenis, los perfumes, muchos de los ingredientes que integran la sopa instantánea que disfrutas con tanta delicia, la tinta de la pluma con la que escribes. La misma textura y color que tiene el papel de este libro, el pegamento que sirve para mantener unidas las hojas, las tintas de impresión, la forma en que las imágenes aparecieron en las placas fotográficas con las que se crearon muchas de las ilustraciones de este libro, etcétera.

Es indudable que advertimos también la presencia de la química en los problemas ambientales. Los contaminantes que se vierten al aire, producto del funcionamiento de miles de vehículos automotores que llegan a la atmósfera, donde ocurren una serie de reacciones fotoquímicas que dan como resultado la llamada *lluvia ácida*, que está provocando problemas cada vez mayores para todo el ecosistema. Otro fenómeno químico asociado con la contaminación, y sobre el que nos advierten

La química es necesaria para la fabricación de todo tipo de objetos de uso diario.



numerosas organizaciones ambientales, es la destrucción paulatina de la capa de ozono. Con el paso de tiempo, afirman los científicos, el fenómeno ocasionará el paso de la peligrosa radiación ultravioleta, generando cánceres de piel y mutaciones genéticas que no podemos todavía ni siquiera imaginar.

La pregunta clásica de muchos estudiantes: ¿por qué debo estudiar química?, encuentra clara respuesta si consideramos que el aprendizaje de los conceptos químicos tiene, entre sus objetivos, otorgarte una concepción lo más clara posible de la naturaleza de las cosas, de los procesos que en ellas se dan, de cómo se puede influir en ellos para obtener mejor calidad de vida, y de qué manera puedes colaborar para que la naturaleza esté cada vez menos contaminada; en suma, para que tomes conciencia de la importancia de tu participación en aras de lograr un mundo mejor para quienes habitarán después de nosotros este maravilloso planeta azul.



## Actividad 2

Resuelve las siguientes preguntas, primeramente de forma individual y posteriormente en equipos. Elaboren un cuadro donde puedan comparar sus diversas respuestas, con la finalidad de llegar a establecer semejanzas que permitan concluir en definiciones, conceptos y puntos de vista grupales.

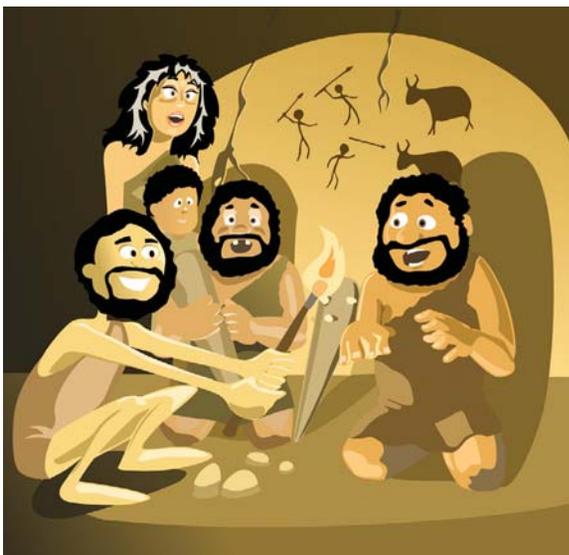
1. ¿Qué es la química?
2. ¿Qué relación guardas tú con la química?
3. ¿Consideras a la química como una herramienta para la vida? ¿Por qué?

## Reconoce los grandes momentos históricos de la química

¿Cómo empezó la gran aventura de la química? ¿Hace cuánto tiempo?

La historia de la química esta ligada con la necesidad que el hombre ha tenido por obtener sustancias que le sean útiles. En los comienzos, el hombre usaba todo lo que encontraba en la naturaleza de manera directa e intuitiva, hasta que llegó a acumular conocimientos que empleó con rigor metodológico, construyendo la disciplina que nos ocupa en este libro.

Los primeros hombres empleaban todo lo que el medio les ofrecía como piedras, huesos, ramas, etc., sin embargo fue el descubrimiento del fuego el que vino a dar un giro importante en la manera de ver las cosas, ya que los hombres primitivos pudieron percatarse de forma muy directa los cambios que producían al emplear el fuego.



Uno de los grandes descubrimientos del hombre fue el fuego, en el cual también intervino la química.

No fue solamente en el cambio de consumo de algunos alimentos como la carne, que pudieron disfrutar y conservar durante más tiempo, sino que pudieron percatarse de las alteraciones que producía el uso del fuego. Y son esos cambios el objeto de estudio de la química, los cambios en la estructura de las sustancias. Estamos hablando de más de 8 000 años a. n. e.

En este tiempo florecen las primeras civilizaciones en lo que hoy conocemos como el Medio Oriente, donde se descubre la agricultura y se crían animales para su consumo, pero una de las cosas más relevantes fue el hallazgo de los metales como el cobre y el oro. Este acontecimiento ocurrió posiblemente 4 000 años a. n. e., lograron realizar aleaciones entre el cobre con el estaño dando lugar al bronce. Descubrieron metales aún más duros como el hierro, que al combinarse con el carbón vegetal forma una aleación menos dura a la que llamamos acero, que es aún más duro que el bronce.

Los primeros que se interesaron en el por qué de la cosas fueron los filósofos griegos, entre los que destacan en un inicio, Tales de Mileto (640-546 a. n. e.) quien se cuestionaba la naturaleza de las sustancias y junto con Heráclito, Anaxímenes y Empédocles se aceptó la teoría de la existencia de cuatro elementos básicos que forman las sustancias: fuego, aire, agua y tierra. El mismo Aristóteles justificó estos planteamientos hechos por sus colegas e incluso añadió sus opuestos que son frío y calor, humedad y sequedad, opuestos a los anteriores, añadiendo uno más al que llamó éter, que formaba los cielos y lo consideraba perfecto, pues observaba que el cielo no es tan cambiante como los cuatro anteriores.

Para el año 450 a. n. e., y como lo veremos más adelante, aparecen en el escenario Leucipo y Demócrito, consideraban que las sustancias podían dividirse en partes más pequeñas hasta llegar finalmente a una infinitamente más pequeña a la que llamaron átomo.

El rumbo que puede tomar el desarrollo de una ciencia está determinado en gran medida por los acontecimientos históricos que se presentan en las diferentes épocas, de tal suerte que la química entró en una etapa a partir de 323 a. n. e. donde se constituyó uno de los templos del saber más importantes del conocimiento, la biblioteca de Alejandría, que fue la unión entre los saberes egipcios y las teorías griegas. Pero a finales de esa época, aproximadamente 200 años a. n. e., los que se dedicaban a practicar las artes de las transformaciones de las sustancias (médicos, perfumistas y metalúrgicos) comenzaron a ser perseguidos por la religión, hasta el grado de formar sectas que empleaban un lenguaje complicado, con el propósito de no ser descubiertos, llevando por un lado a un retraso en el progreso de la ciencia y por otro permitiendo que charlatanes, contando con la oscuridad del lenguaje se presentaran como gente seria, dificultando distinguir entre los estudiosos y los charlatanes.

A este grupo dedicado al estudio de los cambios que sufren las sustancias químicas se les llamó **alquimistas**, que en su mayoría eran representantes de la clase



Laboratorio o gabinete de un alquimista.

dominante de su tiempo de lo que habría que destacar a los griegos, árabes, hindús y chinos. Cada uno de ellos aportando información a la insipiente ciencia química, pero sus contribuciones pueden ser valoradas ya que, por ejemplo, en la India se obtuvieron grandes avances en la artesanía de metales, matemáticas y medicina. Los chinos se distinguieron por sus trabajos en metales como el oro, plata y mercurio, obteniendo buenas imitaciones de oro, al cual le atribuían principios de inmortalidad, siendo esto el origen de la idea del elixir de la vida, cuya búsqueda acompañó hasta el fin a la alquimia. Una de las

contribuciones mayores de los alquimistas chinos fue el papel, la fabricación de porcelana y la invención de la pólvora.

Por otro lado, los árabes fueron determinantes en el desarrollo de la farmacéutica, y al igual que los chinos trabajaron el oro, el mercurio, el arsénico y el azufre, generando una amplia gama de reactivos químicos tal como los conocemos en la actualidad.

Para el año 215 a. n. e. Roma toma su lugar en la historia, solo que durante su dominio la química entra en declive conjuntamente con el conocimiento griego sin presentarse avances importantes y prolongándose hasta el año 100 a. n. e. y fue hasta el año 640 d. n. e. que en Persia encontraron los árabes restos de la tradición científica de los griegos. En definitiva, el desarrollo de la química a través de la alquimia dura de 300 a. n. e. hasta 1600 a. n. e., aproximadamente cerca de 2 000 años y un poco menos para su introducción final en Europa.

En el continente Europeo se da el nacimiento de la química moderna, donde los conocimientos acumulados se organizaron, sistematizaron y clasificaron, encontrando regularidades que permitieron penetrar en la esencia de las cosas y que llevaron a los científicos a nuevos conocimientos donde establecieron teorías, leyes y principios, instituyéndose la primera revolución científica y con ella los cambios en la economía, la política y la sociedad.

Para este tiempo cobran importancia las medidas cualitativas y matemáticas así como los trabajos basados en la observación y la experimentación. La química toma un carácter más científico a partir de que se realizan mediciones y fue Robert Boyle en 1622 quien demuestra que el volumen de una masa fija de gas es inversamente proporcional a su presión y aunque no hace referencia a su temperatura esta ley es válida. Es importante resaltar que el logro obtenido por Boyle no fue de manera aislada, sino por el contrario, tuvieron que darse ciertas condiciones como las aportaciones de Torricelli con la invención del barómetro y los estudios realizados por Van Helmont a los vapores que el mismo producía y con ello a los gases.

Los estudios hechos por Boyle marcan el fin de la alquimia y suprimiendo la primera parte de la palabra escribió su libro titulado *El Químico Escéptico* y desde ese momento nace la química como una ciencia verdaderamente. Otra aportación importante atribuida a Boyle fue la adquisición del término elemento químico para describir el universo y todo lo que en él existe. Más adelante los científicos se empezaron a preguntar por qué algunas sustancias arden y otras no, esto a raíz del descubrimiento de la máquina de vapor, e imaginaron que dentro de las sustancias



Boyle, entre muchas otras aportaciones, acuñó el término elemento.



Antoine Lavoisier.



John Dalton.



Dimitri I. Mendeleiev.

que ardían se encontraba alguna sustancia que estaba formada por tres tipos de “tierras”, a las que llamaron tierras *pinguis*, pero más adelante propusieron un nombre distinto, llamándolo *flogisto*, que significa “hacer arder”. Aunque errónea, la idea de que algo se transfería de una sustancia a otra fue un principio útil en la explicación de los fenómenos observados, todo ello a pesar de las evidentes inconsistencias experimentales. Dicha teoría perduró como una generalización hasta fines del siglo XVIII.

Fue hasta finales del siglo XVIII que importantes descubrimientos sobre los gases fueron reunidos en una teoría global, y el causante fue Antoine Laurent Lavoisier, quien experimentó durante 101 días hirviendo el agua en una aparato que condensaba el vapor y lo devolvía al matraz, pensando el agua y el recipiente, antes y después del experimento durante el largo período de ebullición. Desde este tiempo la química no volvería a ser la misma como en los días de la alquimia.

Siguieron a Lavoisier muchos y prestigiosos científicos, pero quizá uno de los más connotados fue John Dalton quien a principios del siglo XIX expuso una visión totalmente distinta del átomo basada en la ley de las proporciones múltiples.

Lo que a continuación se presentará en el texto es tan solo una parte de la historia restante de la química hasta nuestros días, y que por el momento no tiene fin. Hablaremos de la historia de los modelos atómicos, de la clasificación de los elementos iniciada por Mendeleiev, de las teorías de enlace químico, un poco del lenguaje que emplea la química, de las reacciones y sus propiedades, de Química.



## Actividad 3

1. Elabora junto con tus compañeros una línea del tiempo de acuerdo al siguiente esquema histórico:

Paleolítico → Mesolítico → Neolítico → Edad Antigua → Edad Media →  
Edad Moderna → Edad Contemporánea.

2. Investiga las aportaciones del México Prehispánico al desarrollo de la química.
3. Reconoce las contribuciones de los científicos mexicanos del siglo XX y principios del XXI a la química.

## AVERIGUA

1. Los nombres y las aportaciones que hicieron los árabes, hindúes y chinos a la evolución de la química.
2. Las aportaciones que se han hecho a la química a finales del siglo XX.
3. Qué se vislumbra para la química del siglo XXI.

## Relaciona a la química con otras ciencias



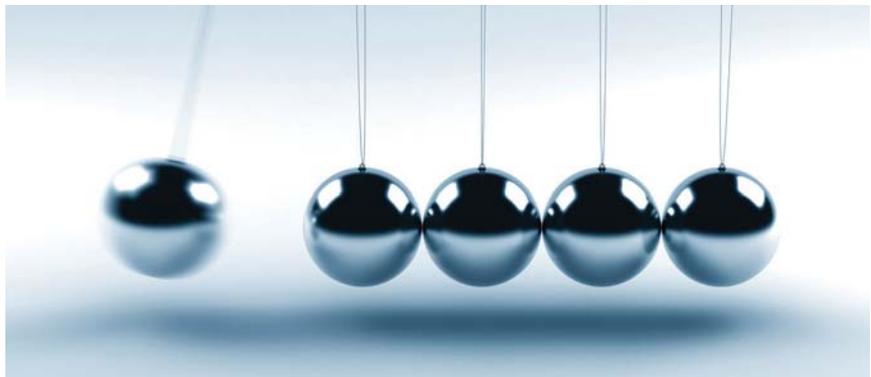
La ciencia biológica necesita de la química.

En los procesos químicos son fundamentales las matemáticas.



La química y la **física** tienen una relación estrecha y natural. Ambas se dedican al estudio de los fenómenos naturales, aunque con diferente perspectiva. Los aportes de la física han ayudado a los químicos a comprender la estructura y manifestaciones de la materia, su relación con la energía y la forma en que se desarrollan gran número de fenómenos. De hecho, la frontera entre ambas ciencias no resulta muy clara y, en la opinión de algunos científicos, más que ser ciencias distintas, pudieran considerarse como caras diferentes de la misma moneda.

La relación de la física con la química es fundamental y natural.





La química y la astronomía tienen cada vez más un contacto estrecho.

La **astronomía** es una de las ciencias que nos sorprenden con frecuencia, ya que nos proporciona una imagen más profunda de la complejidad del universo. La química y la astronomía tienen múltiples puntos de contacto. Un ejemplo claro lo tenemos cuando el astrónomo requiere conocer la edad y composición de las estrellas que se encuentran a muchos años luz de distancia. Analizando la luz que nos llega de ella, y mediante métodos de espectroscopia ha sido posible calcular la distancia a la que se encuentran de nuestro planeta y su etapa de desarrollo.

Otras muchas disciplinas científicas como la medicina, la geografía, la geología, la bioquímica, la metalurgia, etc., guardan también una relación estrecha y recíproca con la química. En razón de tal reciprocidad la química es, con toda razón, una ciencia interdisciplinaria.



## Química cotidiana

### El Azul Maya



Cuenco

Uno de los colores que más han llamado la atención de los antropólogos que estudian a los mayas es el azul intenso de sus murales, cerámica y ofrendas que datan de 1 000 años aproximadamente. ¿Cómo es posible que conserve su intensidad después de tanto tiempo?, era una pregunta que se habían hecho durante mucho tiempo y parte de la misma fue resuelta por antropólogos mexicanos. Encontraron que las sustancias que empleaban los mayas provenían de una arcilla llamada paligorsquita, con hojas de un arbusto, el índigo y lo único que faltaba era saber cómo se lograba la mezcla. Quien encontró la respuesta fue el antropólogo

Dean Arnold, en un cuenco (recipiente parecido al molcajete) el cual presentaba manchas de color azul que se combinaban con incienso de resina de árbol de copal con restos de paligorsquita e índigo. El azul representaba un culto al Dios Chac en la zona arqueológicas de Chichén Itzá y que presentaban las víctimas y ofrendas para atraer la lluvia y hacer crecer el maíz.

Referencia: *National Geographic*, Historia, número 53



## Actividad 4

1. Elabora un esquema gráfico donde presentes la información más importante de lo que acabas de leer. Reúnete con dos o tres de tus compañeros,

compartan cada uno su trabajo, y traten de elaborar un esquema donde conjunten lo mejor del trabajo que hizo cada uno por separado.

2. Imagina que de tu mochila han desaparecido todos los productos químicos o aquellos en los que la química tiene alguna participación. ¿Cuáles quedarían en ella? ¿Quedaría alguno? Justifica tu respuesta.

---



---



---



---



---

Hasta el momento hemos mencionado muchas veces a la química, ¿cómo se define esta ciencia?

La **química** es la ciencia que se dedica al estudio de las propiedades, composición y estructura de la materia, de su relación con la energía, así como de las leyes que regulan y explican tales interacciones.

La química presenta la siguiente división.

- **General:** estudia las leyes, principios, teorías, métodos, procedimientos, reglas, etc., que rigen a la química como ciencia. Como ejemplos podemos mencionar la ley de la conservación de la materia, el principio de incertidumbre de Heisenberg, la regla de las diagonales, etcétera.
- **Descriptiva:** estudia las propiedades físicas y químicas de las sustancias, los métodos para producirlas, y las aplicaciones principales que pudieran tener. Se subdivide en química orgánica e inorgánica. La primera, estudia a los compuestos del carbono, y la segunda se encarga de los compuestos formados por los demás elementos.
- **Analítica:** se dedica a determinar la composición de las sustancias. La química analítica cualitativa nos sirve para saber qué elementos integran a un compuesto, y tiene por objeto saber qué cantidad precisa de cada uno de los constituyentes, sean elementos o compuestos, se encuentran presentes en una sustancia determinada.
- **Aplicada:** como su nombre lo indica, es la rama de la química que se encarga del estudio y desarrollo de nuevos materiales.



## Actividad 5

Lee con atención las actividades descritas en la primera columna y relaciónalas con la división de la química a la cual pertenecen.

- |   |                        |
|---|------------------------|
| 1. Uso de las zeolitas dentro de los convertidores catalíticos de los automóviles.                                    | a. Química general     |
| 2. Determinación de la clase de elementos químicos que posee una muestra de mineral.                                  | b. Química analítica   |
| 3. Determinación de los elementos químicos presentes en una estrella que se encuentra a muchos años luz de distancia. | c. Química descriptiva |
| 4. Establecimiento de la ley de la conservación de la energía.  | d. Química aplicada    |
| 5. Precisión de los niveles de alcohol en la sangre de un conductor.  |                        |
| 6. Investigación sobre las propiedades de los halógenos.  |                        |
| 7. Descripción de los usos de los nuevos materiales.  |                        |

## Reconoce los pasos del método científico

Constantemente estamos tomando decisiones con relación a ir a uno u otro lugar, tomar esto o aquello, comentar una u otra cosa, escuchar a tal o cual, etc. La vida nos enfrenta diariamente a la resolución de problemas, que por más simples que pareciesen nos obligan a tomar medidas concretas que pueden estar equivocadas o no, sólo la experiencia nos enseñará a ser más asertivos en las resoluciones y aún así no siempre tendremos esa seguridad. Por ejemplo, te encuentras a las siete de la mañana en la parada del camión y resulta que la línea de autobuses que tomas determinó suspender el servicio; evidentemente tú tienes que llegar a tu escuela o trabajo y debes decidir. Observas las demás rutas y determinas que una de ellas es la que mejor se adapta a tus necesidades, pues te dejaría en una calle donde podrías tomar otro transporte que finalmente te llevara al sitio de tu destino.

Pudo suceder que todo salió bien, pero también pudo pasar que lo que nosotros suponíamos no resultó acertado, es decir, el autobús no nos dejó en el sitio que nosotros imaginábamos y tuvimos que caminar más cuadras o tomar dos autobuses más o simplemente nos perdimos. Seguramente has escuchado que se aprende más de los errores que de los aciertos y esto de alguna manera es cierto, ya que nos hace analizar la situación con más detenimiento, llegando a conclusiones más fundamentadas y sobre todo, nos deja la experiencia de haber tomado una decisión cualquiera que esta fuese.

Este simple hecho cotidiano, como muchos en nuestra vida, puso en acción nuestra capacidad de observación, de análisis, de deducción, de inducción y de toma de decisiones. Todas estas acciones las emplean los científicos para estudiar el mundo que nos rodea y resolver problemas que nosotros mismos provocamos en aras de una vida más placentera.



## Actividad 6

Forma un equipo de tres o cuatro compañeros y planteen una problemática cotidiana que los lleve a emplear las capacidades arriba señaladas. Puede ser, por ejemplo, el asistir a uno u otro evento de carácter cultural, recreativo o deportivo, el arreglar el automóvil, el escuchar uno u otro concierto de tus grupos favoritos que se presentan la misma fecha a la misma hora, etcétera.

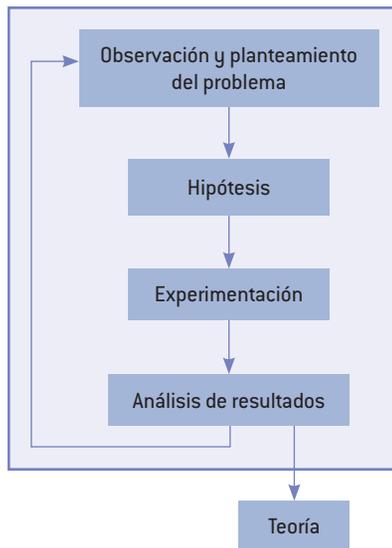
Para comprender la naturaleza, los científicos emplean un método llamado **método científico**, el cual suele presentar una serie de pasos ordenados que nos ayudarán a resolver problemas planteados por la ciencia. A continuación, revisemos algunos de los pasos básicos del método científico.

**Observación y planteamiento del problema:** observar no es lo mismo que ver; observar es aplicar atentamente nuestros sentidos a un objeto o fenómeno tal como se presenta en la naturaleza, sin prejuicios de ninguna clase. Nuestras observaciones nos llevarán a preguntas concretas que queramos saber de tal o cual fenómeno u objeto, el por qué de su forma, de su textura, tamaño, color, sabor, olor, etcétera.

**Formulación de hipótesis:** seguido de la observación y planteamiento del problema se procede a plantear una hipótesis, que no es más que una posible explicación tentativa o predicción derivada de la observación. Muchas de las veces suelen formularse más de una hipótesis.

**Experimentación:** una vez formulada(s) la(s) hipótesis viene el momento de validarlas o invalidarlas mediante la experimentación. Ciertamente es la etapa más representativa del método, pues arroja información de carácter cualitativo y cuantitativo de los fenómenos de la naturaleza. La información cuantitativa se refiere a cuestiones numéricas como la temperatura a la que hierve un líquido, la cantidad de sustancia que se produce en una reacción química, la densidad de un cuerpo, entre otras; mientras que el aspecto cualitativo se refiere a cuestiones no numéricas como el color que produce una sustancia al reaccionar, el olor que generan, el sabor, etcétera.

**Análisis de resultados:** tras la experimentación se analizan los resultados para llegar a conclusiones que nos harán verificar las hipótesis planteadas. Los resultados deben de registrarse de manera sistemática mediante tablas, gráficas, cuadros comparativos o algún otro medio que nos permita analizarlos con mayor facilidad. Es muy importante que una vez que se acepte la hipótesis, a partir de datos experimentales, se comunique de manera escrita los resultados, y en caso contrario se iniciaría todo el proceso como marca el siguiente esquema.



Una vez analizados los datos y aprobada la hipótesis estarías en la posibilidad de plantear una **teoría**, pero ¿qué es una teoría? En esencia, una teoría pretende explicar por qué ocurre tal o cual fenómeno de la naturaleza en términos de la experiencia del hombre y en este sentido, la teoría en realidad representa una suposición de los fenómenos observados.

Resulta imprescindible seguir experimentando, a la luz de los nuevos conocimientos, para ratificar o plantear nuevas teorías sobre un fenómeno en específico, tal como veremos más adelante, por ejemplo en el estudio del átomo, donde se han propuesto una serie de teorías que tratan de explicar su comportamiento y que hasta la fecha no se ha finalizado de estudiar, ya que seguimos encontrando nuevas propiedades de este componente fascinante de la materia.

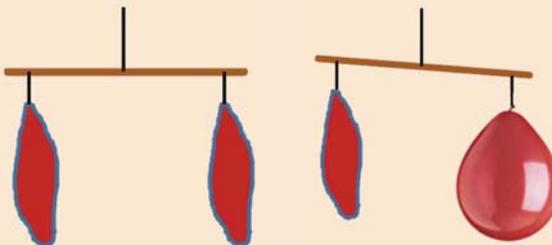
En definitiva, una teoría son explicaciones de fenómenos fundada en numerosas observaciones y apoyada por los resultados de muchos experimentos. No debemos de confundir la teoría con la **ley**, puesto que esta última dice qué ocurre, mientras que la primera busca explicar el por qué ocurre.

Finalmente, el método científico es una herramienta muy poderosa que nos ayuda a explorar un sinnúmero de fenómenos que nos proporcionan información valiosa que forma parte del conocimiento que la humanidad tiene de la naturaleza. En tiempos actuales el método científico no es propio de las ciencias naturales, si no que se traslada a las ciencias sociales, económicas y administrativas, aunque con algunos ajustes al mismo.



## Actividad 7

Aplica los pasos del método científico a partir de la información que nos arroja las siguientes figuras.



## Cierre de bloque

1. Define el concepto de química y sus aplicaciones. Utiliza ejemplos lo más apegados a tu realidad para señalar sus aplicaciones.
2. Investiga el desarrollo que tuvo la química en las Culturas Prehispánicas. Revisa las siguientes páginas de Internet:

[www.ecotintes.com/tintes%20prehispanicos.htm](http://www.ecotintes.com/tintes%20prehispanicos.htm)

[www.jmcs.org.mx/PDFS/V48/23%20Ago%202004/J-Qu%EDm%20Amer%20Lat](http://www.jmcs.org.mx/PDFS/V48/23%20Ago%202004/J-Qu%EDm%20Amer%20Lat)

[www.fundacionarmella.com/index.php?seccion=10&idioma=es&id=227&nom\\_sec=](http://www.fundacionarmella.com/index.php?seccion=10&idioma=es&id=227&nom_sec=)

<http://www.conacyt.mx/Comunicacion/Revista/199/Articulos/Actividadesquimicas/Actividades01.htm>

3. Partiendo de la Colonia hasta nuestros días, averigua cómo se desarrolló la química en nuestro país y quiénes realizaron aportaciones valiosas al conocimiento de esta ciencia en beneficio de la humanidad.

[redalyc.uaemex.mx/pdf/475/47545309](http://redalyc.uaemex.mx/pdf/475/47545309)

[www.aefq.org/chamiza.html](http://www.aefq.org/chamiza.html)

4. Emplea un organizador gráfico donde se establezca la relación de la química con las matemáticas, la física y la biología. Ejemplifica cada relación con hechos reales.
5. Señala la manera en que el método científico contribuye a la resolución de problemas en la química y otras ciencias.
6. Indaga alguna otra etapa del método científico que no se haya tocado en el bloque y valora su importancia.



# Actividad experimental

## ¿Qué hay en la tinta?

### Problema:

¿Qué pigmentos contiene la tinta china?

¿Cómo separar los pigmentos que conforman la tinta china?

### Objetivo:

Aplicar el método científico para determinar los pigmentos que forman a la tinta china.

### Preparación:

Desarrolla una actividad experimental donde muestres los pigmentos que forman a la tinta china. Recuerda los pasos a seguir que señalamos en el apartado de método científico.

### Material, reactivos y equipo:

Como una orientación, puedes utilizar papel filtro y un solvente orgánico como por ejemplo el alcohol, entre otros. Es importante que te documentes primero o asesórate con tu profesor.

### Reporte del experimento:

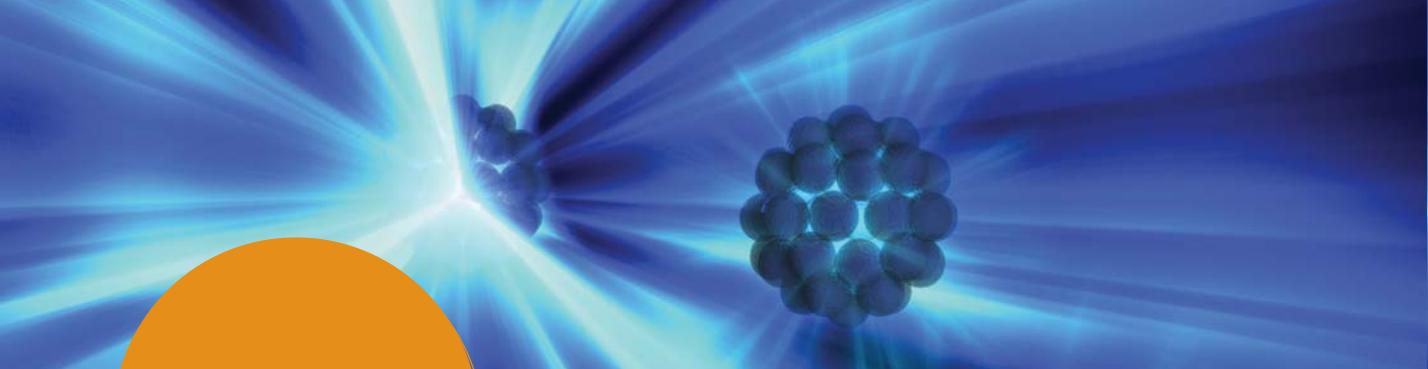
Dibuja los pasos principales de la experiencia.

### Análisis:

- ¿Cómo elaboraste tu planteamiento del problema?
- ¿Cuál fue tu hipótesis?
- ¿Qué finalidad tiene realizar un experimento?
- ¿Qué te dicen los resultados?
- ¿Cuál fue la finalidad que tiene el papel y el solvente?

### Investigación:

- ¿Qué es un pigmento?
- ¿Qué importancia tienen los pigmentos en la naturaleza?
- ¿Cómo se separan los pigmentos que forman ciertas sustancias?
- ¿Cuáles son las propiedades del método de separación por cromatografía de papel?



# BLOQUE II

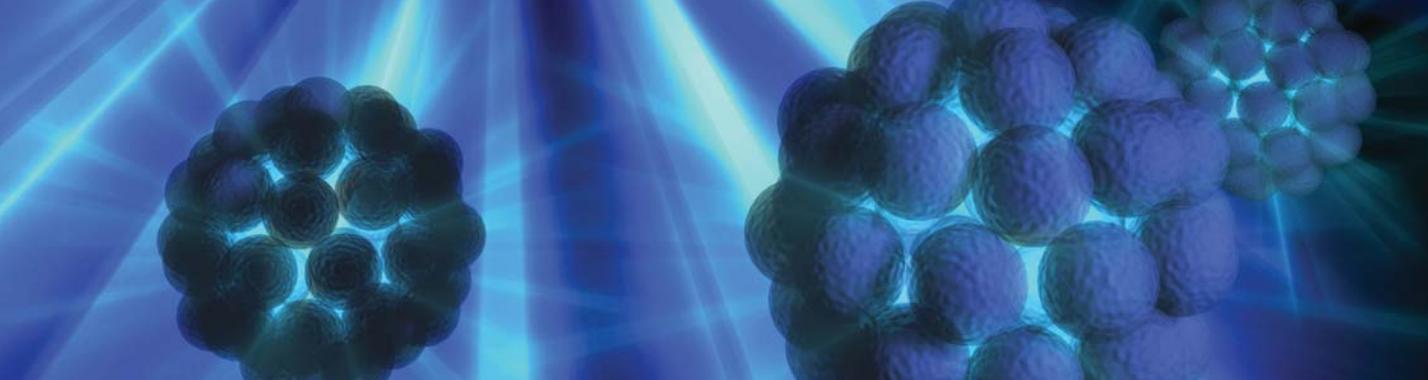
## Comprende la interacción de la materia y la energía

### Unidad de competencia

Establece la relación que existe entre las propiedades de la materia y los cambios que se dan en ella, por efecto de la energía. Asimismo, valora los beneficios y riesgos que tiene utilizar la energía en tu vida cotidiana y el medio ambiente.

### Atributos de las competencias genéricas que se desarrollan en este bloque:

- |  |   |
|--|---|
| 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas.  | 5.6 Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información.   |
| 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo. | 6.1 Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo a su relevancia y confiabilidad. |
| 5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.   | 6.3 Evidencia, e integra nuevos conocimientos y perspectivas al acervo con el que cuenta.   |
| 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.   | 7.1 Define metas y da seguimiento a sus procesos de construcción de conocimientos.  |



8.2 Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.

los conocimientos y habilidades con los que cuenta dentro de distintos equipos de trabajo.

8.3 Asume una actitud constructiva, congruente con

### Este bloque sirve para que:

- Expliques las propiedades y estados de agregación de la materia de las sustancias que observas en tu entorno cotidiano.
- Expliques la forma en que la energía provoca cambios en la materia.
- Apliques el método científico, desarrolles experimentos sobre propiedades físicas, estados de agregación y cambios que presenta la materia.
- Reconozcas en tu entorno la presencia de diversos tipos de energía, identificando sus características e interrelación.
- Valores los beneficios y riesgos en el consumo de la energía.
- Argumentes los riesgos y beneficios del uso de la energía en tu vida cotidiana y en especial en el medio ambiente.

### Con el aprendizaje y la práctica estarás en condiciones de:

- Promover el uso responsable de la materia para el cuidado del medio ambiente.
- Promover el uso responsable de la energía junto con el uso de energías limpias.



## EXAMINA TUS CONOCIMIENTOS II

Cuando empecé a estudiar química en el bachillerato tuve la oportunidad de asistir a una conferencia al auditorio de la escuela, donde tratarían temas de química de interés para los jóvenes de nuestro tiempo. Una de las cosas que recordaré toda mi vida fue cuando el conferencista se detuvo a mitad del escenario, meditó unos instantes y nos dijo “donde quiera que miremos hay química” y de cierta forma tenía razón, tocándonos a los asistentes para toda la vida bajo esta reflexión inesperada.

Por mucho tiempo me dí la oportunidad de pensar en las cosas que me rodeaban y que percibían mis sentidos: colores, olores, sabores, formas y aquellas que seguramente existían pero no podía detectarlas por falta de experiencia y ciertamente por que son imperceptibles por los sentidos. Fue maravilloso darme cuenta, de manera consciente, de las múltiples formas que adopta la materia en la naturaleza, hasta el grado de formar seres con un grado de complejidad que sólo conocemos en nuestro planeta.

Admiraba las formas que adoptaban los sólidos como las rocas, el capricho de los líquidos para adaptarse al recipiente que los contiene y los gases que lograba vislumbrar como el de un incendio y el de las nubes que toman múltiples formas y que en cierto momento les encontrábamos formas de animales u objetos cotidianos. También pude observar los cambios que sufría la materia, el caso más clásico para la mayoría de nosotros es el agua, que al calentarla se evapora y al bajar la temperatura se congela.

En el transcurso del tiempo fui conociendo muchas más propiedades de la materia, pero lo que me intrigaba más era saber ¿qué originaba esos cambios?, ya que algunos era fácil determinarlos como el someter un sólido a alguna presión externa que modificara su forma o el calentar un metal hasta el grado de convertirlo en líquido, pero había otros momentos en que difícilmente podía determinar qué provocó el cambio. Hasta que conocí la energía y comprendí que gracias a ella todo se encuentra en constante movimiento en el universo incluyéndonos a nosotros.

Mil interrogantes se plantea uno en la vida y lo curioso es que nos faltará tiempo en este mundo para resolverlas, sin embargo, el placer que se experimenta al comprender un fenómeno no tiene comparación y es posiblemente una de las partes más sublimes de nuestra especie.

Te invito a reflexionar y contestar las siguientes preguntas de manera grupal, con el único fin de saber en dónde están situados en el conocimiento de la materia y la energía. Elaboren un cuadro donde muestren sus conocimientos previos al tema que trataremos en el bloque y ya que lo hayan revisado regresen a ese cuadro y confirmen sus adelantos.

Pues bien, comencemos.



### Actividad 1

1. Define el concepto de materia bajo tus propios términos.

2. ¿Cuántas propiedades de la materia conoces? ¿Podrías definir las o tal vez explicarlas?
3. ¿Cómo se agrupa la materia en la naturaleza?
4. Explica los cambios que puede sufrir la materia.
5. ¿Qué características tiene la energía y cómo se manifiesta?
6. Enuncia algunos tipos de energía.
7. ¿Conoces algo sobre energías limpias? Cuenta lo que sabes o haz escuchado sobre el tema.

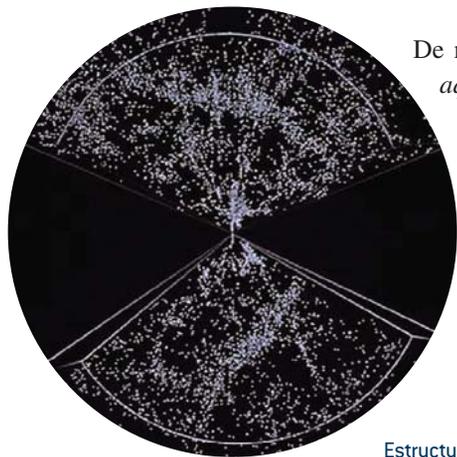
## Reconoce las propiedades de la materia

¿Qué es la materia? A través de la historia de la humanidad, filósofos y científicos han invertido buena parte de su vida y capacidad para responder a esta pregunta. Las respuestas que se han dado presentan una impresionante variedad. Algunos filósofos griegos consideraron que todos los seres y los objetos estaban constituidos por cuatro elementos fundamentales: **aire, agua, tierra y fuego**. Diversas combinaciones de tales elementos explicaban las características peculiares de las sustancias. Así, por ejemplo, se pensaba que una sustancia podía arder debido a que estaba compuesta tanto de aire como de fuego; aquella otra sustancia podía evaporarse porque se componía, casi exclusivamente, de aire, etcétera.

Después de muchas ideas y **teorías**, que no mencionaremos aquí, se ha llegado al consenso de que el universo entero está formado de materia.

**Teoría:** representación abstracta simplificada de un conjunto de fenómenos que logran una explicación científica.

## Características y manifestaciones de la materia



De manera tradicional se acostumbra definir a la **materia** como *todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio*. En esta sencilla descripción se destacan dos aspectos importantes: la materia posee *masa* y, además, ocupa un lugar en el *espacio*. Los aspectos mencionados implicaban considerar a la energía como una entidad enteramente distinta y, a la vez, complementaria de la materia.

A la luz de la mecánica cuántica, de la cual hablaremos con más detalle en el bloque siguiente, la materia se define en la actualidad de una manera muy simple, pero cargada de sentido: la **materia** es

Estructura a gran escala del universo, cada punto representa una galaxia.

*todo cuanto existe en el universo. ¿Qué implica esta afirmación? Que tanto la masa como la energía son las dos formas en las que puede existir la materia.*

La **masa** se concibe, entonces, como la *existencia de materia en forma de partículas* y, la **energía** se define como la *capacidad para realizar un trabajo*. Un poco más adelante en el bloque volveremos sobre la definición y características de energía. Por el momento recordemos la ecuación de Einstein que relaciona la masa con la energía:

$$E = mc^2$$

Donde:

$E$  = energía, medida en joules

$m$  = masa en kilogramos

$c$  = velocidad de la luz (aprox. = 300 000 000 m/s)

La importancia de esta expresión matemática se hace evidente si resolvemos un ejemplo sencillo:

¿Cuánta energía podría obtenerse de la transformación de un objeto metálico con una masa igual a un gramo?

Los datos del problema son:

$$E = ?$$

$$m = 1 \text{ g} = .001 \text{ g} \text{ o } 1 \times 10^{-3} \text{ kg}$$

$$c = 300\,000\,000 \text{ m/s} = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$$

Sustituyendo en la ecuación:

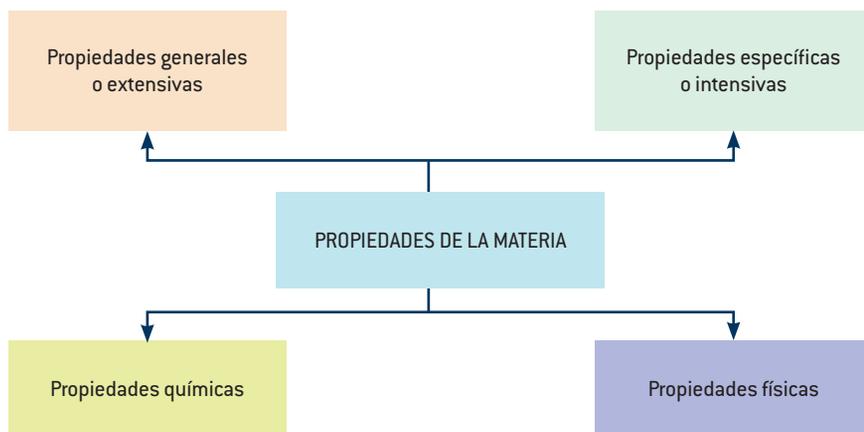
$$E = (1 \times 10^{-3}) (3 \times 10^8)^2 = 3 \times 10^{13} \text{ joules, esto es, ¡30 billones de joules!}$$

Esta enorme cantidad de energía bastaría para proveer de servicio eléctrico a una población de 10 000 habitantes ¡por espacio de varios meses!

**Propiedad:** cualidad atribuible a un determinado concepto u objeto, el cual queda caracterizado por el conjunto de todas ellas.

## Propiedades de la materia

A pesar de que todo está conformado de materia, podemos distinguir con claridad que los objetos de nuestro entorno presentan características que nos permiten distinguirlos unos de otros. A tales características se les otorga comúnmente el nombre de **propiedades**. Su clasificación aparece en el siguiente esquema:



### *Propiedades generales o extensivas*

Se les llama *generales* porque son comunes a todo cuerpo, y *extensivas*, porque dependen de la cantidad de masa que éste posea. Como ejemplo de características de este tipo tenemos a la masa, el volumen, la inercia y el peso.

- **Masa:** es la existencia de materia en forma de partículas. En el Sistema Internacional (SI) de unidades tiene como unidad el gramo (g).
- **Volumen:** es la porción de espacio ocupada por un cuerpo. La unidad de volumen en el SI es el  $m^3$ .
- **Inercia:** es la tendencia de los cuerpos a conservar su estado de reposo o de movimiento. Está relacionada estrechamente con la masa, de tal forma que a mayor masa, mayor inercia y viceversa.
- **Peso:** es la medida de la atracción que ejerce la fuerza de gravedad sobre un objeto. Las unidades en las que se reporta son newtons (N) y para calcularla se utiliza la fórmula  $w = mg$ , donde  $w$  es el peso en newtons,  $m$  la masa en kilogramos y  $g$  la aceleración de la gravedad, cuyo valor aproximado es de  $9.8 \text{ m/s}^2$ .

### *Propiedades específicas o intensivas*

Se les dice *específicas* porque ayudan a distinguir a una sustancia de otra; además se les llama *intensivas* porque no dependen, en ningún sentido, de la cantidad de masa que posea el cuerpo en cuestión. Ejemplos de este tipo de propiedades son el punto de fusión, el punto de ebullición, la reactividad química, la densidad, etc. De manera general podemos clasificar las propiedades específicas en dos tipos: propiedades físicas y propiedades químicas.

1. **Propiedades físicas:** pueden ser observadas sin que exista cambio alguno en la composición interna de la sustancia estudiada.

Algunas propiedades físicas se denominan *organolépticas* porque pueden ser percibidas a través de nuestros sentidos corporales como el **color**, el **olor** y el **sabor**.



El hielo y el plomo se diferencian por sus propiedades físicas.

Otras propiedades físicas requieren, en ocasiones, de instrumentos específicos que permitan determinar su magnitud, por ejemplo: la densidad, la maleabilidad, ductilidad, elasticidad, dureza, solubilidad, calor específico, conductividad térmica y eléctrica, temperaturas de fusión y de ebullición.

- **Densidad:** se define como la cantidad de masa por unidad de volumen. Sus unidades, en consecuencia, involucran tanto la masa como el volumen: g/mL, g/L, g/cm<sup>3</sup>, etcétera.
  - **Maleabilidad:** es la capacidad de algunas sustancias, como los metales, para ser trabajados hasta extenderse y formar láminas.
  - **Ductilidad:** se dice que un cuerpo es dúctil cuando puede deformarse con cierta facilidad. En el caso de los metales, la ductilidad implica que puede admitir grandes deformaciones físicas en frío sin llegar a romperse, asimismo, indica la capacidad de formar alambres o hilos con ellos.
  - **Elasticidad:** esta propiedad permite que un cuerpo sólido sea deformado hasta cierto grado para recobrar después su extensión y su forma una vez que ha cesado la fuerza deformante.
  - **Dureza:** puede ser caracterizada como la oposición que presenta un cuerpo para ser rayado, comprimido o deformado hasta cierto punto.
- **Solubilidad:** es la cantidad de una sustancia que puede disolverse en una cantidad previamente especificada de solvente, a una presión y temperatura dadas. Por ejemplo, se ha logrado determinar que a la presión de 1 atmósfera y a una temperatura de 20 °C pueden disolverse, aproximadamente, 30 g de nitrato de potasio (KNO<sub>3</sub>) en 100 g de agua. Si la temperatura aumenta, la solubilidad aumenta, de tal suerte que a una temperatura de 80 °C, es posible disolver hasta cerca de 100 g de KNO<sub>3</sub> en los mismos 100 g de agua, un aumento en la solubilidad realmente considerable.
- **Calor específico:** es la cantidad de calor que es necesario agregar a 1 gramo de cualquier sustancia para elevar su temperatura en 1 °C. Las unidades en las que se expresa son calorías/gramo °C (Cal/g °C).

**Tabla 1** Calores específicos de diversas sustancias

| Sustancia      | [J/(g °C)] | [cal/g °C] |
|----------------|------------|------------|
| Agua           | 4.182      | 1.0        |
| Aire seco      | 1.009      | 0.241      |
| Aluminio       | 0.896      | 0.214      |
| Bronce         | 0.385      | 0.092      |
| Cobre          | 0.385      | 0.092      |
| Concreto       | 0.92       | 0.22       |
| Hielo (a 0 °C) | 2.09       | 0.5        |
| Plomo          | 0.13       | 0.031      |
| Vidrio         | 0.779      | 0.186      |
| Zinc           | 0.389      | 0.093      |

- **Conductividad térmica o eléctrica:** propiedad de algunos cuerpos que los hace capaces de conducir la temperatura o la electricidad, respectivamente.
- **Temperatura de fusión:** se define como la temperatura a la cual las presiones de vapor de las fases líquida y sólida están en equilibrio.
- **Temperatura de ebullición:** temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a 1 atmósfera (101.325 kPa).

**2. Propiedades químicas:** son aquellas que solamente pueden observarse cuando se altera íntimamente la naturaleza de la sustancia. Algunos ejemplos son la valencia de un elemento, su reactividad, oxidabilidad, combustibilidad, inflamabilidad, etcétera.

- **Valencia:** es la capacidad de combinación de un átomo. Se puede determinar, inicialmente, a partir de su configuración electrónica, aunque lo más frecuente es estudiar su comportamiento en la formación de compuestos característicos.
- **Oxidabilidad:** se puede caracterizar como aquella propiedad de algunos elementos que los hace capaces de formar óxidos.
- **Combustibilidad:** propiedad de las sustancias que las hace capaces de arder. Esta propiedad sólo se puede apreciar cuando se aplica una llama a la sustancia y se nota si arde o no.
- **Inflamabilidad:** esta propiedad química nos informa si la sustancia es capaz de encenderse con facilidad y además desprender llamas.

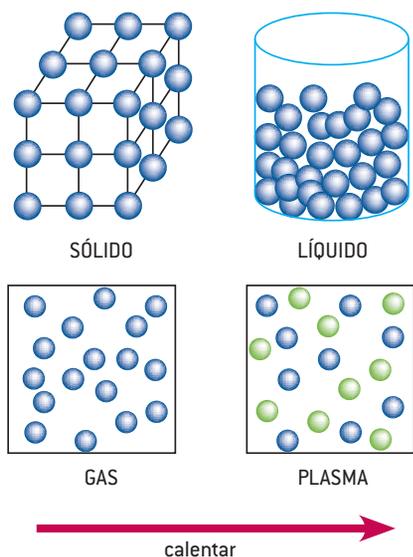
**Tabla 2** Propiedades del cloro, agua azúcar y ácido acético

| Sustancia     | Color             | Olor                 | Sabor           | Estado físico | Punto de fusión (°C) | Punto de ebullición (°C) |
|---------------|-------------------|----------------------|-----------------|---------------|----------------------|--------------------------|
| Cloro         | Verde amarillento | Irritante, sofocante | Definido, agrio | Gas           | 2 101.6              | 234.6                    |
| Agua          | Incoloro          | Inodoro              | Sin sabor       | Líquido       | 0.0                  | 100.0                    |
| Azúcar        | Blanco            | Inodoro              | Dulce           | Sólido        | –                    | Se descompone a 170-186  |
| Ácido Acético | Incoloro          | Como vinagre         | Ácido           | Líquido       | 16.7                 | 118.0                    |

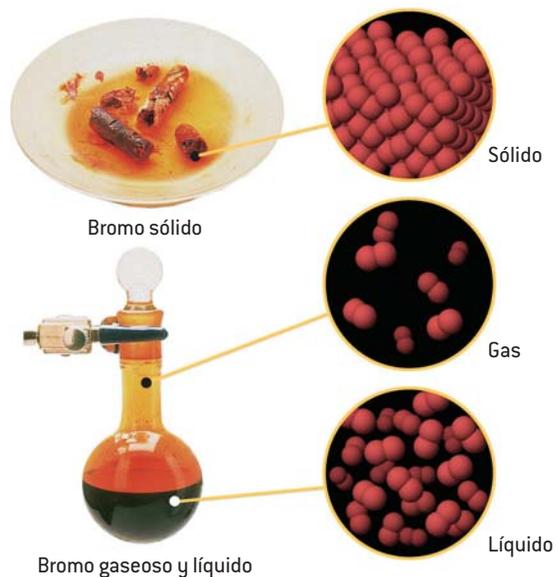
## Estados de agregación de la materia

**Agregado:** grupo de partículas que se mantienen unidas.

Las diversas sustancias pueden presentarse en forma de sólidos, líquidos o gases. Esta manera de manifestarse se conoce como **estado de agregación**, debido a que las características de cada uno de los estados tienen relación con la forma en la que están dispuestos los átomos o moléculas que componen al cuerpo en estudio.



Estados de la materia.



Un mismo elemento pasa por tres estados de agregación en momentos diferentes.



El hielo que se funde y produce agua, o la conversión del agua en vapor, son cambios físicos de un estado de la materia a otro.



### Estado sólido

Las sustancias en este estado poseen forma y volumen propios. En algunos casos las partículas constituyentes se disponen formando una especie de red cristalina donde las fuerzas de atracción son muy fuertes. La energía cinética de las partículas en los sólidos es pequeña, mientras que la energía potencial posee un valor alto.

### Estado líquido

Los líquidos, como podemos observar a través de muchos ejemplos de nuestra vida diaria, aunque poseen un volumen propio, adoptan la forma del recipiente que los contiene. Son muy poco compresibles, y las fuerzas que existen entre sus moléculas o átomos explican el fenómeno de cohesión y por qué la mayor parte de ellos pueden formar gotas. La energía cinética de sus partículas es aproximadamente igual a su energía potencial.

Los líquidos son imprescindibles para la vida del planeta.



Los gases se encuentran en la naturaleza en forma de nubes, o bien, los utilizamos para la vida cotidiana.

## Estado gaseoso

Los gases no tienen forma ni volumen definido, pero pueden llenar con cierta rapidez, por completo, el recipiente que los contiene. Sus partículas, ya sean átomos o moléculas, viajan a gran velocidad, chocando con frecuencia con las otras partículas y con las paredes del recipiente, porque su energía cinética es muy alta comparada con su energía potencial. Los gases pueden comprimirse en un grado relativamente importante, y bajo ciertas condiciones de temperatura y presión, pueden pasar al estado líquido.

## Plasma

Es el cuarto estado de la materia, y de acuerdo con las investigaciones científicas el más abundante en el universo, puesto que ocupa aproximadamente el 99% del mismo. Las estrellas, nuestro Sol y el polvo interestelar están formados por plasma.

El plasma se describe como una especie de gas ionizado, en el cual las partículas subatómicas se mueven casi con entera libertad. Lo podemos imaginar como un fluido tremendamente lleno de energía, que puede generar cantidades inimaginables de ella. Las colisiones frecuentes redundan en la creación de elementos a partir de sus partículas básicas.

A diferencia de los gases fríos, como el aire a temperatura ambiente, el plasma es un excelente conductor de la electricidad y también es fuertemente influido por los campos magnéticos. De hecho, como el plasma no puede ser contenido en ningún recipiente sólido, los científicos están experimentando con campos magnéticos muy poderosos para poder confinarlo.



Los relámpagos son manifestaciones del cuarto estado de la materia, el plasma, y también para el confort humano como los tubos de luz fluorescente.



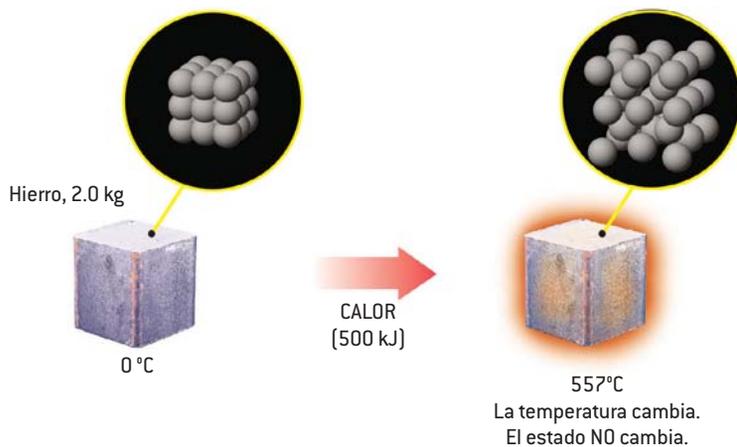
Ellos afirman que existe un plasma frío y un plasma caliente. El plasma frío se presenta a temperaturas del rango de los 10 000 K, mientras que el plasma caliente requiere de millones de grados de temperatura.

En nuestro planeta podemos observar algunas manifestaciones del plasma en el relámpago, en algunas secciones de la llama y en los tubos fluorescentes, comúnmente conocidos como “tubos de neón”.

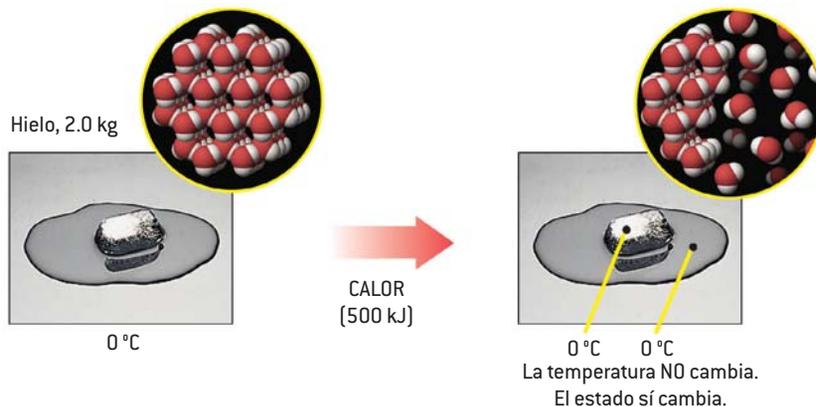
El gas contenido en el interior de los tubos fluorescentes es ionizado por la energía eléctrica que circula una vez que se ha accionado el interruptor. Las partículas ionizadas son aceleradas y colisionan con los átomos. En este proceso son arrancados electrones adicionales que ayudan a mantener el plasma así creado.

## Cambios de estado de la materia

Los estados de agregación y los cambios que se pueden dar entre un estado y otro, encuentran una explicación relativamente sencilla en la llamada teoría cinético-molecular.



Al agregar 500 kJ de calor a 2.0 kg de hierro a 0 °C la temperatura de éste aumentará hasta 557 °C (y el metal se expande levemente). En contraste, al agregar 500 kJ de calor a 2.0 kg de hielo se fundirán 1.5 kg de hielo formando agua a 0 °C (y quedará un remanente de 0.5 kg de hielo). No se produce cambio de temperatura.



De acuerdo con esta teoría, los átomos o moléculas constituyentes de un cuerpo sólido se encuentran ubicados en cierta posición, dependiendo de la naturaleza propia del sólido. Sin embargo, no están perfectamente quietas, sino que se encuentran vibrando, aunque se mantienen unidas por fuerzas de atracción que superan a las fuerzas de repulsión.

Cuando se proporciona calor al objeto, sus moléculas comienzan a vibrar con mayor fuerza, hasta que en un instante dado, vencen las fuerzas de atracción que las mantienen rígidamente en su lugar, esto se traduce en el cambio del estado sólido al líquido, que se conoce como  **fusión**.

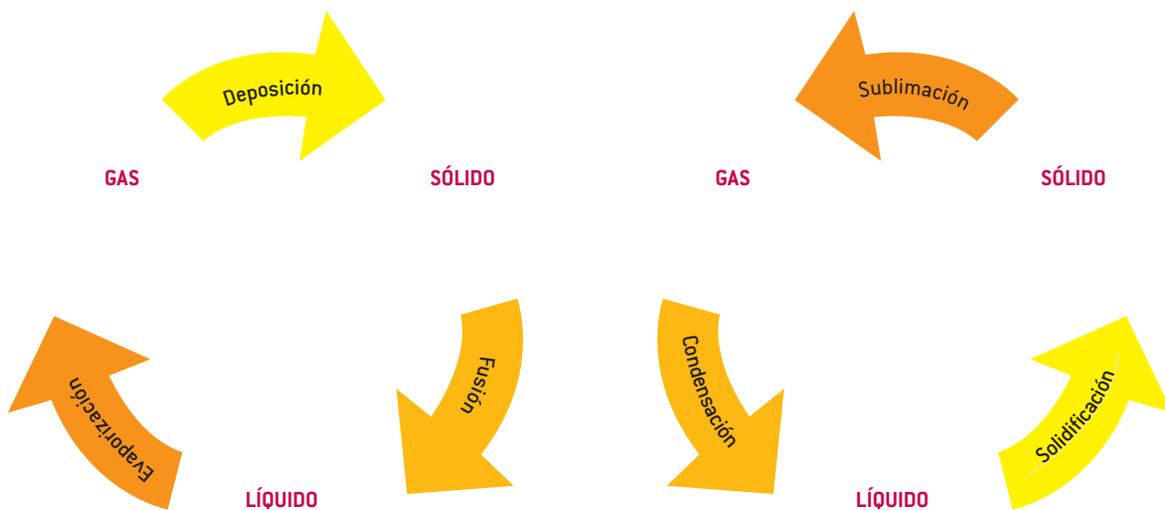
Si se continúa con el calentamiento del líquido, las moléculas adquirirán mayor velocidad hasta que logran pasar al otro estado de agregación: el gas. Nos encontramos entonces con la  **evaporación**, que es el paso del estado líquido al gas.

Si invertimos el proceso y procedemos a enfriar un gas suficientemente, las moléculas irán perdiendo velocidad, tenderán a juntarse y a tomar el estado de agregación líquido. Este cambio de estado se conoce como  **condensación**.

Una vez que el líquido se ha enfriado a una temperatura adecuada, sucede otro de los cambios de estado llamado  **solidificación**. Como su nombre lo indica, el líquido ha adquirido las propiedades y estructura de un sólido.

Existe un caso especial en el que las moléculas requieren muy poca cantidad de energía calorífica para abandonar el estado sólido y pasan directamente al estado gaseoso. Tal cambio se conoce como  **sublimación**, y es característico del yodo, del hielo seco ( $\text{CO}_2$ ) y de las pastillas desodorantes para el baño. El cambio en sentido inverso, es decir, el paso directo del estado gaseoso al estado sólido se conoce como  **deposición**.

Los diagramas siguientes resumen la información sobre los cambios de estado:





## Actividad 2

¿Sabes elaborar mapas conceptuales? Consulta con tu profesor sobre la forma correcta de hacerlo y elabora un mapa conceptual del tema que acabas de leer. Compártelo con tus compañeros y tu profesor.

### Describe las características de los diferentes tipos de energía



En temas anteriores, nos hemos referido a la energía como la capacidad de realizar un trabajo. Expliquemos esto con algunos ejemplos: cuando una persona sube un tramo de escaleras, para lo cual gasta una determinada cantidad de energía, se realiza un trabajo. La mezcla de hidrocarburos que integran a la gasolina posee en sus enlaces una buena cantidad de energía química, que se aprovecha para realizar un trabajo al mover un vehículo, la energía potencial que posee el agua almacenada en una presa desarrolla un trabajo cuando se deja caer sobre las turbinas para generar electricidad. El Sol envía a todo el sistema solar cantidades muy grandes de energía luminosa y calorífica, que es aprovechada de muchas maneras por los seres vivos, y el ecosistema en general, para producir vida y, en última instancia, trabajo.

Básicamente, existen dos tipos de energía: la cinética y la potencial.

La energía cinética se caracteriza como energía de movimiento y se puede calcular mediante la fórmula:

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2$$

Donde:

$E_c$  = energía cinética, en joules

$m$  = masa del objeto, en kg

$v$  = velocidad del objeto, en m/s

**Ejemplo:**

Calcula la energía cinética, en joules, de un objeto cuya masa es de 1 600 g y se mueve a una velocidad de 60 km/h.

| Datos del problema   | Sustituimos en la fórmula:   |
|--|--|
| (con las transformaciones necesarias):<br><br>$m = 1\,600\text{ g} \times \frac{1\text{ kg}}{1\,000\text{ g}} = 1.6\text{ kg}$ $v = 60 \frac{\text{km}}{\text{h}} \times \frac{1\,000\text{ m}}{1\text{ km}}$ $\times \frac{\text{h}}{3\,600\text{ s}} = 16.66\text{ m/s}$ | $E_c = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{1}{2} (1.6) (16.66)^2$ $= 222\text{ joules}$ |

Por su parte, la **energía potencial** es aquella que posee un objeto debido a su posición dentro de un campo de fuerzas. Para un objeto situado en el campo gravitacional terrestre se utiliza la fórmula siguiente para calcular su magnitud:

$$E_p = mgh$$

Donde:

$E_p$  = energía potencial, en joules

$m$  = masa del objeto, en kg

$g$  = aceleración de la gravedad, con un valor aproximado de  $9.8\text{ m/s}^2$

$h$  = altura, en m

### Ejemplo:

Determina la energía potencial de un objeto cuya masa es de 1.6 kg que se encuentra situado a una altura de 16 m sobre el nivel del suelo.

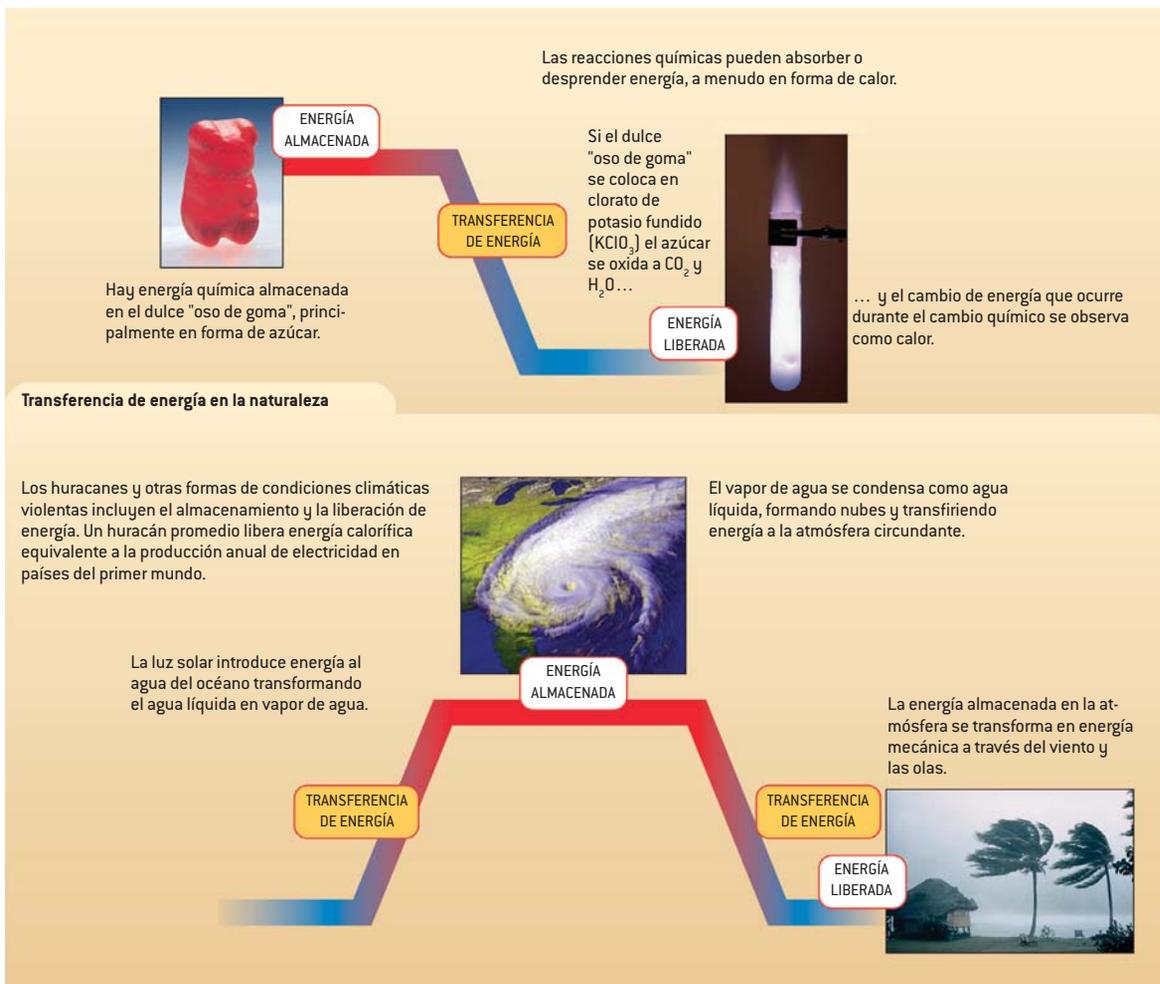
| Datos del problema  | Sustituimos en la fórmula:                         |
|---|--|
| $m = 1.6\text{ kg}$<br><br>$g = 9.8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$<br><br>$h = 16\text{ m}$ | $E_p = mgh = (1.6)(9.8)(16) = 250.8\text{ joules}$ |

Para entender cómo se relacionan las diferentes manifestaciones o tipos de energía, la **ley de la conservación de la energía** es un concepto clave: Esta ley enuncia que “la energía no puede crearse ni destruirse, pero sí cambiar de una forma a otra”.

Así, la energía potencial o energía almacenada por un cuerpo que se encuentra a una altura determinada puede —y de hecho así sucede— convertirse en energía cinética. A su vez, creando las condiciones necesarias, la energía cinética puede transformarse en energía potencial.

## Manifestaciones de la energía

Como ya hemos comentado, las diversas manifestaciones de energía tienen múltiples manifestaciones y propiedades que las hacen distinguirse unas de otras. A continuación describiremos brevemente algunos aspectos significativos de varias de ellas:



Transferencia de energía en una reacción química.

### Energía química

Es aquella que se encuentra "almacenada" dentro de los enlaces que presentan los átomos al integrar un compuesto determinado. Ejemplo claro lo representan los combustibles fósiles como el petróleo y el carbón. Ambos están integrados, en su gran mayoría, por hidrocarburos, que poseen la singular propiedad de desarrollar reacciones exotérmicas con cierta facilidad, por lo que son aprovechadas en muchos procesos industriales o caseros.

## Energía calorífica

En la actualidad se define, como *energía en tránsito*, que fluye de un cuerpo caliente a otro de menor temperatura. Esta manifestación de la energía es una de las que se presentan con mayor frecuencia. En los cambios de estado su participación es ineludible. Cuando se desarrollan las reacciones químicas también tiene una importante participación, ya sea que se genere calor o se absorba calor durante su desarrollo.

## Beneficios y riesgos en el consumo de energía

Nuestra generación se ha llegado a acostumbrar a hacer uso intensivo de las diferentes formas de energía, con el objeto de hacer su vida más confortable y obtener mayor control sobre su entorno físico. Nuestra vida diaria sería inimaginablemente complicada sin el uso de las distintas formas de energía. Baste pensar en la situación que vive un estudiante promedio de cualquier lugar de nuestro país: por la mañana cuando se prepara para ir a la escuela, casi con seguridad acciona el interruptor para encender el foco e iluminar. En el momento en que se preparan los alimentos, se utilizan diversos aparatos “eléctricos” para multitud de tareas: moler, refrigerar, calentar, batir, etc. Si su escuela se encuentra a una distancia considerable del lugar donde vive, tendrá que abordar un autobús o utilizar otro vehículo para poder llegar a tiempo, etcétera.

A pesar de los múltiples aspectos benéficos, también es necesario considerar que la generación de energía ha traído y seguirá trayendo, de no revertir el proceso, graves riesgos para el ecosistema.

## Energías limpias

Como hemos podido apreciar, la producción de energía está dirigida a facilitar las actividades humanas. Sin embargo, es necesario reconocer que los medios por los que se obtiene energía también causan graves inconvenientes: hace algunos años, cuando el carbón vegetal era la fuente principal de calefacción en los hogares se pusieron en peligro los bosques por la tala inmoderada; el uso de combustibles fósiles como los derivados del petróleo ha provocado un aumento inmoderado y niveles cada vez más peligrosos de contaminantes ambientales, con el consecuente perjuicio de la salud y el deterioro del ecosistema.

La conciencia ecológica ha dejado de ser una moda, para convertirse en una necesidad apremiante. Si no modificamos las formas de obtener energía, estaremos condenando irremisiblemente nuestro presente y el futuro de la humanidad y del planeta.

Las llamadas “energías limpias” representan la alternativa más prometedora para mejorar las fuentes energéticas sin los riesgos actuales. Haremos una revisión de algunas de ellas de manera general:

- **Energía hidráulica:** se obtiene principalmente de las caídas de agua. La energía potencial que posee el agua almacenada en presas o en lagos es utilizada para transformarla, mediante los mecanismos apropiados, en energía mecánica y eléctrica.
- **Energía nuclear:** es aquella que está contenida en el núcleo atómico. Su estudio y desarrollo son relativamente recientes. A pesar de ello, los avances han sido espectaculares y se han utilizado de diferentes maneras, tanto para el beneficio de la humanidad como para la guerra, como nos lo recuerdan las bombas atómicas detonadas sobre Hiroshima y Nagasaki, al final de la Segunda Guerra Mundial.

La energía nuclear es transformada en las centrales nucleares, primero en energía calorífica y posteriormente, en energía mecánica y eléctrica. Para ello se utiliza principalmente el proceso de **fisión nuclear**, que consiste en bombardear un átomo pesado con neutrones, hasta que se rompe o se fisiona, liberando en el proceso una enorme cantidad de energía. Los neutrones que se emiten como producto de la fisión chocan, a su vez, con otros átomos provocando la reacción en cadena.

Además de la fisión nuclear se está experimentando con el proceso de **fusión nuclear**. Como su nombre lo indica, es un proceso que en lugar de destruir núcleos atómicos, los une. Con ello se logra la producción de cantidades de energía superiores a los que se obtienen con la fisión. Sin embargo, todavía se encuentra en etapa de desarrollo.



Géiser.

- **Energía geotérmica:** Se sabe que el núcleo de la Tierra conserva una temperatura muy alta. En ocasiones se forman los llamados “pozos geotérmicos”, que no son otra cosa sino formaciones rocosas que han atrapado agua. Esta agua se calienta y puede presentarse en forma de vapor, en forma de vapor-líquido o, posiblemente, en forma de un líquido caliente. En la actualidad existen plantas generadoras de electricidad que utilizan la energía geotérmica. Los estudios sobre sus aplicaciones presentan un futuro prometedor.

- **Energía solar:** El Sol emite a cada instante cantidades importantes de radiación luminosa y calorífica. Desde hace algún tiempo se han estado construyendo



Panel fotovoltaico para techo de casa.



Concepto artístico de Estación Espacial con paneles solares.



Parque eólico.

“colectores” para aprovechar esta radiación. En su fase piloto se ha demostrado que la energía solar puede aprovecharse para producir energía eléctrica y mecánica. Algunos organismos de investigación, como el Centro de Investigación y Estudios Avanzados del Instituto Politécnico Nacional (Cinvestav) están desarrollando modelos de paneles solares con buen rendimiento y a un precio moderado para solventar la necesidad de la generación de energía en poblaciones rurales de nuestro país.

- **Energía eólica:** Desde la antigüedad, los hombres aprendieron a usar la fuerza del viento para mover sus embarcaciones. Hoy, los científicos están aprendiendo nuevas maneras de aprovechar la fuerza del viento para generar energía eléctrica. En algunas ciudades costeras de Europa y Norteamérica se han construido parques “eólicos”, donde hélices de un tamaño colosal son movidas por el viento, y mediante la ayuda de generadores apropiados, proveen de electricidad a las poblaciones aledañas.
- **Biomasa:** se describe frecuentemente como una sustancia orgánica, renovable, de origen animal o vegetal. La radiación solar que llega al planeta es la fuente de energía que contiene la biomasa. Los vegetales, a través del proceso de la fotosíntesis, captan, transforman y almacenan la energía en algunos compuestos. El reino animal incorpora, transforma y utiliza esta energía. De este proceso se obtienen algunos subproductos que, transformados en biomasa, pueden ser aprovechados como combustible en diversos aprovechamientos energéticos.

**Colza:** planta herbácea de grandes flores amarillas, de cuya semilla se obtiene un aceite amarillo y viscoso.

La biomasa puede obtenerse de varias fuentes, por ejemplo, la poda natural de los bosques, los residuos urbanos y agrícolas, los residuos de industrias forestales y agrícolas, y de algunos cultivos, como el del girasol, la **colza** (una especie de col, de cuyas semillas se obtiene aceite) y, por supuesto, de los desechos orgánicos de la actividad humana.

En muchos países europeos, la biomasa comienza a ser una alternativa viable y cada vez más importante para la generación de energía; sin embargo, en nuestro país, todavía se encuentra en etapa experimental, aunque existen avances importantes.



Digestor de biomasa.

Una de las formas más frecuentes de utilizar la biomasa es construir digestores de biomasa, donde se hace fermentar la materia orgánica en ausencia de aire. Conforme el proceso se va desarrollando se generan gases combustibles, como el metano. Una vez que ha terminado la digestión anaerobia, los lodos resultantes son riquísimos en nutrientes y pueden servir para abonar de manera totalmente natural a las tierras que se dedican al cultivo.



## Actividad 3

Reflexiona sobre las siguientes preguntas y elabora una respuesta breve para cada una.

1. Dentro de tu hogar, ¿cuáles son los tipos de energía que más se utilizan?

---



---



---



---



---

2. En la región donde habitas, ¿existe destrucción de los recursos naturales para producir energía? En caso afirmativo, ¿consideras que es la única forma de obtener energía? ¿Qué alternativas sugerirías?

---



---



---



---



---

3. Investiga la razón por la cual el cambio de horario es de utilidad para el ahorro de energía y anota por lo menos dos de las explicaciones que hayas podido investigar. Comenta con tus compañeros.

---



---



---



---



---



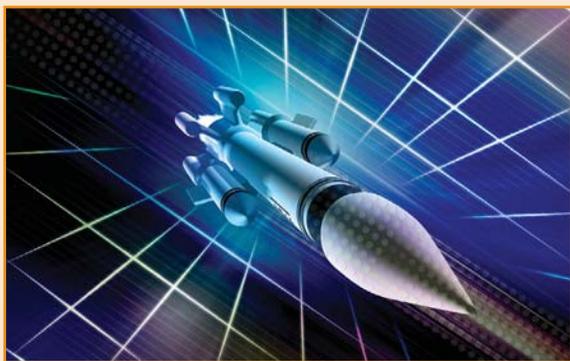
## Química cotidiana

### Antimateria y motores estelares

Aunque la cantidad de energía producida por una reacción de fusión es inmensa, todavía disponemos de una fuente energética más poderosa: la aniquilación materia antimateria. Este sistema, que permitiría la producción de 20 000 billones de joules por kilogramo de combustible, sería el óptimo desde un punto de vista energético para la propulsión de una nave espacial. Utilizando la aniquilación de protones y antiprotones, se generan como subproducto de la reacción piones, que son susceptibles de ser manejados mediante campos magnéticos para producir impulso. Estos piones, además, se mueven prácticamente a la velocidad de la luz, por lo que la velocidad final de estas naves es también altísima.

Sin embargo, este sistema tiene sus propios problemas. El más importante, sin duda, el confinamiento de la antimateria. Teniendo en cuenta que el simple contacto con la materia normal produce la aniquilación de la misma en un fogonazo de radiación y energía, parece evidente que toda precaución es poca en este sentido. Otro problema asociado es la protección de la tripulación frente a las radiaciones derivadas del proceso de aniquilación. Por último, resulta bastante complicado producir antimateria con los medios de los que disponemos hoy en día.

Estos inconvenientes no han desalentado a los escritores de ciencia ficción. En *El mundo al final del tiempo*, de Pohl, aparece un velero solar complementado con un reactor de antimateria alimentado por barras de antihierro almacenadas en un confinamiento magnético. La vela solar se utiliza para salir del sistema de origen y frenar en el de destino, mientras que la antimateria se utiliza como propulsor intermedio. Este exótico combustible se genera a partir de materia normal mediante unos conversores basados en energía solar extraordinariamente eficientes, lo que convierte a esta nave en uno de los mejores ejemplos de aprovechamiento energético del género.



Haldeman también utiliza varios modelos de nave de antimateria en *Tricentenario*. En esta novela corta, el autor plantea la existencia de un compañero oscuro del Sol, formado por antimateria. Con esta fuente de antimateria, recogida y confinada también mediante campos magnéticos, la humanidad construye su primera nave interestelar. Primero una sonda en la que se introduce una pequeñísima cantidad de antimateria en un depósito de agua, dejando que la energía derivada de la aniquilación la evapore y

produzca impulso y, posteriormente, con un sistema más eficiente que incluye un espejo de rayos gamma que permite proteger a la tripulación de los peores efectos de la aniquilación, como generar una fuente de impulso eficiente para la nave.

Por último, *Antihielo*, de Stephen Baxter, recurre también a una fuente natural de antimateria como propulsor de su nave. Esta espléndida ucronía (especulación histórica) está ambientada en una historia alternativa del siglo XIX, donde se ha descubierto la existencia de un meteorito formado por antihielo: una mezcla de

superconductor de alta temperatura que, mediante la existencia de unos campos magnéticos inducidos, se mantienen confinadas pequeñas cantidades de antimateria. Jugando con las propiedades de este maravilloso material, se construye una nave espacial basada, como en el caso de Haldeman, en la evaporación de un propelente como el agua sometida a la enorme cantidad de energía desprendida por la aniquilación.

- ***Estatocolectoras: sacando combustible del vacío***

Tanto las naves de fusión como las de antimateria alcanzan plenamente la categoría de naves interestelares. Su alta eficiencia de impulsión les permite ser amplias y confortables, con una capacidad de cargar enormes cantidades de equipos con misiones variadas. Sin embargo, nos encontramos en una situación semejante a la de las naves de vapor del siglo XIX, que eran capaces de recorrer toda la superficie del planeta en unos tiempos aceptables, siempre que dispusieran de bases donde carbonear en el trayecto.

En efecto, la mayor desventaja que presentan estas astronaves es su necesidad de cargar enormes cantidades de combustible como masa de reacción. Su capacidad de aceleración es un arma de doble filo, pues si bien les permite alcanzar velocidades altísimas, luego las penaliza con la necesidad de disminuir dichas velocidades en un proceso de desaceleración que también consume combustible. Las misiones deben planificarse cuidadosamente, puesto que el tiempo de tránsito ya no depende de la velocidad máxima teórica, sino de la cantidad de combustible que la nave pueda cargar. La relación masa-empuje determina que para alcanzar más velocidad hay que cargar más combustible, pero para acelerar ese combustible adicional hace falta más combustible y así sucesivamente. Hay dos soluciones posibles a este problema: el empleo de contenedores de reavituallamiento, como en el caso del viaje de la "III Flota a la Esfera" que aparece en *Hijos de la Eternidad*, o bien hacer las naves capaces de reabastecerse en los planetas gaseosos, como en el caso de la "Leonov" en 2010, de Clarke, donde asistíamos a una desesperada carrera espacial para apoderarse del agua de Europa, que la convertía de hecho en la mayor gasolinera del sistema solar.

Pero en un viaje interestelar no hay estaciones de servicio en las que repostar. Así que incluso la más sofisticada de las tecnologías de fusión o aniquilación materia-antimateria tiene un alcance máximo operativo, que lamentablemente tampoco resulta excesivo. Sin embargo, existe una serie de estrategias que nos permiten ir más allá de ese círculo máximo de autonomía.

Una forma de evitar el problema es creando el combustible que la nave consume a medida que ésta avanza. Éste es el principio en el que se basa el llamado ramjet o motor Bussard.

Una estatocolectora se basa en que el llamado vacío interestelar no está, en realidad, tan vacío. En efecto, la densidad de materia en el espacio entre dos estrellas viene a ser, aproximadamente, de un átomo por metro cúbico, principalmente hidrógeno. El esquema presentado por Robert W. Bussard en 1960 proponía la utilización de ese hidrógeno como combustible y masa de reacción de una nave espacial. Para ello se utilizaría una draga magnética, capaz de recoger los átomos presentes en una vasta zona y conducirlos hasta el reactor de fusión que actúa como impulsor y fuente de energía del vehículo.

Este esquema de funcionamiento determina dos de las características de diseño más importantes del motor Bussard: una gran área de barrido frente a la nave, para acumular el mayor número posible de átomos, y una velocidad mínima de funcionamiento que se cifra en torno a 1% de la velocidad de la luz. En efecto, cuanto mayor sea la velocidad, mayor será la cantidad de materia capturada por la draga y mayor, por tanto, el aporte de combustible que ingresa en el motor: la densidad relativa del hidrógeno se incrementa hasta alcanzar un

punto en el que la reacción nuclear es autosostenida. Es necesario por tanto un impulsor adicional que lleve la nave hasta esa velocidad, a partir de la cual estaremos en disposición de encender el motor interestelar propiamente dicho. El problema del frenado resulta bastante más peliagudo. En efecto, otra de las características a tener en cuenta en una estatocolectora es que su motor principal sólo funciona en la dirección de movimiento de la nave. Es decir, son naves que sólo poseen capacidad de aceleración, no de frenado, lo que ciertamente resulta inaceptable. La mejor solución pasa por la utilización de motores separados para la impulsión principal, el sistema de frenado y el sistema de guía.

El combustible básico de la estatocolectora es el hidrógeno interestelar que la nave recoge mediante un campo magnético. Debido a la baja densidad del medio, este campo debe cubrir un área inmensa, del orden de decenas de miles de kilómetros, y ser de considerable intensidad. Además, sólo una pequeña fracción del hidrógeno presente está en forma ionizada, la única susceptible de ser conducida por un campo magnético hasta la boca del colector.

Para resolver este problema, se han propuesto dos soluciones: el empleo de un láser de ionización, generando varios conos anidados de luz coherente por delante de la nave o la utilización de campos magnéticos pulsantes de enorme intensidad para interactuar con la materia no ionizada a través de efectos magnetohidrodinámicos. Un campo del orden de un millón de gauss podría interactuar con el momento magnético que generan los electrones al girar en torno al núcleo, lo que a su vez permitiría la manipulación del átomo en cuestión.

El núcleo de la estatocolectora lo constituye su reactor de fusión autosostenida. Sin embargo, esta reacción plantea algunos problemas interesantes con respecto al modelo clásico al que nos hemos referido más arriba. En primer lugar, la energía se obtiene por fusión del deuterio, un isótopo del hidrógeno con un protón y un neutrón en el núcleo. El deuterio, uno de los elementos primarios procedentes del Big Bang, es relativamente escaso en la naturaleza: sólo uno de cada 6 700 átomos de hidrógeno corresponden a esta forma isotópica. En el enrarecido medio interestelar este problema puede incluso resultar más acuciante, si cabe.

La ventaja de la fusión del deuterio es que tiene lugar a unas temperaturas relativamente bajas comparadas con las de la fusión del hidrógeno normal. El inconveniente es que como subproducto de algunas reacciones se producen neutrones, partículas sin carga que no pueden ser manejadas mediante campos magnéticos como sucedía con los subproductos de la fusión del deuterio con helio 3. Es necesaria la utilización de un material de recubrimiento del reactor que absorba esos neutrones, como por ejemplo el boro o grafito. Estos materiales acaban “calientes” y sería necesario cambiarlos al final del viaje. Una estrategia que permitiría eliminar parte de este problema sería utilizar la draga para extraer combustible del medio interestelar, pero no quemarlo en una reacción autosostenida, sino almacenarlo y utilizarlo para generar impulso mediante una reacción pulsante, parecida a la que describimos al hablar de las naves de fusión. Esto permitiría, a su vez, solucionar el problema del frenado, porque la nave podría invertir la dirección de sus motores principales y utilizarlos para desacelerar o para moverse en desplazamientos locales intrasistema quemando el combustible almacenado.

Como conclusión, la nave estatocolectora ofrece el mejor camino posible para la exploración interestelar. Una vez desarrollado un motor de fusión viable, una sonda basada en esta tecnología tendría una alta capacidad de aceleración, autonomía casi indefinida y no plantearía unos problemas excesivos de protección. Sin embargo, también tienen sus inconvenientes. Algunos autores han planteado que los campos magnéticos

que se utilizan para canalizar la materia al embudo del reactor, en realidad tienden a apartarla de la trayectoria de la nave... lo que convertiría a un motor de este tipo en un excelente sistema de frenado. Además, al igual que cualquier motor basado en la fusión nuclear, es un sistema muy vulnerable: un fallo de unos microsegundos en los campos de contención y la nave se convertirá en una bola de plasma en expansión.

Tomado de: <http://www.arrakis.es/~cris/Conferencia.htm>

## Describe las características de los cambios de la materia

El cambio constante es una situación permanente en todas las formas de vida y en la naturaleza misma. Desde que un organismo nace y hasta que muere, es sujeto de cambios continuos. Desde el punto de vista biológico y químico, la muerte no representa el fin de todo, sino el comienzo de un nuevo ciclo, en el que los componentes que otrora integraban a un organismo, son utilizados por los demás organismos y el ecosistema para seguirse renovando.

De manera esquemática, los cambios de cualquier objeto u organismo pueden clasificarse en tres tipos: cambio físico, cambio químico y cambio nuclear.

### Cambio físico

Cualquier cuerpo o sustancia puede sufrir cambios en su forma, en su tamaño, en su color, etc., sin que su naturaleza íntima se vea afectada. Tal es el caso de una hoja de papel que puede ser extendida, arrugada, cortada y vuelta a pegar, sin que la estructura interna del papel cambie en lo absoluto. Otro ejemplo de cambio físico lo representan los cambios en los estados de agregación: una porción de hielo puede cambiar al estado líquido y éste, a su vez, puede pasar al estado gaseoso sin que la estructura íntima del agua se vea afectada. Puede invertirse el proceso, y sin embargo, mantener la consistencia del vital líquido.

El cambio físico también puede observarse en el cambio de posición de los cuerpos, en la agregación o desagregación de masa, en la preparación de suspensiones, coloides y dispersiones, etcétera.

### Cambio químico

Otro tipo de cambio en el que sí se afecta la estructura íntima de la sustancia es el cambio químico. Es notable observar cómo un metal blando, brillante y tremendamente reactivo se combina con un gas de color amarillo-verdoso, de olor irritante y sofocante para dar origen a una sustancia de características totalmente diferentes a las que ellos poseían: el cloruro de sodio.

Todas las reacciones químicas son ejemplos de cambios químicos. Básicamente, una reacción química se puede esquematizar como el proceso en el cual se da el rompimiento de unos enlaces químicos para dar lugar a la formación de otros. Las sustancias originales se parecen poco o casi nada a las propiedades de los compuestos obtenidos.

Los químicos han aprovechado esta circunstancia para generar miles y miles de nuevos productos cuyas propiedades se utilizan para facilitar la vida humana, aunque en ocasiones también hayan sido utilizados para todo lo contrario, como en el caso de la guerra y el terrorismo.

| Tabla 3 Cambios físicos o químicos |                |   |
|------------------------------------|----------------|---|
| Proceso que tiene lugar            | Tipo de cambio | Observaciones a compañeros  |
| Oxidación del hierro               | Químico        | El metal brillante y lustroso se transforma en óxido café rojizo.                               |
| Ebullición del agua                | Físico         | El líquido se transforma en vapor.  |
| Ignición del azufre en el aire     | Químico        | El azufre, sólido y amarillo, en el aire se transforma en dióxido de azufre, gas sofocante.     |
| Cocción de un huevo                | Químico        | La clara y yema líquidas se transforman en sólidos.   |
| Combustión de gasolina             | Químico        | La gasolina líquida se quema y produce monóxido de carbono, dióxido de carbono y agua gaseosos. |
| Digestión de alimentos             | Químico        | Los alimentos se transforman en nutrientes líquidos y parcialmente en desechos sólidos.         |
| Aserrado de madera                 | Físico         | De un pedazo grande de madera, quedan partículas más pequeñas de madera y aserrín.              |
| Combustión de madera               | Químico        | La madera se reduce a cenizas, dióxido de carbono y agua gaseosos.                              |
| Calentamiento del vidrio           | Físico         | El sólido se flexibiliza durante el calentamiento, y así se puede moldear la forma del vidrio.  |

## Cambio nuclear

Puede darse el caso, y de hecho son numerosos los ejemplos, de átomos del mismo elemento químico con un diferente número de masa. A tales “variedades” del mismo átomo se les conoce con el nombre de **isótopos**. Casi la totalidad de los elementos químicos conocidos y aceptados tienen isótopos. La mayoría son estables, lo cual equivale a decir que permanecen inalterados durante el transcurrir del tiempo; sin embargo, existen otros elementos que presentan isótopos radiactivos. Los elementos químicos que en su estado natural tienen números atómicos superiores a 83 son radiactivos. Esos elementos decaen lentamente hasta que desaparecen de la Tierra.

Los científicos han logrado producir otros isótopos radiactivos de manera artificial, bombardeándolos con fotones de alta energía o como subproducto de reacciones nucleares. Sin embargo, al igual que sucede con los naturalmente radiactivos, van decayendo hasta desaparecer.



Uno de los beneficios positivos de la energía nuclear se aplica en la medicina.

Los isótopos radiactivos están sujetos a un cambio en su núcleo atómico porque de él se desprenden partículas alfa ( $\alpha$ ), partículas beta ( $\beta$ ) y rayos gama ( $\gamma$ ).

Las partículas alfa son similares al núcleo del átomo de helio, es decir, están constituidas por dos protones y dos neutrones. Tienen una carga de +2 y una masa aproximadamente igual a 4 uma (unidades de masa atómica). Las partículas beta pueden ser de dos tipos: partículas beta positivas ( $\beta^+$ ) o partículas beta negativas ( $\beta^-$ ). A las partículas beta positivas se les denomina *positrones*, porque tienen exactamente la misma masa de un electrón, pero carga positiva. La masa de las partículas beta es tremendamente pequeña en relación con la masa de las partículas alfa. Baste decir que la proporción aproximada sería de 1:20 000.

Los rayos gama son ondas electromagnéticas similares al calor y a la luz, pero con un altísimo poder de penetración.

El cambio nuclear, como su nombre lo indica y lo hemos estado comentando, afecta al núcleo de los elementos radiactivos. La emisión espontánea de partículas alfa provoca que un átomo de uranio-234 ( $^{234}\text{U}$ ) se transforme en torio-230 ( $^{230}\text{Th}$ ), éste a su vez en radio-226 ( $^{226}\text{Ra}$ ) y así sucesivamente.

El cambio nuclear ha tenido aplicaciones tanto para la paz y el bienestar como para la guerra y la destrucción. Todos esperamos que esta maravillosa fuente de energía que representa el cambio nuclear sea universalmente reconocida como una herramienta para el progreso de la historia humana y no para su extinción.



## Actividad 4

Relaciona el fenómeno con el tipo de cambio que le corresponde:

| Fenómeno   | Tipo de cambio      |
|--|---------------------|
| a. El hielo se funde   | I. Cambio físico    |
| b. Un clavo se oxida   |                     |
| c. La leche hierve   |                     |
| d. El agua hierve y se convierte en vapor  | II. Cambio químico  |
| e. La combustión de un cerillo   |                     |
| f. Se funde un trozo de vidrio   | III. Cambio nuclear |
| g. Un alimento se descompone   |                     |
| h. Un elemento emite dos partículas alfa   |                     |
| i. La explosión de una carga de dinamita   |                     |
| j. Una muestra de $^{234}\text{U}$ se ha reducido a la mitad de manera espontánea. |                     |



## Cierre de bloque

1. Elige por lo menos cinco sustancias presentes en tu entorno y explica sus propiedades —vistas en este bloque— así como su estado de agregación. Sería conveniente que elaboraras un cuadro para concentrar las propiedades y tener la oportunidad de compararlas.
2. Explica la manera en que la energía provoca cambios en la constitución de la materia.
3. Enlista los tipos de energía que están presentes en tu entorno e identifica sus características. ¿Cómo son empleadas estas energías?
4. Reúnete con algunos de tus compañeros y analicen los riesgos y beneficios del consumo de energía de tu comunidad o localidad. Elaboren una propuesta para aminorar o eliminar los riesgos en el abuso de la energía.



## Actividad experimental

### Estudio de los cambios de estado físico en el agua

#### Problema:

¿Cuál es la razón del comportamiento peculiar que presenta el agua en sus cambios de estado?

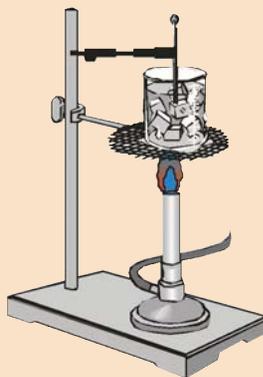
#### Objetivo:

- Observar en el agua la correlación entre la temperatura y los cambios de estado.
- Calcular de manera empírica la densidad del agua.
- Ejercitar la capacidad de observación y análisis.

#### Preparación:

1. Pesa un vaso de precipitados limpio y seco. Anota el dato obtenido en la tabla que se encuentra al final de este instructivo.
2. Añade cuatro cubos de hielo al vaso de precipitados y determina el peso. De la lectura obtenida, resta el dato obtenido en el punto anterior para determinar la masa de los cubos de hielo. Anótalo en el cuadro de datos.
3. En una probeta mide con la mayor exactitud posible 100 mL de agua. Agrégala a los cubos de hielo, agita por unos instantes y mide la temperatura. Anota la temperatura en su lugar correspondiente.

4. Enciende el mechero y comienza a calentar el vaso de precipitados con el agua y los cubos de hielo. Cada 30 segundos verifica la lectura del termómetro y anota el dato en el espacio correspondiente.
5. Repite las lecturas hasta dos minutos después de que el agua comience a hervir. Suspende el calentamiento.
6. Deja enfriar y mide en la probeta el volumen del agua. Efectúa la lectura y réstale los 100 mL que se añadieron en el paso 3. El resultado será, aproximadamente, el volumen de los cubos de hielo. Anótalo en el cuadro correspondiente.



El termómetro debe ubicarse en el seno del líquido y evitar que toque las paredes para efectuar correctamente las lecturas de temperatura.

#### **Medidas de higiene y seguridad:**

Es necesario tener mucho cuidado en el encendido y apagado del mechero. Asimismo, extremar precauciones con los objetos calientes.

#### **Material, reactivos y equipo:**

|                  |                                  |
|------------------|----------------------------------|
| 4 cubos de hielo | 1 vaso de precipitados de 150 mL |
| Agua destilada   | Soporte universal completo       |
|                  | Mechero de Bunsen                |
|                  | Termómetro                       |
|                  | Pinzas para bureta               |
|                  | Tapón monohoradado               |
|                  | Agitador de vidrio               |
|                  | Balanza granataria               |

**Reporte del experimento:**

- A. Dibuja los pasos principales de la experiencia.  
 B. Llena los siguientes cuadros de observaciones:

## B.1 Determinación de la densidad del agua:

|  |    |
|--|----|
| Masa del vaso de precipitados limpio y seco (A)          | g  |
| Masa del vaso de precipitados con los cubos de hielo (B) | g  |
| Masa de los cubos de hielo (B – A)                       | g  |
| Volumen del agua al final del experimento –100 (°C)      | mL |
| Temperatura a la cual se midió el volumen final          | °C |

Cálculo de la densidad del agua =  $C/(B - A) =$  \_\_\_\_\_

## B.2 Registro de temperaturas:

| Registro | T (°C) | Registro | T (°C) |
|----------|--------|----------|--------|
| 1        |        | 16       |        |
| 2        |        | 17       |        |
| 3        |        | 18       |        |
| 4        |        | 19       |        |
| 5        |        | 20       |        |
| 6        |        | 21       |        |
| 7        |        | 22       |        |
| 8        |        | 23       |        |
| 9        |        | 24       |        |
| 10       |        | 25       |        |
| 11       |        | 26       |        |
| 12       |        | 27       |        |
| 13       |        | 28       |        |
| 14       |        | 29       |        |
| 15       |        | 30       |        |

Elabora la gráfica correspondiente en una hoja de papel milimétrico. (El tiempo en el eje horizontal y la temperatura en el eje vertical.)

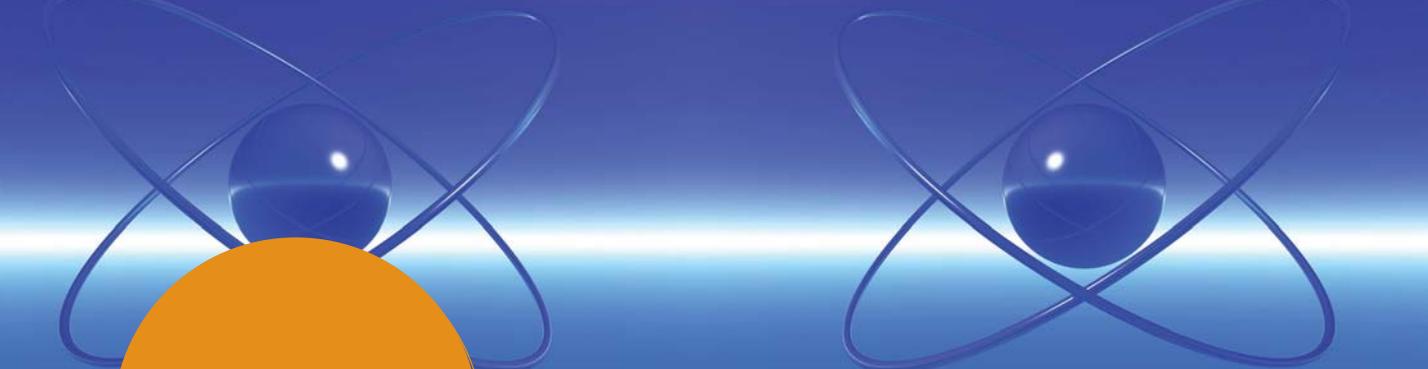
**Análisis:**

- ¿Qué características presenta la curva que has trazado?

- ¿Por qué razón, aunque añadimos calor al agua, hubo momentos en los que la temperatura no cambió?
- Escribe una hipótesis que pueda explicar los resultados del experimento, coméntala con tus compañeros y con tu profesor.
- Escribe en tu cuaderno una conclusión de lo que observaste en esta experiencia.

**Investigación:**

- ¿Por qué es importante tomar en cuenta la temperatura cuando medimos la densidad de una sustancia?
- Pide la ayuda de tu profesor e investiga en tablas químicas la densidad del agua a diferentes temperaturas.
- ¿Qué representan las partes “planas” de la gráfica que trazaste?



# BLOQUE III

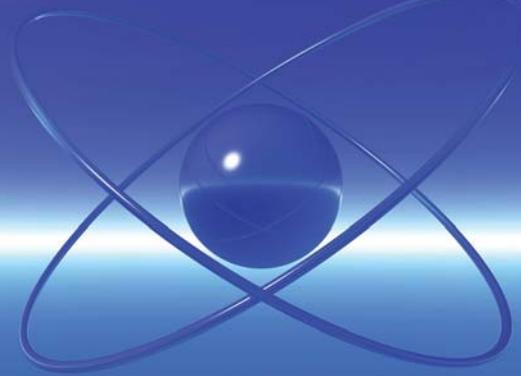
## Explica el modelo atómico y sus aplicaciones

### Unidad de competencia

Valora las aportaciones históricas de diversos modelos atómicos al describir la estructura del átomo, reconocer sus propiedades nucleares y electrónicas, así como las aplicaciones de elementos radiactivos en su vida personal y social.

### Atributos de las competencias genéricas que se desarrollan en este bloque:

- 3.2 Toma decisiones a partir de la valoración de las consecuencias de distintos hábitos de consumo y conductas de riesgo.
- 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas.
- 5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
- 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.
- 5.4 Construye hipótesis y diseña y aplica modelos para probar su validez.
- 5.6 Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información.
- 6.1 Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo a su relevancia y confiabilidad.
- 6.3 Reconoce los propios prejuicios, modifica sus propios puntos de vista al conocer nuevas evidencias,



e integra nuevos conocimientos y perspectivas al acervo con el que cuenta.

8.2 Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.

8.3 Asume una actitud constructiva, congruente con los conocimientos y habilidades con los que cuenta dentro de distintos equipos de trabajo.

### Este bloque sirve para que:

- Relates las aportaciones de Dalton, Thomson, Rutherford, Chadwick, Goldstein, Bohr, Sommerfeld y Dirac-Jordan como parte de un proceso histórico que desemboca en el modelo atómico actual.
- Describas la masa, carga y ubicación de las partículas subatómicas (electrón, protón y neutrón).
- Diseñes modelos con materiales diversos para representar la estructura del átomo.
- Identifiques el número atómico, masa atómica y número de masa de cualquier elemento de la Tabla Periódica.
- Representes la configuración electrónica de un átomo y su diagrama energético, aplicando el principio de exclusión de Pauli, la regla de Hund y el principio de edificación progresiva.
- Identifiques los electrones de valencia en la configuración electrónica de los elementos, y su relación con las características de éstos.
- Reflexiones sobre las aplicaciones de los isótopos en las actividades humanas.

### Con el aprendizaje y la práctica estarás en condiciones de:

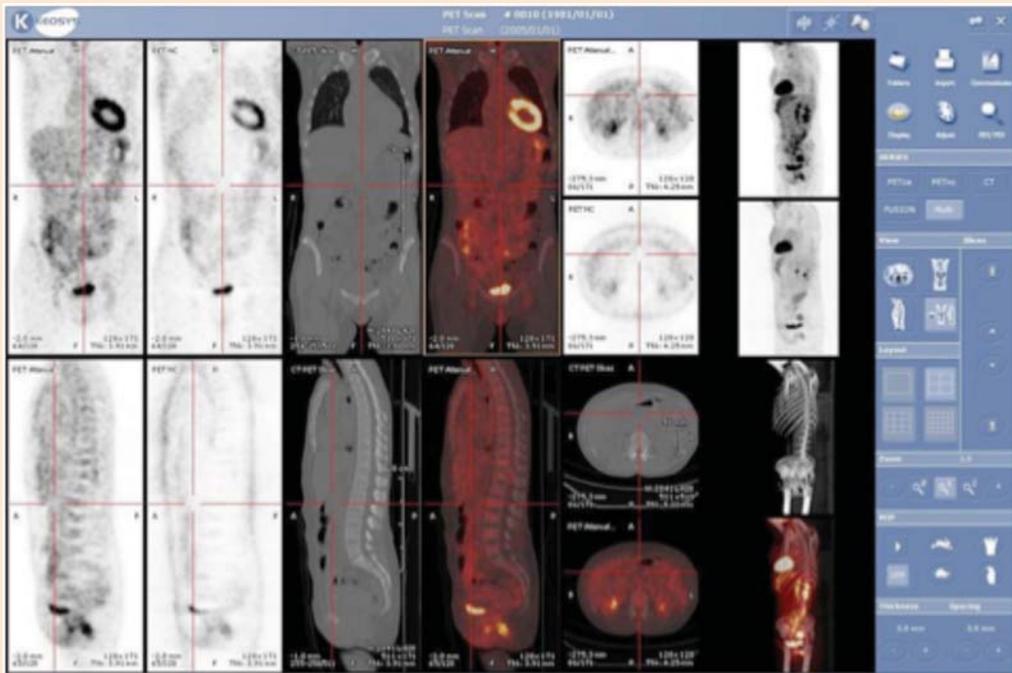
- Valorar las aportaciones históricas de los modelos atómicos que nos llevan al modelo actual, así como las aplicaciones de los isótopos en la vida cotidiana.



## EXAMINA TUS CONOCIMIENTOS III

### El átomo al servicio de la humanidad

Por lo general relacionamos la energía atómica con armamento y desastres originados por centrales nucleares, sin embargo, existen mayores aplicaciones del átomo en beneficio de la humanidad de lo que podemos imaginar. Permíteme platicarte del uso de esta energía en uno de los campos más fascinantes que ha desarrollado el hombre que es la medicina nuclear.



Algunos de los grandes problemas que aquejan a la humanidad son la presencia del cáncer, enfermedades neurológicas, dificultades cardiacas, entre las más representativas y que, tan solo la primera de ellas causará cerca de 85 millones de muertes, en un periodo de 15 años contabilizados a partir del año 2000, en todo el mundo. Cuando estas enfermedades son detectadas a tiempo, es decir, antes de que las células cancerosas invadan otros órganos por vía linfática o sanguínea, se pueden controlar y en algunos casos incluso eliminar, por tanto la detección temprana es vital para su tratamiento. Para esto se ha desarrollado el PET (Tomografía por Emisión de Positrones) ciclotrón, cuya función es diagnosticar el funcionamiento de los órganos internos, glándulas, huesos o articulaciones aplicando material radioactivo. Pero, ¿cómo funciona este método de detección?

Primeramente, se emplean sustancias conocidas como radiofármacos o trazadores que se inyectan directamente en la vena del paciente, siendo absorbidos por los órganos que se desean estudiar. Entre los trazadores que se utilizan con más frecuencia se encuentran el yodo radioactivo, el tecnecio 99 y el talio 201. Al alojarse estos

trazadores en los tejidos de los órganos la energía que emiten es captada por un aparato que rodea al paciente (ciclotrón), transformando las señales del átomo en señales eléctricas donde una computadora las convierte en imágenes que permiten diagnosticar el funcionamiento de los órganos. La diferencia esencial con los otros métodos como los rayos X y tomografías, las cuales generan imágenes tanto verticales como transversales, es que utilizan radiación que no se genera en el núcleo del átomo, proviniendo de los electrones que se ubican en las órbitas; quedando el paciente en la condición de ser “bombardeado”.

La ventaja de este sistema, incluso por arriba de la resonancia magnética, reside en permitir analizar la eficiencia del órgano más que la apariencia. Este aspecto es de suma importancia, ya que forma y funciones son cosas distintas; podemos ver claramente la forma y el tamaño de un riñón, pudiendo determinar si tiene lesiones o tumores, pero no permite saber si la sangre se filtra adecuadamente y se eliminan las toxinas, o en su caso por qué una persona orina con menor frecuencia. Esta técnica no genera gráficos tan claros, pero sí permite conocer qué tan bien funciona el cuerpo humano.

Es importante recalcar que con esta técnica podemos conocer el funcionamiento del hígado, riñón, páncreas, glándulas, vesícula biliar, venas, arterias, la calidad de irrigación sanguínea, entre muchas otras aplicaciones, sin que exista riesgos en su aplicación, pues las reacciones alérgicas son de 1 caso entre 15 000 o 20 000, y el paciente no requiere de alguna preparación en especial, tan solo de un ayuno de 6 horas aproximadamente. Los trazadores empleados, tienen una vida media de entre 15 y 20 minutos en el organismo, siendo la exposición muy baja y el método más seguro. Cabe señalar que las radiaciones que se generan son muy pequeñas y que no provocan problema alguno al organismo, resultando más riesgosa una exposición prolongada a los rayos solares.



## Actividad 1

**Cáncer:** grupo de enfermedades que producen un exceso de células malignas que se dividen y crecen de forma no controlada.

Como te habrás dado cuenta las aplicaciones del átomo son infinitas en todos los campos de conocimiento, por lo cual trata de responder las siguientes preguntas:

1. ¿Cómo hemos podido manipular el átomo de esta manera?
2. ¿Qué es el átomo?
3. ¿Quién o quienes lo descubrieron?
4. ¿Hace cuánto tiempo?
5. ¿Cómo está formado el átomo?
6. ¿Qué características tienen sus elementos estructurales?
7. ¿Cuáles propiedades puedes reconocer del átomo?
8. ¿Qué otras aplicaciones tiene el átomo?

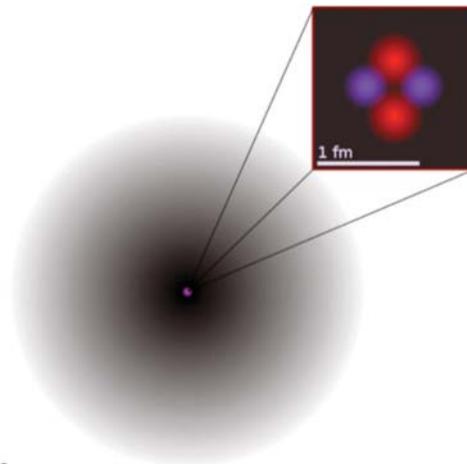
Reúnete con tus compañeros y discute las preguntas anteriores para conocer qué tanto sabes del átomo y sus propiedades, así como de su historia. Les sugiero elaborar un cuadro donde señalen el grado de conocimiento que tienen al respecto, tratando de ser más específicos en sus conocimientos (marcar nombres, términos, procesos, propiedades, leyes, teorías, etcétera) sin que para ello asignen un número o calificación. Por ejemplo, podrías escribir si sabes mucho, regular, poco o nada.

## Describe las aportaciones al modelo atómico actual

Los átomos son, en la escala de lo pequeño, los “ladrillos del universo” como señalaba Isaac Asimov, y es precisamente ahí donde haremos un viaje para explorar el interior del átomo.

Cada sustancia del universo, incluyéndonos a nosotros, está formada por átomos. Muchos de los procesos químicos que ocurren en la naturaleza o que son generados en los laboratorios tienen una explicación a nivel microscópico, y para entenderlos tenemos que partir del conocimiento de la estructura y comportamiento del átomo.

En la actualidad, conocemos mucho de la estructura y propiedades de los átomos, pero ¿cómo se ha llegado a esto? Imaginemos que tenemos una caja en la cual se encuentran objetos de diversa índole, pero que no nos es permitido abrirla. ¿Qué harías para saber su contenido? Posiblemente recurrirías a realizar una serie de pruebas como agitar la caja de diferentes formas, escuchar los sonidos que se generan al moverla, sentir algún objeto pesado empleando el tacto, etc. A partir de estas



1 Ångström (=100 000 fm)

Representación de un átomo de helio.

**Modelo:** representación abstracta de un sistema o proceso del universo, que nos permite hacer predicciones de su comportamiento.



Demócrito de Abdera bautizó con el nombre de átomo a las partículas más pequeñas que se conocían.

acciones tendrías una idea del contenido de la caja y seguramente te atreverías a precisar el nombre de algunos objetos e incluso hacer predicciones del comportamiento de la caja.

Puesto que no podemos ver el contenido de la caja, al igual que no podemos ver un átomo, lo que hacemos es emplear nuestros sentidos e intelecto para crear un *modelo* que explique el contenido de la caja. De la misma manera, los científicos crean modelos que les permiten formular predicciones que los llevan al planteamiento de teorías sobre la naturaleza de un fenómeno llamado átomo. Un modelo no es una estructura rígida, sino todo lo contrario, se puede perfeccionar, cambiar o desechar si se vuelve obsoleto y ya no cumple la función para lo que fue propuesto.

Hablar de las diferentes teorías del átomo significa remontarnos al siglo V a. C. cuando en la antigua Grecia, cuna de la civilización, comenzaron los primeros cuestionamientos científicos que llevaron al hombre a percatarse de que en la naturaleza existen leyes que rigen el comportamiento de la materia, y que éste no obedece a mandatos o designios divinos. Fueron los filósofos griegos **Leucipo** y su discípulo **Demócrito de Abdera** quienes en aquella época sugirieron que la materia estaba compuesta por diminutas partículas indivisibles llamadas **átomos**, palabra que significa en griego *indivisible*. Ellos creían que las sustancias se podían dividir hasta cierto límite, y que este límite llegaba precisamente a los átomos, los cuales ya no se podían dividir. Esta teoría no fue muy aceptada en su tiempo, incluso filósofos de la jerarquía de Aristóteles no la aceptaron, y desde la época de los romanos, y durante más de 2000 años se consideró que toda sustancia estaba formada por la combinación de cuatro elementos: aire, fuego, tierra y agua.

El modelo atómico actual no es un producto de la casualidad. Su concepción tiene un pasado maravilloso que abordaremos a continuación, porque para entender el presente hay que conocer su historia, la cual está repleta de personajes, acontecimientos, experimentos y teorías que dieron forma a lo que hoy conocemos del átomo. El conocimiento del átomo nos ha llevado a explorar el espacio exterior, nos ha proporcionado una vida más cómoda y placentera, y nos ha permitido conocer lo más íntimo del cuerpo humano. Éste y muchos otros aspectos son los beneficios de conocer la estructura atómica y sus propiedades. Empecemos entonces a conocer esa asombrosa historia.

## El modelo atómico de Dalton

El desarrollo de la química tomó un nuevo giro a partir de las investigaciones de **Antoine Laurent Lavoisier** (1743-1794), quien realizó los primeros experimentos químicos realmente cuantitativos. Lavoisier demostró que en una reacción química la cantidad de materia es la misma al comienzo y final de la reacción. Realizando un experimento con agua, pudo determinar que su peso, antes y después de una prolongada ebullición, era el mismo. Claro que bajo condiciones controladas, como un sistema cerrado, en el que no hubiera escapes de vapor, lo que le permitía realizar cálculos con gran precisión.

A partir de éste y otros experimentos enunció su ley conocida como **ley de la conservación de la materia**, la cual establece que *la materia no se crea ni se destruye*,

Material que utilizó Lavoisier y pintura de 1788 donde es acompañado por su esposa Marie Anne.



sólo se transforma. Por ello, Lavoisier es considerado el padre de la química moderna. Posteriormente, **Joseph Louis Proust** (1754-1826), químico francés, propuso la **ley de las proporciones definidas**, también conocida como *ley de la composición constante*. Esta ley establece que *los elementos se combinan para formar compuestos, y siempre lo hacen en proporciones definidas*.



El británico John Dalton (1766-1844) creó la teoría atómica.

Una tercera ley fue postulada por el químico y físico británico **John Dalton** (1766-1844), en 1803, la cual señala que *los elementos se pueden combinar en más de una proporción, y que cada conjunto corresponde a un compuesto diferente*. Esta ley es conocida como **ley de las proporciones múltiples**. Por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno se combinan en proporciones diferentes para convertirse por un lado en agua,  $H_2O$ , y por otro lado en agua oxigenada,  $H_2O_2$ . El primero es un constituyente esencial para los seres vivos tanto en su naturaleza biológica como en las actividades humanas, mientras que el segundo compuesto se emplea como antiséptico general, oxidante, neutralizante, en la decoloración del cabello, en la limpieza de dentaduras y desinfección bucal, así como para blanquear pieles. Como verás, ambos compuestos están formados por los mismos elementos, pero el hecho de que el oxígeno se haya combinado en doble proporción hizo que se formaran dos compuestos con propiedades totalmente distintas.

Al conjunto de estas leyes se les conoce como **leyes ponderales** o *leyes de las combinaciones químicas*, puesto que rigen la proporción de la masa y el volumen en los compuestos.

Entre 1808 y 1810, John Dalton publicó su obra titulada *Un nuevo sistema de filosofía química*, en la cual establece su **teoría atómica** a partir del estudio de las propiedades físicas del aire atmosférico y de otros gases. Asimismo, Dalton incluyó en ese trabajo la masa atómica de varios elementos y compuestos conocidos. Aunque sus masas no eran muy precisas, esto constituyó una aportación importante en la clasificación de los elementos. También proporcionaba una simbología para representar a los elementos químicos y las moléculas.

Dalton estableció los siguientes postulados, que son la esencia de su teoría atómica:

- Los elementos se componen de partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.

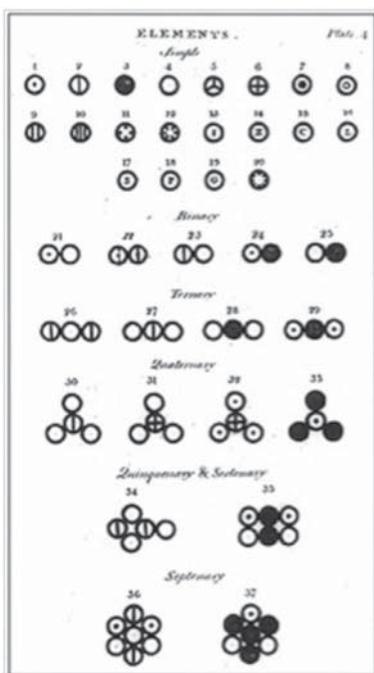


Tabla de Dalton.

- Los átomos de un mismo elemento son todos iguales entre sí en propiedades, incluida la masa; los átomos de elementos diferentes son diferentes entre sí y tienen propiedades distintas.
- Los átomos de un elemento no se crean ni se destruyen en una reacción química, sino que simplemente se reordenan.
- La formación de compuestos resulta de la combinación de dos o más átomos y siempre lo hacen en proporciones fijas de números enteros positivos.

Con su teoría atómica, Dalton hizo referencia a las leyes ponderales anteriormente descritas, y estableció una diferencia entre los compuestos formados por un solo elemento y los formados por dos o más elementos diferentes, a los que llamó **moléculas**. Esta teoría ayudó a explicar el comportamiento de la materia en diversas situaciones, conjuntamente con algunos hechos experimentales.

Ciertamente esta teoría presentaba algunas imprecisiones, pues como veremos más adelante, el átomo sí se puede dividir, y sí existen elementos iguales, pero con masa distinta; por ello, Dalton no llegó a presentar una propuesta clara de la constitución estructural del átomo.

## El modelo atómico de Thomson

Uno de los fenómenos estudiados por la física, que aportó valiosa información y tuvo diversas aplicaciones en la química debido al desarrollo de los modelos atómicos fue el fenómeno de la electricidad. En el año de 1800, **Alessandro Volta** (1745-1827), empezó a experimentar con el carácter eléctrico de la materia y descubrió que dos metales en cierta solución conectados entre sí tenían la capacidad de producir una corriente eléctrica. De esta manera, Volta descubrió la **pila** electroquímica a través de una reacción química. Un año más tarde, el físico efectuó ante Napoleón una demostración de su generador de corriente. Impresionado, el emperador francés nombró a Volta conde y senador del reino de Lombardía. Este descubrimiento fue utilizado más tarde por **Humphrey Davy** (1778-1829) para el hallazgo de elementos como el magnesio, calcio y sodio.

**Pila:** generador de corriente eléctrica a partir de la energía desprendida de una reacción química.



La pila de Volta y su creador.

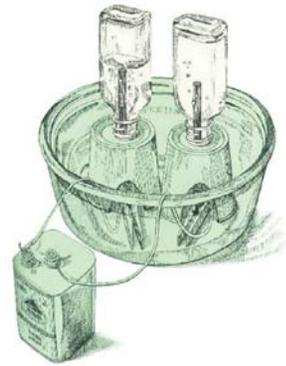


La pila de Volta sirvió como base para otros muchos descubrimientos científicos asociados con la electricidad, como el electromagnetismo, descubierto por el físico danés **Hans Christian Oersted**, o la electrólisis —descomposición química por medio de la corriente eléctrica— descubierta por Faraday. La pila de Volta ha sido el modelo para el desarrollo de las pilas utilizadas hasta nuestros días, aunque por lo general hoy se basan en una reacción entre el zinc y los cloruros.

El físico inglés **Michael Faraday** (1791-1867), descubrió que existían algunas sustancias que se podían descomponer en sus componentes elementales haciendo pasar a través de ellas una corriente eléctrica. El mismo Faraday propuso el nombre de **electrólisis** a la ruptura de moléculas por una corriente eléctrica, y llamó *electrolitos* a la solución a través de la cual fluía la corriente; *electrodos* a las varillas de metal introducidas en la solución. Al electrodo positivo lo llamó *ánodo* y al negativo *cátodo* y a las cargas en movimiento a través de la solución las llamó iones, que en griego podría traducirse como vagabundo.



Michael Faraday y el experimento de la electrólisis.



Estos fenómenos eléctricos estudiados condujeron al descubrimiento del **electrón**. Pero ¿por qué son importantes los electrones? ¿Qué características tienen que los hacen especiales? El descubrimiento de los electrones es de relevante importancia, pues muchos de los fenómenos químicos, como los enlaces entre los elementos, las reacciones de oxidación y reducción entre las sustancias, los fenómenos electroquímicos, entre muchos otros, se explican a través del comportamiento de los electrones. Veamos entonces los pasos previos a su hallazgo.

El descubrimiento de los electrones nació de estudiar el paso de la electricidad a través de los gases. Si encerramos en un tubo un gas y hacemos pasar corriente eléctrica por medio de electrodos conectados a una fuente eléctrica no observamos nada, pues los gases actúan como aislantes en condiciones naturales. Pero si generamos un vacío (disminuimos la cantidad de gas, es decir, reduciendo la presión) y se aumenta la corriente eléctrica, empezaremos a ver un hilo luminoso que pasa de un electrodo a otro y que el chocar con las paredes del recipiente produce una **fluorescencia**.

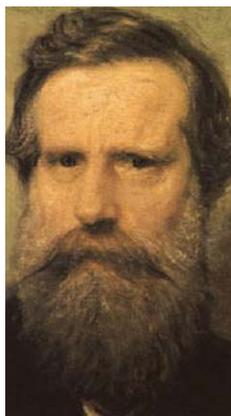
Una vez que había hecho sus estudios de electrólisis, Michael Faraday intentó provocar descargas eléctricas en un recipiente en el que había producido un vacío parcial, observando una ligera fluorescencia, pero no pudo llegar a ninguna conclusión. En el año de 1857 el alemán **Heinrich Geissler** (1814-1879) diseñó un tubo donde intensificó el vacío, que Faraday no pudo lograr, y conectando dos electrodos

**Fluorescencia:** propiedad de ciertas sustancias de absorber radiaciones de una frecuencia y reemitir radiaciones de una frecuencia menor.

Heinrich Geissler y el tubo de rayos catódicos.



metálicos, uno negativo llamado *cátodo* y el otro positivo llamado *ánodo* a una fuente eléctrica de alto voltaje, pudo observar la fluorescencia en las paredes del tubo que causaban los rayos. Observó que los rayos que se producían partían del cátodo y se transportaban hasta el ánodo, no importando el material de que estuviese hecho el cátodo, por lo que los llamó *rayos catódicos*.



William Crookes y el tubo donde experimentó los rayos catódicos.

El inglés **William Crookes** (1832-1919) mejoró el tubo de Geissler, fue el primero en sugerir la naturaleza de los rayos catódicos, y que podría tratarse de moléculas de gas cargadas eléctricamente en el cátodo, las cuales eran repelidas posteriormente por un campo eléctrico colocado en el exterior del tubo. Los rayos eran desviados por la acción del campo eléctrico, y cuando chocaban con el vidrio producían la fluorescencia.

En ese tiempo se sabía que un objeto cargado era afectado por un campo electromagnético, por lo que si los rayos catódicos presentaban carga, tendrían que ser desviados por esta fuerza. Entonces, **Joseph J. Thomson** (1856-1940) modificó el tubo de rayos catódicos, colocando dos placas cargadas eléctricamente y un campo magnético. Ajustando el voltaje de las placas con los efectos desviadores del campo magnético los rayos catódicos viajaban en línea recta hasta el ánodo sin ser desviados. Al darse una variación en el campo eléctrico Thomson pudo demostrar que los rayos sufrían una desviación hacia la placa positiva del campo eléctrico, mientras que la placa negativa lo repelía. Con esto se concluyó que los rayos catódicos eran partículas cargadas negativamente a las que posteriormente **Stoney** llamó **electrones**.



Joseph John Thomson.

Adicionalmente a esto, Thomson pudo determinar la velocidad de los electrones por una relación de cocientes entre los campos eléctricos y magnéticos al ser neutralizados, permitiendo que los rayos catódicos viajaran en línea recta. Sin embargo, una de las cosas que más atrajo su atención de esta experiencia fue que el valor obtenido de la relación carga/masa ( $e/m$ ) es siempre el mismo, independientemente del gas existente en el tubo, obteniendo un valor mil veces mayor que el

**Ion:** átomo o agrupaciones de átomos que han perdido o ganado uno o más electrones.

valor de la partícula más ligera entonces conocida, que era el ion de hidrógeno en electrólisis.

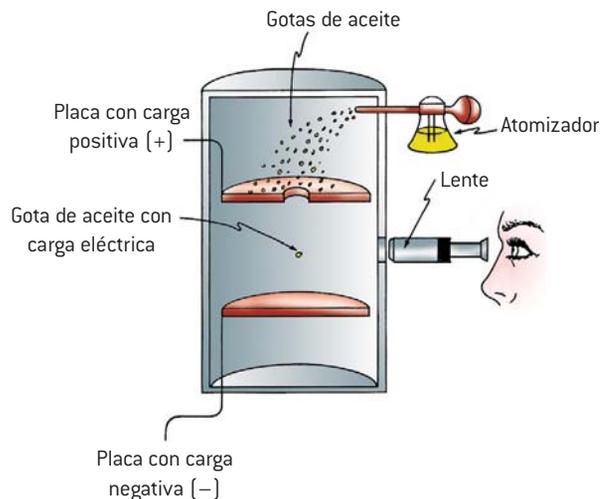
Estos resultados sugieren la existencia de partículas más pequeñas que el átomo y que son un componente universal de la materia, a las que Thomson llamó corpúsculos y que actualmente llamamos **electrones**. En otras palabras, los átomos no son las unidades indivisibles más pequeñas de la materia que habían descrito Demócrito y Dalton.

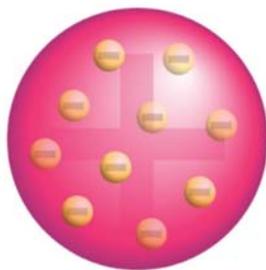
Un cálculo más preciso acerca de la carga del electrón fue llevada a cabo por el físico estadounidense **Robert Millikan** (1867-1953) en 1909, realizando un experimento (considerado uno de los más ingeniosos de su época y por el cual obtuvo el Premio Nobel). Con una cámara formada en su parte media por un juego de placas horizontales separadas a cierta distancia conectadas a una fuente eléctrica, entre esas dos placas se tienen dos orificios en donde por un lado se cuenta con un lente con escala en el ocular, por el otro, una fuente luminosa que permitirá observar el fenómeno, y en la parte superior de las dos placas colocó un atomizador que contiene aceite. Con el atomizador se rocían gotas de aceite encima de la placa superior, la cual contiene un orificio en la parte central por la que ocasionalmente pasan gotas a la placa inferior. El atomizador cumple con dos funciones importantes en este experimento; la primera es obtener gotas de aceite lo más pequeñas posible, y la segunda es que, al igual que una escuadra de plástico al frotarla adquiere propiedades eléctricas, las gotitas producidas por el atomizador adquieren también electricidad por fricción.

Al pasar alguna gota por el orificio de la placa, ésta cae con velocidad constante, sujeta a la fuerza de gravedad y a la acción del aire. En ese momento las placas no han sido activadas para generar un campo eléctrico. La masa de la gota se calcula a partir de la rapidez con la que cae por influencia de la gravedad. En un segundo momento se aplica un potencial a las placas de la cámara, estableciéndose un campo eléctrico, quedando la placa superior cargada positivamente y la inferior negativamente. Cuando el campo eléctrico era intenso, las gotas se movían hacia arriba, lo que señalaba que las gotas portaban una pequeña carga negativa. Al



Robert Millikan y su atomizador.





Representación del modelo atómico de Thomson.

ajustar el campo las gotas quedaban suspendidas entre las dos placas, dándose un equilibrio entre la fuerza de gravedad y la fuerza eléctrica.

Después de realizar muchas mediciones con las gotitas de aceite, Millikan encontró que la carga de cada gota es siempre un múltiplo de un valor único, muy pequeño, que propuso como unidad fundamental de todas las cargas eléctricas donde  $e = 1.6 \times 10^{-19}$  Coulombios. Con este valor y con la relación determinada por Thomson calculó la masa del electrón en  $9.11 \times 10^{-28}$  g, aproximadamente 1836 veces menor que la masa del átomo más ligero conocido: el hidrógeno. Con esto se deduce que el átomo no es la partícula mínima de la materia.

Ahora, si se sabía que los átomos son eléctricamente neutros debería de existir otra partícula con la misma cantidad de carga que el electrón, pero de naturaleza positiva. Este razonamiento llevó a los científicos a suponer la existencia de otras partículas a las que llamaron **protones**, lo que llevó a **Thomson** a proponer un **modelo atómico** al que llamó “modelo de budín de pasas”, también conocido como “pastel con pasas”, en donde las pasas representan a los electrones. Con este modelo se logró explicar por qué los átomos sólo podían emitir partículas negativas y no positivas.

En realidad, los **protones** fueron descubiertos antes que los electrones, sólo que se desconocía su naturaleza. Fue un físico alemán, **Eugen Goldstein** (1850-1931) quien, estudiando los rayos catódicos por medio de un tubo modificado donde se encontraban perforaciones en el cátodo, observó que los rayos se desplazaban hacia el ánodo, pero que algunos salían disparados hacia el lado contrario (ver foto). A estos rayos que atravesaban el cátodo los llamó **rayos canales**, y en 1895 **Jean Perrin** (1870-1942) demostró que los rayos canales eran partículas cargadas positivamente, ya que sufrían desviaciones hacia la placa negativa de un campo eléctrico.

Descubrimiento del protón.

Eugen Goldstein  
Rayos canales -  
descubrimiento del  
protón 1886

1. Los electrones chocan contra las moléculas de gas e este tubo de rayos catódicos con cátodo perforado.

2. Las moléculas adquieren carga positiva y son atraídas hacia el cátodo perforado, cargado negativamente.

3. Algunas partículas positivas pasan través de las perforaciones y forman un haz o haz o “rayo”. Igual que los rayos catódicos, los rayos positivos (o “rayos canales”) son desviados por los campos eléctricos y magnéticos, pero mucho menos que los rayos catódicos es una campo de valor dado, porque las partículas positivas son mucho más pesadas que los electrones.

Ánodo +

Moléculas de gas

Electrón

Ion positivo

Cátodo con huecos (disco perforado)

El electrón choca contra una molécula de gas.

La molécula de gas se divide en un ion positivo [1] y un electrón [2].

Los electrones continúan desplazándose hacia la izquierda; el ion positivo se desvía hacia la derecha.

## El modelo atómico de Rutherford

Hasta el momento, ya conocemos la existencia de dos partículas que forman al átomo, los electrones y los protones, pero ¿cómo se relacionan entre sí? ¿Tienen

**Radiactividad:** propiedad que tienen algunos isótopos de desintegrarse espontáneamente emitiendo radiaciones  $\alpha$ ,  $\beta$ , y  $\gamma$ .

alguna ubicación específica en el átomo? ¿Hasta dónde conocemos su participación en las propiedades de la materia?

Para tratar de responder a estas preguntas indagaremos más acerca de la estructura del átomo, hasta llegar a lo más íntimo de su composición, que es el **núcleo**. El conocimiento del núcleo del átomo comenzó con el descubrimiento de la **radiactividad**, en 1895, con el hallazgo de los **rayos X**.

Wilhelm Konrad Röntgen y los tubos de rayos catódicos con los que descubrió los rayos X.



Antoine Henri Becquerel y sus placas fotográficas veladas.

Poco antes de iniciar el siglo xx, el 8 de noviembre de 1895, **Wilhelm Konrad Röntgen** (1845-1923), un físico alemán, se encontraba trabajando con diversas sustancias usando el tubo de rayos catódicos, cuando descubrió una nueva clase de rayos. Cubrió el tubo con cartón y obscureció el laboratorio para poder observar mejor la nueva clase de rayos; después de unos segundos observó que el cartón empezó a irradiar una luz intensa. Accidentalmente interpuso su mano entre el tubo y el cartón y pudo ver su mano reflejada en el cartón. Röntgen no tuvo idea de la naturaleza de los rayos que acababa de descubrir y los llamó *rayos X* los cuales tienen la capacidad de traspasar el papel, la madera y la carne, provocando la impresión de placas fotográficas. Este acontecimiento fortuito marcó una nueva era en la historia del hombre.

Los rayos X vinieron a revolucionar la medicina, ya en un principio tuvimos la oportunidad de conocer las fracturas de huesos, y posteriormente la detección de tumores y otros padecimientos. En la actualidad, también son utilizados en los aeropuertos para detectar la presencia de armas en los equipajes. Su descubrimiento ha beneficiado a la humanidad, y lo más curioso es que Röntgen jamás quiso patentar su hallazgo, señalando que las aportaciones a la humanidad no deberían ser hipotecadas por patentes, licencias o contratos. Al final de sus días murió sin un duro (moneda de la época) en la bolsa. Que ironía, ¿no crees?

Poco después de que Röntgen anunció el descubrimiento de los rayos X, **Antoine Henri Becquerel** (1852-1908), físico francés, comenzó a indagar si algunos otros elementos tenían la capacidad de emitir rayos X de manera espontánea. Con ese propósito, utilizó placas fotográficas envueltas en papel negro, poniéndolas en presencia de una sustancia cristalina llamada pechblenda, un mineral que contiene uranio, exponiéndolas al sol para ver si su luz velaba las placas a través de la cubierta protectora. Y, efectivamente, cuando desenvolvía las placas éstas se encon-



Los esposos Curie, Marie y Pierre, son considerados los descubridores de la radiactividad.

traban veladas. Por fortuna, los siguientes días no hubo sol en París y guardó las placas envueltas en un cajón con las sales de uranio encima de ellas. Cuando sacó las placas, éstas ya estaban veladas aun en ausencia de sol, lo que explicaba que las sales de uranio emitían una radiación de naturaleza desconocida. De esta manera tan fortuita se descubrió la **radiactividad**, nombre que fue dado por el matrimonio **Marie Sklodowska** (1867-1934) de origen polaco (mejor conocida como **Madame Curie**) y **Pierre Curie** (1859-1906) originario de Francia, quienes empezaron a estudiar el raro fenómeno que había descubierto Becquerel.

Estudiaron diversos materiales y demostraron que la radiactividad no era resultado de una reacción química, sino una propiedad elemental del átomo, y que este fenómeno era característico del núcleo atómico. En junio de 1898 lograron aislar un elemento 400 veces más activo que el uranio, al que bautizaron con el nombre de *polonio*, en honor a la patria de Marie.

Meses más tarde, en diciembre del mismo año, aislaron otro elemento aún más activo que el uranio y el polonio, al que llamaron *radio*. Pierre probó el radio sobre su piel, resultando con una quemadura y una herida; pronto el radio serviría para tratar tumores malignos. En 1903 recibieron el Premio Nobel de Física, junto con Becquerel por el descubrimiento de la radiactividad, y posteriormente Marie Curie recibiría el Nobel de Química, en 1911.

## AVERIGUA



Las aplicaciones que tienen el uranio, el polonio y el radio en la vida cotidiana.

### Partículas alfa ( $\alpha$ ):

núcleo de un átomo de helio, formado por dos neutrones y dos protones, emitidos por ciertos núcleos radiactivos.

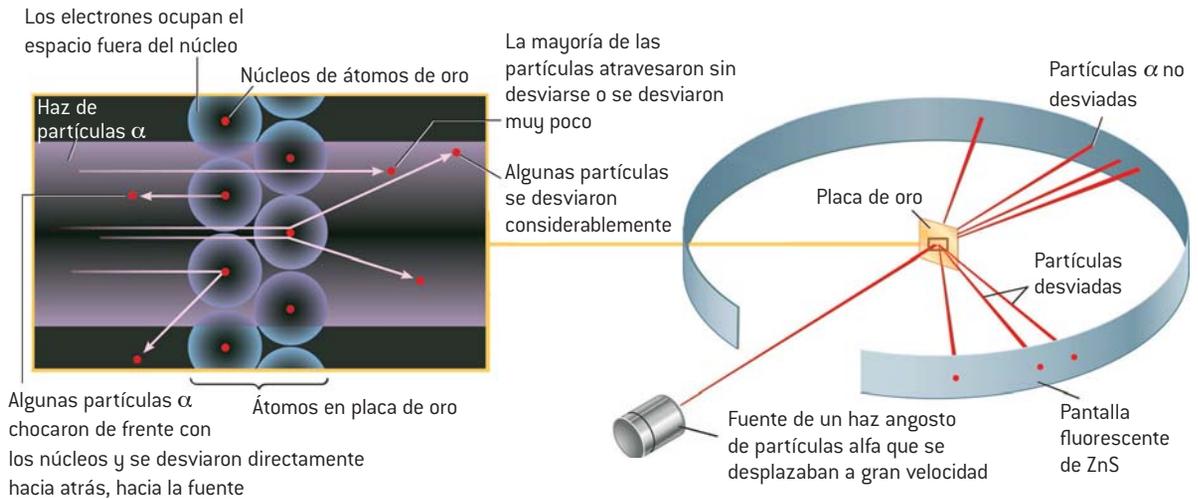


Ernest Rutherford.

Los avances en el estudio de la radiactividad continuaron con **Ernest Rutherford** (1871-1937) que en 1898 comenzó a estudiar las propiedades de los rayos de Becquerel, descubriendo que existían al menos dos tipos de radiaciones, una que era fácilmente absorbida a la que llamó radiaciones alfa, y la otra de naturaleza más penetrante, llamándola radiaciones beta. Fue en 1914 que él mismo descubrió una tercera radiación llamada rayos gama, aún más penetrante que las dos anteriores.

Rutherford descubrió que los rayos alfa podían ser desviados por un campo magnético con mucha mayor fuerza que las partículas beta pero en dirección opuesta, lo que significaba que las **partículas alfa** tenían una carga positiva contraria al electrón, pudiendo determinar con esto la relación carga/masa, como lo hiciera Thomson con el electrón.

En 1911, Ernest Rutherford y sus colaboradores, **Geiger** y **Marsden**, realizaron un experimento que consistió en bombardear con partículas alfa una finísima lámina de oro con el fin de explorar el interior del átomo. Para esto colocaron detrás de la lámina de oro una pantalla fluorescente de sulfuro de zinc, con la finalidad de recoger los impactos de las partículas alfa. Los resultados que obtuvieron fueron reveladores, ya que la mayoría de las partículas atravesaron la lámina sin desviar-



Experimento de Rutherford para determinar la estructura del átomo. (*derecha*). Un haz de partículas  $\alpha$  con carga positiva se dirigió hacia una placa de oro delgada y se empleó una pantalla luminiscente recubierta con sulfuro de zinc [ZnS] para detectar las partículas que la atravesaron. La mayoría de las partículas atravesó la placa de oro, pero algunas se desviaron en su trayectoria; inclusive, algunas de ellas se desviaron totalmente hacia atrás (*izquierda*). Interpretación de los resultados experimentales.

#### Partículas beta ( $\beta$ ):

electrón o positrón emitido durante la desintegración de un átomo.

se, y sólo una pequeñísima parte sufrió una desviación en pequeños ángulos, pero unas cuantas fueron disparadas hacia ángulos grandes, de hasta  $180^\circ$ . Estos hechos hicieron suponer a Rutherford que las partículas desviadas habían chocado con algo muy denso y que ocupa un espacio muy pequeño en comparación con todo el tamaño del átomo. Esta parte pequeña fue llamada **núcleo**.

A partir de estos resultados, Rutherford postuló lo siguiente:

- Casi toda la masa del átomo está concentrada en el núcleo y éste es extraordinariamente pequeño. Lo que conlleva a señalar que el átomo es en gran parte espacio vacío.
- Alrededor del núcleo se encuentran cargas eléctricas negativas con una masa insignificante, pero que sin embargo ocupan casi todo el volumen del átomo.

El modelo de Rutherford propone la existencia de dos cargas, los protones, ubicados en el núcleo del átomo y que concentran casi toda la masa, y los electrones, ubicados alrededor del núcleo ocupando el mayor volumen del átomo.

Pero, todavía faltaba una pieza en el rompecabezas para tener completa la estructura del átomo, ya que ciertos hechos experimentales demostraban que hacía falta algo más que protones y electrones.



## Actividad 2

1. Establece la relación existente entre las leyes ponderales. Ejemplifícalas.
2. Enuncia los postulados de la teoría atómica de Dalton.

3. Señala las imprecisiones que presenta la teoría atómica de Dalton.
4. De qué manera contribuyeron Volta, Davy y Faraday al descubrimiento del electrón.
5. Explica la manera tan ingeniosa de medir la carga y masa del electrón.
6. Marca dónde se encuentran aplicados los tubos de descarga en la actualidad.
7. El conocimiento de la radiación nos llevó a descubrir el núcleo del átomo, ¿de qué manera se logró este descubrimiento?
8. ¿Qué importancia tiene el descubrimiento de los rayos X en la actualidad?
9. ¿Cuáles son las aplicaciones actuales de los descubrimientos hechos por Becquerel y los Curie?
10. Realiza un resumen de las dos preguntas anteriores y compártelo con tus compañeros, para llegar a conclusiones más precisas de los descubrimientos de la radiactividad.

## Modelo atómico de James Chadwick

En 1930 **Bother** y **Becker**, físicos alemanes, informaron que habían liberado del núcleo una misteriosa radiación bombardeando átomos de berilio con partículas alfa. Dos años después, los físicos Frédéric e Irene Joliot-Curie (hija de Pierre y Madame Curie) emplearon esta radiación ahora para bombardear parafina, expulsando protones de la misma, lo que indicaba que eran de naturaleza muy penetrante.

James Chadwick propuso que la radiación descubierta por Bother y Becker estaba formada por partículas. Para determinar su tamaño bombardeó átomos de boro con ellas, y calculó que la partícula añadida al boro tenía una masa más o menos igual a la del protón. Sin embargo, no se podía detectar su carga, por lo que Chadwick sugirió que no poseía carga eléctrica. Cabe mencionar que debido a su fuerza eléctrica las partículas cargadas interactúan con las de otros átomos a lo largo de su trayectoria dentro de un material, por lo que pierden energía rápidamente; cosa que no sucedía con la partícula estudiada por Chadwick. Esta nueva partícula fue llamada **neutrón** por su carencia de carga eléctrica. Los neutrones se encuentran en el núcleo junto con los protones.

Finalmente hemos estudiado las tres partículas elementales que forman al átomo, y a partir de aquí podemos definir tres propiedades que las caracterizan:

## Número atómico, número de masa y masa atómica

El **número atómico** se define como: *el número de protones que tiene un átomo* y se simboliza con la letra *Z*. Recuerda que si el átomo es eléctricamente neutro,

el número de protones es igual al número de electrones. Para cada elemento su número atómico es único, por lo que si, por ejemplo, un átomo tiene 8 protones, nos estaríamos refiriendo al Oxígeno, pero si tiene 7 protones estaríamos hablando del Nitrógeno.

$$Z = \text{Número Atómico} = \text{Número de Protones}$$

Por otra parte, si consideramos que la masa de cualquier partícula que forma el átomo es extremadamente pequeña, en el orden de  $1.67 \times 10^{-24}$  g para los protones y neutrones y de  $9.110 \times 10^{-28}$  g para los electrones, resultaría muy complicado llevar a cabo mediciones de forma práctica. Por ello, los científicos crearon una medida que fuera de utilidad para fines prácticos llamada **uma (unidades de masa atómica)**. Tomando en cuenta que la masa de un protón o neutrón es 1836 veces más grande que la de un electrón, se le asignó el valor de 1 uma tanto al protón como al neutrón y de 0 uma al electrón. Pensemos por un instante que tienes una masa de 60 kilogramos y que te tocara hacerla de electrón; entonces, al que le tocara hacerla de protón o neutrón tendría una masa de 110 160 kilogramos, algo así como 45 autos medianos juntos. ¿No crees que los 60 kg sean insignificantes ante más de 11 toneladas?

| Masa      |                            |               |       |                      |
|-----------|----------------------------|---------------|-------|----------------------|
| Partícula | Gramos                     | Masa relativa | Carga | Símbolo              |
| Electrón  | $9.109382 \times 10^{-28}$ | 0.0005485799  | -1    | ${}^0_{-1}e$ o $e^-$ |
| Protón    | $1.672622 \times 10^{-24}$ | 1.007276      | +1    | ${}^1_1p$ o $p^+$    |
| Neutrón   | $1.674927 \times 10^{-24}$ | 1.008665      | 0     | ${}^1_0n$ o $n^0$    |

El **número de masa** se define como: *la suma de protones y neutrones que tiene un átomo*, designándosele mediante la letra A como símbolo.

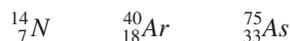
$$\text{Número de Masa} = \text{Protones} + \text{Neutrones}$$

$$A = P + N$$

La representación de los distintos átomos puede tomar la siguiente forma



Por ejemplo:



Puesto que el número de protones y electrones es el mismo en un átomo y está representado por Z, el único que llega a variar es el número de neutrones, el cual se puede obtener despejando N de la fórmula  $A = P + N$  por lo que tendríamos:

$$N = A - P$$

Tomando los ejemplos de los elementos anteriores tendríamos:

| ${}^{14}_7\text{N}$ |   | uma |           |
|---------------------|---|-----|-----------|
| Protones            | 7 | 1   | 7         |
| Neutrones           | 7 | 1   | 7         |
| Electrones          | 7 | 0   | 0         |
|                     |   |     | 40<br>uma |

| ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ |    | uma |           |
|-------------------------|----|-----|-----------|
| Protones                | 18 | 1   | 18        |
| Neutrones               | 22 | 1   | 22        |
| Electrones              | 18 | 0   | 0         |
|                         |    |     | 40<br>uma |

| ${}^{75}_{33}\text{As}$ |    | uma |           |
|-------------------------|----|-----|-----------|
| Protones                | 33 | 1   | 33        |
| Neutrones               | 42 | 1   | 42        |
| Electrones              | 33 | 0   | 0         |
|                         |    |     | 75<br>uma |

Al observar los ejemplos se puede constatar que en el primer caso tenemos el mismo número de protones, electrones y neutrones, pero en los siguientes el número de neutrones es el que varía en relación con las otras dos partículas.

La **masa atómica** se define como: *la masa promedio de los átomos de un elemento en relación con la masa del átomo de carbono-12 tomada como 12 uma exactamente*. La masa exacta de un átomo no es un número entero, como sucede en el número de masa, excepto el carbono-12 por definición. Por ejemplo, la masa exacta del As con 42 neutrones es 74.9216 uma, ligeramente inferior a su número de masa.

En realidad, los isótopos son los responsables de que la masa de los elementos químicos en la tabla periódica no sea un número entero, ya que la masa que se presenta en la tabla es una resultante de promediar las masas de los diferentes isótopos existentes de un mismo elemento.

## Isótopos y sus aplicaciones

Un caso muy especial es aquel en el que existen *elementos con el mismo número atómico pero diferente número de masa*. A estos elementos se les llama **isótopos**,

y podríamos mencionar como ejemplo, entre muchos otros al hidrógeno. El más abundante no contiene neutrones  ${}^1_1\text{H}$ , el isótopo del hidrógeno conocido como *deuterio* contiene un neutrón  ${}^2_1\text{H}$  y otro isótopo denominado *tritio* contiene dos neutrones  ${}^3_1\text{H}$ . Todos ellos se encuentran en la naturaleza, sólo que los dos últimos se hallan en menor abundancia, de ahí que los datos de los elementos que aparecen en la tabla periódica (que veremos más adelante) pertenecen a los de mayor abundancia.

Poco después del descubrimiento de la radiactividad se encontró que existían elementos con propiedades químicas idénticas pero propiedades radiactivas diferentes, por lo que fueron llamados *radioisótopos*.



## Actividad 3

1. Define los siguientes términos:

- Número atómico
- Masa atómica
- Número de masa
- Isótopo

2. Completa la siguiente tabla:

| Elemento | Z  | A   | Protones | Neutrones | Electrones |
|----------|----|-----|----------|-----------|------------|
| Cl       | 17 | 35  |          |           |            |
| Mg       |    | 24  | 12       |           |            |
| Co       |    |     | 17       | 59        |            |
| Mo       |    |     |          | 54        | 42         |
| Bi       |    | 209 |          | 126       |            |



## Química cotidiana

### Usos de isótopos radiactivos

La primera utilización de los isótopos radiactivos con fines experimentales se realizó en Austria, en 1913, justamente diez años después de la adjudicación del Premio Nobel a Henry Becquerel y Marie Curie por el descubrimiento de la radiactividad. Fue el físico George Charles de Hevery quien utilizó un isótopo de plomo (Pb-210) para estudiar la solubilidad del sulfato y cromato de plomo.

Con el invento del ciclotrón, a principios de la década de los años 30 de siglo xx y el posterior desarrollo de los reactores nucleares en la década de los años 50 dio inicio la fabricación industrial de isótopos radiactivos.

Las aplicaciones de los isótopos radiactivos son múltiples y abarcan distintos campos como la industria, la medicina y la investigación.

En cualquiera de estos campos se utilizan los isótopos para múltiples funciones tales como: medición de caudales, prospecciones mineras, control de contaminación de aguas, elaboración de radiofármacos, estudios y análisis citológicos, investigación bioquímica, radiodiagnóstico, tratamiento del cáncer, y muchos otros.

Todas estas aplicaciones son muy provechosas para la humanidad, pero como cualquier otra actividad generan residuos, que es necesario tratar y gestionar para preservar al hombre y al medio ambiente de las acciones perniciosas de las radiaciones.

Desde finales de la década de los años 40, se produjo una expansión en el empleo pacífico de diversos tipos de isótopos radiactivos en diversas áreas del quehacer científico y productivo del hombre.

Estas áreas se pueden clasificar en:

### **Agricultura y alimentación**

#### **a) Control de plagas**

Se sabe que algunos insectos pueden ser muy perjudiciales tanto para la calidad y productividad de cierto tipo de cosechas, como para la salud humana. En muchas regiones del planeta aún se les combate con la ayuda de gran variedad de productos químicos, muchos de ellos cuestionados o prohibidos por los efectos nocivos que producen en el organismo humano. Sin embargo, mediante la tecnología nuclear es posible aplicar la llamada "Técnica de los Insectos Estériles (TIE)", que consiste en suministrar altas emisiones de **radiación ionizante** a un cierto grupo de insectos machos mantenidos en laboratorio. Luego, estos machos estériles se dejan en libertad para facilitar su apareamiento con los insectos hembra. No se produce, por ende, la necesaria descendencia. De este modo, luego de sucesivas y rigurosas repeticiones del proceso, es posible controlar y disminuir su población en una determinada región geográfica.

#### **b) Mutaciones**

La irradiación aplicada a semillas, después de importantes y rigurosos estudios, permite cambiar la información genética de ciertas variedades de plantas y vegetales de consumo humano. El objetivo de esta técnica es la obtención de nuevas variedades de especies con características particulares que permitan el aumento de su resistencia y productividad.

#### **c) Conservación de alimentos**

En el mundo mueren cada año miles de personas como producto del hambre, por lo que existe una gran preocupación por procurar un adecuado almacenamiento y sustento de los alimentos. Las radiaciones son utilizadas en muchos países para aumentar el periodo de conservación de muchos alimentos. Es importante señalar que la técnica de irradiación no genera efectos secundarios en la salud humana, siendo capaz de reducir en forma considerable el número de organismos y microorganismos patógenos presentes en variados alimentos de consumo masivo.

### **Medicina**

#### **a) Medicina nuclear**

El uso de radiaciones y de radioisótopos como agentes terapéuticos y de diagnóstico se ha extendido con gran rapidez en medicina.

En el diagnóstico se utilizan radiofármacos para diversos estudios de:

- tiroides
- hígado
- riñón
- metabolismo
- circulación sanguínea
- corazón
- pulmón
- tractos gastrointestinales

Por medio de las técnicas nucleares se puede combatir ciertos tipos de cáncer en la terapia médica. Con frecuencia se utilizan tratamientos con base en irradiaciones con rayos gamma provenientes de fuentes de cobalto-60, así como esferas internas radiactivas y agujas e hilos de cobalto radiactivo. Combinando el tratamiento con una adecuada y prematura detección del cáncer, se obtienen terapias con resultados exitosos.

### **b) Radioinmunoanálisis**

Se trata de un método y procedimiento de gran sensibilidad utilizado para realizar mediciones de hormonas, enzimas, virus de la hepatitis, ciertas proteínas del suero, fármacos y variadas sustancias. El procedimiento consiste en tomar muestras de sangre del paciente, a las que posteriormente se añadirá algún radioisótopo específico, el cual permite obtener mediciones de gran precisión respecto a hormonas y otras sustancias de interés.

### **c) Radiofármacos**

En este rubro se administra al paciente un cierto tipo de fármaco radiactivo que permite estudiar, mediante imágenes bidimensionales (centelleografía) o tridimensionales (tomografía), el estado de diversos órganos del cuerpo humano.

De este modo se puede examinar el funcionamiento de la tiroides, el pulmón, el hígado y el riñón, así como el volumen y circulación sanguíneos. También, se utilizan radiofármacos como el cromo-51 para la exploración del bazo, el selenio-75 para el estudio del páncreas y el cobalto-57 para el diagnóstico de la anemia.

### **Medio ambiente**

En esta área se utilizan técnicas nucleares para la detección y análisis de diversos contaminantes del medio ambiente. La técnica más conocida recibe el nombre de Análisis por Activación Neutrónica, basada en los trabajos desarrollados en 1936 por el científico húngaro J. G. Hevesy, Premio Nobel de Química en 1944. La técnica consiste en irradiar una muestra para de obtener *a posteriori* los espectros gamma que ella emite, y finalmente procesar la información ya computarizada. La información espectral identifica los elementos presentes en la muestra y las concentraciones de los mismos.

Se han podido aplicar una serie de estudios a diversos problemas de contaminación, como las causadas por el bióxido de azufre, las descargas gaseosas a nivel del suelo, en derrames de petróleo, en los desechos agrícolas, en aguas contaminadas y en el esmog generado por las ciudades.

## **Industria e investigación**

### **a) Trazadores**

En este ámbito se elaboran sustancias radiactivas que son introducidas en un determinado proceso. Luego se detecta la trayectoria de la sustancia gracias a su emisión radiactiva, lo que permite investigar diversas variables propias del proceso. Entre otras, se puede determinar caudales de fluidos, filtraciones, velocidades en tuberías, dinámica del transporte de materiales, cambios de fase de líquido a gas, velocidad de desgaste de materiales, etcétera.

### **b) Instrumentación**

Se han elaborado instrumentos radioisotópicos que permiten realizar mediciones sin contacto físico directo. Se utilizan indicadores de nivel, de espesor, o bien de densidad.

### **c) Imágenes**

Es posible obtener imágenes de la estructura interna de algunas piezas utilizando radiografías basadas en rayos gamma, o bien por medio del flujo de neutrones. Estas imágenes reciben el nombre de gammagrafía y neutrografía respectivamente, y son de gran utilidad en la industria como método inocuo de control de calidad. Aplicando estos métodos se puede comprobar la calidad en soldaduras estructurales, en piezas metálicas fundidas, en piezas cerámicas, en el análisis de humedad en materiales de construcción, etcétera.

### **d) Datación**

Para determinar la edad en formaciones geológicas y arqueológicas se emplean técnicas isotópicas. Una de las técnicas utiliza el carbono-14, que consiste en determinar la cantidad de dicho isótopo contenida en un cuerpo orgánico. La radiactividad existente debida a la presencia de carbono-14, disminuye a la mitad cada 5 730 años, por lo tanto, al medir con precisión su actividad se puede inferir la edad de la muestra.

### **e) Investigación**

Utilizando haces de neutrones generados por reactores, es posible llevar a cabo diversas investigaciones en el campo de las ciencias de los materiales. Por ejemplo, se puede obtener información de estructuras cristalinas, defectos en sólidos, estudios de monocristales, distribuciones y concentraciones de elementos livianos en función de la profundidad en sólidos, etcétera.

En el ámbito de la biología, la introducción de compuestos radiactivos marcados ha permitido observar las actividades biológicas hasta en sus más mínimos detalles, dando un gran impulso a los trabajos de carácter genético.

Dentro de la gran cantidad de usos que se le puede dar a la radiactividad, los mencionados anteriormente resultan ser una forma correcta de usarlos para beneficio y ayuda de la humanidad, pero es de todos bien sabido que con estos elementos o reacciones también se pueden crear artificios en perjuicio de la humanidad misma.

## AVERIGUA

Las características de los positrones.

## Modelo atómico actual

Después de describir algunas características de los átomos en el apartado anterior, hagamos el planteamiento del modelo atómico actual, pero para ello es necesario considerar nuevas aportaciones de los científicos y las dificultades que presenta el modelo atómico de Rutherford.

El **modelo de Rutherford** suponía que los electrones se encontraban girando alrededor del núcleo como los planetas alrededor del sol y los electrones no caían en el núcleo, ya que la fuerza de atracción electrostática era contrarrestada por la tendencia del electrón a seguir girando. Sin embargo, cierta información contradecía lo anterior, ya que de acuerdo con las leyes del **electromagnetismo**, *un electrón o todo objeto eléctricamente cargado que es acelerado o cuya relación lineal es modificada, emite o absorbe radiación electromagnética*. Si el electrón que describía Rutherford modificaba su dirección, ya que seguía una trayectoria circular, debería emitir radiación electromagnética, causándole una disminución de su energía y, en consecuencia, debería describir una trayectoria espiral hasta chocar con el núcleo.

Pero, ¿qué es una radiación? Las radiaciones son emisiones de un cuerpo, ya sea de energía asociada a ondas electromagnéticas, o bien a partículas materiales. A su vez, las ondas electromagnéticas son producto de las cargas eléctricas en movimiento, y son ejemplo de esto la luz, las microondas, los rayos X y la televisión, entre otras, y colectivamente reciben el nombre de radiaciones electromagnéticas.

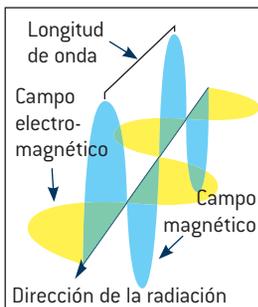
Para que un cuerpo emita radiaciones, como por ejemplo los metales, tendríamos que administrarle energía, la cual absorbería el metal y en el transcurso de este proceso iríamos sintiendo primeramente ondas de calor, posteriormente lo veríamos al rojo vivo, y finalmente veríamos una luz blanca. Si esta luz blanca la hacemos pasar por un prisma al igual que luz solar, veríamos que se descompone en colores semejanando los del arco iris.

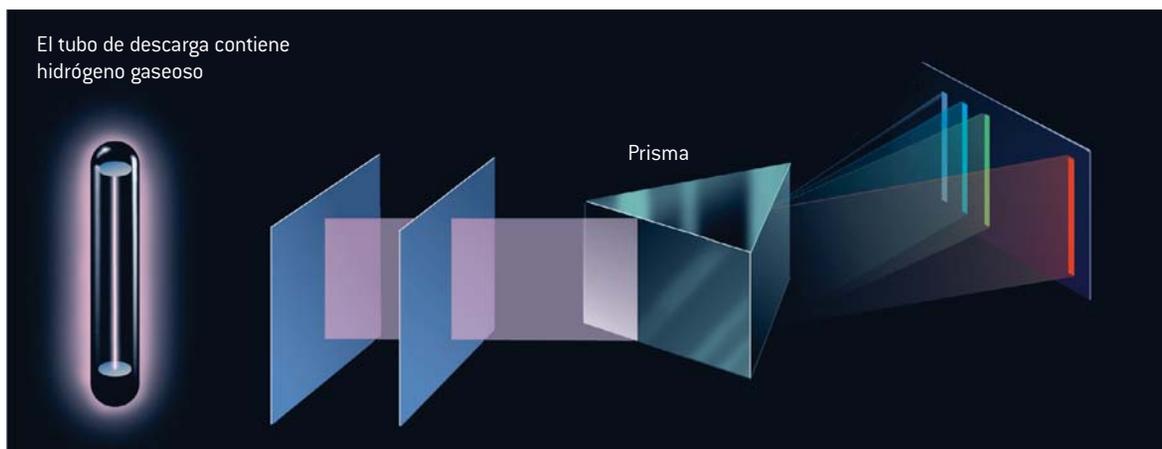
Los distintos colores que podemos ver no son más que **longitudes de onda**. Estas ondas electromagnéticas se propagan a través del espacio mediante la vibración de un campo eléctrico y uno magnético, caracterizados por sus distintas longitudes de onda. Así, por ejemplo, el color amarillo se produce por sales de sodio, el verde por sales de bario, y el rojo por sales de estroncio.

Cuando hacemos pasar la luz de un tubo de descarga que contenga un gas por un prisma, veremos algunas líneas de colores de ciertas longitudes de onda de luz impresas en una placa fotográfica. A este patrón de líneas se le conoce como espectro de emisión de luz. En realidad, cada elemento tiene un espectro de líneas característico que lo distingue de los demás. Es algo así como la “huella digital” en los seres humanos, donde no hay dos exactamente iguales.

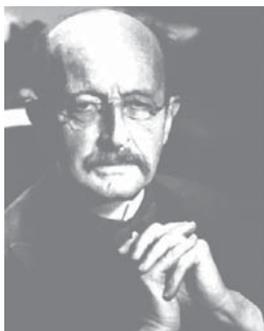
**Electromagnetismo:**  
parte de la electricidad que estudia la relación entre los campos eléctrico y magnético.

**Longitud de onda:**  
distancia mínima entre dos puntos que tienen el mismo estado de vibración en una onda periódica.





El espectro de emisión de líneas de hidrógeno. La luz emitida se hace pasar por una serie de rendijas para crear un haz de luz angosto, que después se separa en las longitudes de onda componentes mediante un prisma. Puede emplearse una placa fotográfica o fotocelda para detectar las longitudes de onda separadas como líneas individuales. De ahí se deriva el nombre "espectro de líneas" para la luz emitida por el gas incandescente.



Max Planck, Premio Nobel de Física en 1922.

En 1900 **Max Planck** (1858-1947), físico alemán, expuso una hipótesis para interpretar cómo los cuerpos captaban o emitían radiaciones electromagnéticas. Supuso que cuando se calentaba un cuerpo sus átomos vibraban, dando lugar a radiaciones electromagnéticas, y supuso también que estas vibraciones estaban **cuantizadas**, es decir, que sólo se permiten ciertas vibraciones. Para ello propuso una ecuación en la que introdujo un valor  $h$  llamado constante de Planck.

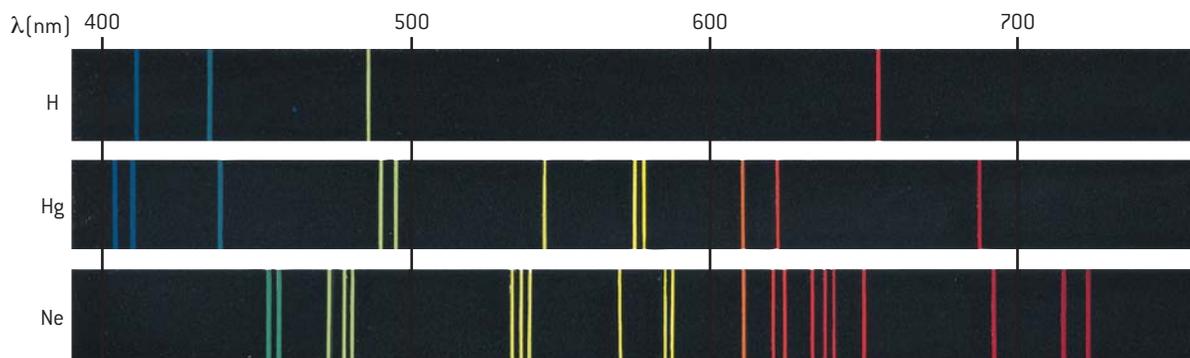
$$E = h\nu$$

$E$  = Energía

$h$  = Constante de Planck ( $6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ )

$\nu$  = Frecuencia

En otros términos, esta ecuación nos indica que los átomos sólo pueden absorber o emitir ciertos valores permitidos de energía, y que los fenómenos subatómicos son de naturaleza discontinua debido a que se presentan líneas separadas entre sí por espacios oscuros.



Espectros de emisión de líneas de hidrógeno, el mercurio y el neón. Los átomos gaseosos excitados producen espectros característicos que permiten identificar a cada elemento y determinar en qué cantidad está presente en una muestra.



Niels Bohr científico danés explicó los espectros atómicos.

## Los modelos de Bohr-Sommerfeld y los números cuánticos ( $n, l, m$ )

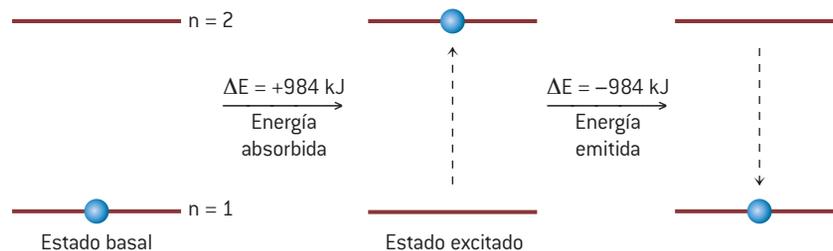
A partir de los estudios de Max Planck de la cuantización de la energía, **Niels Bohr** (1885-1962), físico danés, propuso una explicación a los espectros discontinuos de emisión de luz de los elementos gaseosos como el hidrógeno, a través de la formulación de un nuevo modelo de la estructura atómica que superaba las dificultades del átomo de Rutherford. El modelo implicaba los siguientes postulados:

- Los electrones giran en órbitas estacionarias sin emitir energía. Cada órbita tiene una energía fija y definida.
- Cuando al átomo se le suministra energía, los electrones brincan de una órbita de menor nivel a una de mayor nivel de energía, absorbiendo dicha energía.
- El electrón excitado se halla en un estado inestable y desciende a un nivel inferior, emitiendo una radiación cuya energía será igual a la diferencia de la que tienen entre los dos niveles.

El modelo de Bohr es análogo al de Rutherford, pero consigue salvar la inestabilidad del electrón de Rutherford recurriendo a la noción de cuantificación. Bohr señalaba que en condiciones normales los electrones de un átomo se encuentran en los niveles de más baja energía, pero cuando éste recibe cierta cantidad de energía, brinca de una **órbita** de menor a mayor nivel absorbiendo dicha energía. A esta situación se le conoce como **estado excitado**. Cuando el electrón regresa a su órbita estacionaria emite la energía absorbida, y a esta etapa se le conoce como **estado basal**. Bohr argumentaba que no se puede perder energía continuamente, sino en cuantos o paquetes de energía (de acuerdo con la teoría de Planck) equivalentes a la diferencia de energía entre las órbitas posibles. A partir de este modelo Bohr propuso la existencia de niveles de energía donde se encuentran los electrones, a lo que llamó posteriormente **número cuántico principal** simbolizándolo con la letra  $n$  y tomando valores de  $n = 1, 2, 3, \dots$

**Órbita:** recorrido de un cuerpo alrededor de otro que lo atrae.

Absorción de energía en el átomo conforme el electrón se desplaza en un estado excitado. Cuando el electrón se desplaza del estado  $n = 1$  al estado  $n = 2$  ( $\alpha E > 0$ ), se absorbe energía. Cuando el electrón regresa al estado  $n = 1$ , procedente de  $n = 2$  ( $\alpha E < 0$ ), emite energía.



Fue a partir de las series del hidrógeno, de las frecuencias de las distintas radiaciones emitidas, de donde Bohr dedujo los niveles de energía correspondientes a las órbitas permitidas a la par con su discontinuidad. Sin embargo, al aplicar esta distribución de los niveles energéticos a otros elementos no correspondían los cálculos teóricos con los experimentales de los espectros que eran mucho más

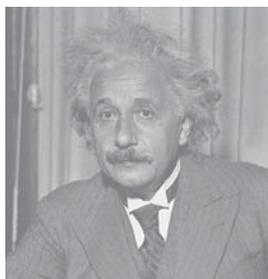
complejos. Incluso el mismo átomo de hidrógeno con espectroscopios más precisos producía líneas que con el modelo de Bohr no se podían explicar.

El perfeccionamiento del espectroscopio permitió más precisión en las observaciones experimentales, y de ahí **Sommerfeld** propuso que las líneas más juntas que se observaban en el espectro del hidrógeno al someterlo a un campo magnético, podían deberse a la presencia de órbitas elípticas además de las circulares. Sommerfeld planteó un **número cuántico  $l$**  que determinaba un número mayor de órbitas por donde podía girar el electrón. De igual manera surgió otro **número cuántico  $m$**  el cual podía describir la orientación de los orbitales en un campo magnético, ya que cuando se obtiene el espectro de un átomo dentro de un campo magnético se observa un desdoblamiento de líneas más juntas y éste desaparece al desaparecer el campo magnético (lo cual observó Sommerfeld). A este fenómeno se le llamó **Efecto Zeeman**.

Una contribución importantísima en el conocimiento del átomo fue el estudio de la naturaleza de la luz. Desde tiempos antiguos los griegos ya habían observado algunos fenómenos asociados con la luz, como la propagación rectilínea, la **reflexión** y la **refracción**. En el siglo XVIII **Newton** propuso que la luz está compuesta por partículas luminosas, puesto que señalaba que la reflexión se debe al rebote de los corpúsculos sobre la superficie reflectora. En esa misma época **Huygens** propuso que la luz es una onda, ya que sostenía que la refracción es un fenómeno típico de las ondas. En la actualidad, aceptamos que la luz se comporta como **onda** y como **partícula**, por lo que presenta una **dualidad**.

**Reflexión:** fenómeno por el cual un rayo de luz que incide sobre una superficie es reflejado.

**Refracción:** cambio en la dirección de propagación de una radiación electromagnética al pasar de un medio material a otro con velocidad de propagación diferente.

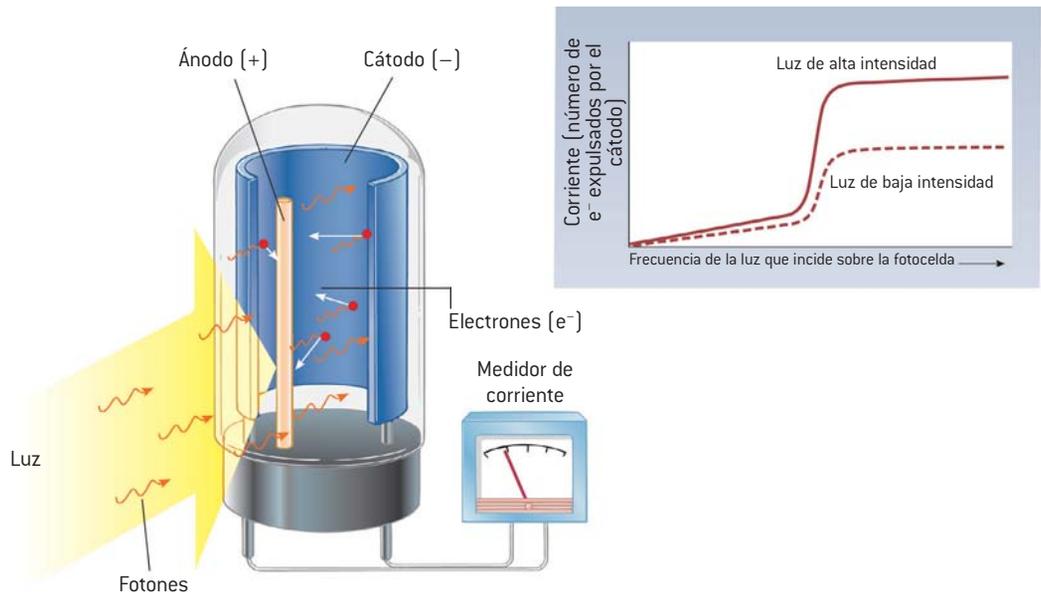


Albert Einstein Premio Nobel de Física en 1921.



Louis de Broglie reconoció que las partículas atómicas tienen propiedades ondulatorias.

- **La luz como onda.** En el siglo XIX se pudo medir la velocidad de la luz en diferentes medios, como el aire y el agua, observando que ésta disminuía al pasar de un medio a otro, sólo que aún no se explicaba su propagación en el vacío. En 1860, **Maxwell** presentó su teoría electromagnética, la cual predecía la existencia de ondas electromagnéticas que se propagaban a la misma velocidad de la luz, argumentando que la luz y otras ondas como las de radio consistían en un mismo fenómeno que sólo se diferenciaban por su frecuencia.
- **La luz como partícula.** En 1887 **Hertz** demostraba la teoría de Maxwell y observó un nuevo fenómeno llamado **efecto fotoeléctrico** el cual sólo puede explicarse por medio de un modelo de partículas para la luz. **Albert Einstein** (1879-1955) introdujo la idea del cuanto de luz, basándose en la teoría de Max Planck; que en esencia consiste en considerar que la luz está formada por **fotones** (partículas) que pueden tener diferente energía, dependiendo de su frecuencia, de tal forma que la radiación de frecuencia elevada (como los rayos ultravioleta, rayos X o los rayos gamma) está compuesta por fotones de alta energía. La idea de los fotones explicaba un fenómeno llamado **efecto fotoeléctrico**, que consiste en que los electrones de la superficie de algún metal se desprenden cuando se hace incidir luz sobre ellos. Se descubrió que estos electrones tenían una energía que nunca superaba una cantidad máxima. Si se usaba una luz más intensa se excitaban más electrones, pero no se aumentaba su energía.



Absorción de energía en el átomo conforme el electrón se desplaza a un estado excitado. Cuando el electrón se desplaza del estado  $n = 1$  al estado  $n = 2$  ( $\alpha \mathcal{E} > 0$ ), se absorbe energía. Cuando el electrón regresa al estado  $n = 1$ , procedente de  $n = 2$  ( $\alpha \mathcal{E} < 0$ ), emite energía.

**Fotón:** cantidad indivisible de energía que interviene en los procesos de emisión y absorción de la radiación electromagnética.

Finalmente, se concluyó que los electrones sólo absorbían un cuanto de energía, o lo que es lo mismo un fotón.

Todas estas aportaciones apoyaban las observaciones realizadas en los espectros de emisión de luz de los átomos, y hasta 1924 **Louis de Broglie** (1892-1987) estableció finalmente la dualidad onda-partícula de la luz. Según De Broglie, el fotón puede ser considerado como una partícula que parte del cuerpo luminoso y que en su rápido movimiento origina una onda electromagnética, convirtiéndose así en una partícula-onda.

A partir del comportamiento dual de la luz, podemos enunciar un principio llamado “**principio de incertidumbre**” postulado por **Werner Heisenberg** (1901-1976) según el cual *no puede ser conocida con exactitud y simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón.*

En el caso de que pudiéramos “ver” un electrón para medir su velocidad habría que iluminarlo. Ahora bien, el fotón que iluminara a ese electrón modificaría su velocidad, por lo tanto, no podríamos medir su velocidad, y si no lo ilumináramos conoceríamos su velocidad, pero no su posición.

Fue a partir de la dualidad de Louis de Broglie y del principio de incertidumbre de Werner Heisenberg que surge la mecánica cuántica para explicar los fenómenos de posición, velocidad y orbital donde se encuentra el electrón, y en 1926 el austriaco **Erwin Schrödinger** (1887-1961)



Werner Heisenberg, Premio Nobel de Física en 1932.



Erwin Schrödinger, Premio Nobel en 1933.

**Orbital:** función de las coordenadas de un electrón que es la solución de la ecuación de onda en el campo de fuerza de un átomo.

desarrolla una ecuación, llamada **función de onda**  $\Psi$ , donde considera al electrón como una onda asociada a los orbitales propuestos por Bohr, señalando la probabilidad de encontrar al electrón en una u otra situación. Esta ecuación sitúa al electrón en un espacio tridimensional en el plano cartesiano, de donde se desprenden tres números cuánticos,  $n$ ,  $l$  y  $m$  que establecen el estado espacio-energía del electrón. Existe otro número cuántico que no depende de los tres anteriores, llamado spin  $s$  que depende de su momento angular (giro del electrón) y no orbital.

$$-\frac{h^2}{8\pi^2m} \left( \frac{\delta^2\varphi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2\varphi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2\varphi}{\delta z^2} \right) = E\varphi$$

## Números cuánticos

La situación de los electrones, su nivel de energía y otras características se expresan mediante los números cuánticos. Cada electrón dentro de un átomo puede ser identificado por cuatro números cuánticos.

- **Número cuántico principal  $n$ .** Este número cuántico determina la energía del electrón. Es una medida del tamaño del orbital y puede tomar valores de  $n = 1, 2, 3, \dots (n + 1)$

|     |   |   |   |   |   |   |   |
|-----|---|---|---|---|---|---|---|
| $n$ | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|     | K | L | M | N | O | P | Q |

- **Número cuántico secundario o azimutal  $l$ .** Está relacionado con la forma de la órbita donde gira el electrón. Sus valores dependen de  $n$  y puede tomar valores de  $l = 0, 1, 2, 3, \dots (n - 1)$ . Los valores de  $l$  se relacionan con **subcapas** o **subniveles** llamadas *s* (*sharp*: líneas nítidas pero de poca intensidad), *p* (*principal*: líneas intensas), *d* (*diffuse*: líneas difusas) y *f* (*fundamental*: líneas frecuentes en muchos espectros). Estos nombres están relacionados con la terminología que se emplea en la espectroscopia y la letra empleada no es más que la primera de cada nombre.

| Cuando $n =$ | $l = n - 1$ | Orbital |
|--------------|-------------|---------|
| 1            | $1 - 1 = 0$ | s       |
| 2            | $2 - 1 = 1$ | p       |
| 3            | $3 - 1 = 2$ | d       |
| 4            | $4 - 1 = 3$ | f       |

| $n$        | 1  | 2  | 3  |    |    | 4  |    |    |    |    |
|------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| $l$        | 0  | 0  | 1  | 0  | 1  | 2  | 0  | 1  | 2  | 3  |
| subniveles | 1s | 2s | 2p | 3s | 3p | 3d | 4s | 4s | 4d | 4f |

- **Número cuántico magnético  $m$ .** Determina la orientación de la nube electrónica en el espacio cuando se somete el átomo a un campo magnético. Puede tomar valores dependiendo de  $l$  que van desde  $-l$  hasta  $+l$  pasando por cero,  $m = 2l + 1$ .

| Cuando $l =$ | $m = 2l + 1$   | Valores               |
|--------------|----------------|-----------------------|
| 0            | $2(0) + 1 = 1$ | 0                     |
| 1            | $2(1) + 1 = 3$ | -1, 0, +1             |
| 2            | $2(2) + 1 = 5$ | -2, -1, 0, +1, +2     |
| 3            | $2(2) + 1 = 7$ | -3, -2, 0, +1, +2, +3 |

| Números cuánticos |     |     | Subniveles |
|-------------------|-----|-----|------------|
| $n$               | $l$ | $m$ |            |
| 1                 | 0   | 0   | 1s         |
| 2                 | 0   | 0   | 2s         |
|                   | 1   | 1   | 2p         |
|                   |     | 0   |            |
| -1                |     |     |            |
| 3                 | 0   | 0   | 3s         |
|                   | 1   | 1   | 3p         |
|                   |     | 0   |            |
|                   |     | -1  |            |
|                   | 2   | 2   | 3d         |
|                   |     | 1   |            |
|                   |     | 0   |            |
| -1                |     |     |            |
| -2                |     |     |            |
| 4                 | 0   | 0   | 4s         |
|                   | 1   | 1   | 4p         |
|                   |     | 0   |            |
|                   |     | -1  |            |
|                   | 2   | 2   | 4d         |
|                   |     | 1   |            |
|                   |     | 0   |            |
|                   |     | -1  |            |
|                   |     | -2  |            |
|                   | 3   | 3   | 4f         |
|                   |     | 2   |            |
|                   |     | 1   |            |
|                   |     | 0   |            |
| -1                |     |     |            |
| -2                |     |     |            |
| -3                |     |     |            |

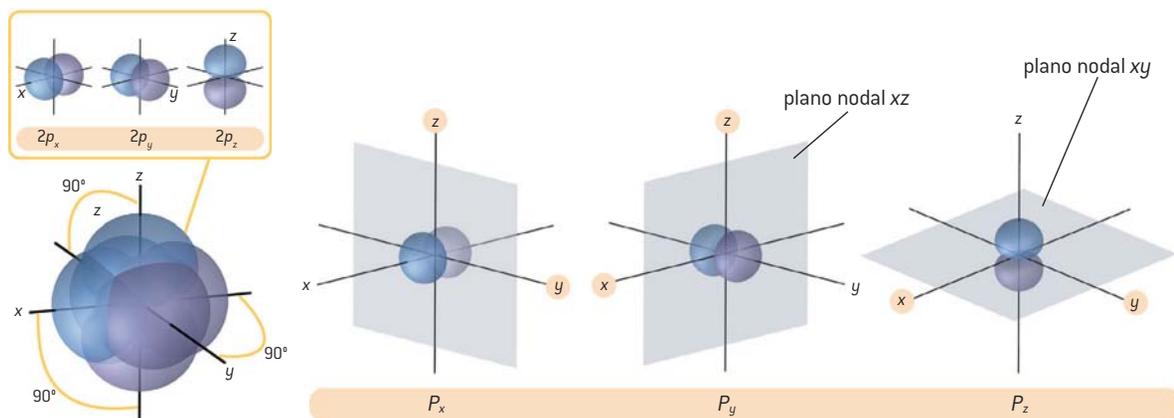
Combinaciones permitidas de los números cuánticos.

- **Número cuántico del spin  $m_s$  o  $s$ .** Hace referencia al momento angular de giro del electrón, el cual puede ser en el sentido de las manecillas del reloj o en sentido contrario, y puede tomar valores de  $+\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ . Se acostumbra representar a los dos estados de spin de un electrón mediante flechas verticales y de sentidos opuestos ( $\uparrow\downarrow$ ) y se refieren al sentido positivo ( $\uparrow$ ) o negativo ( $\downarrow$ ).

## Orbitales atómicos

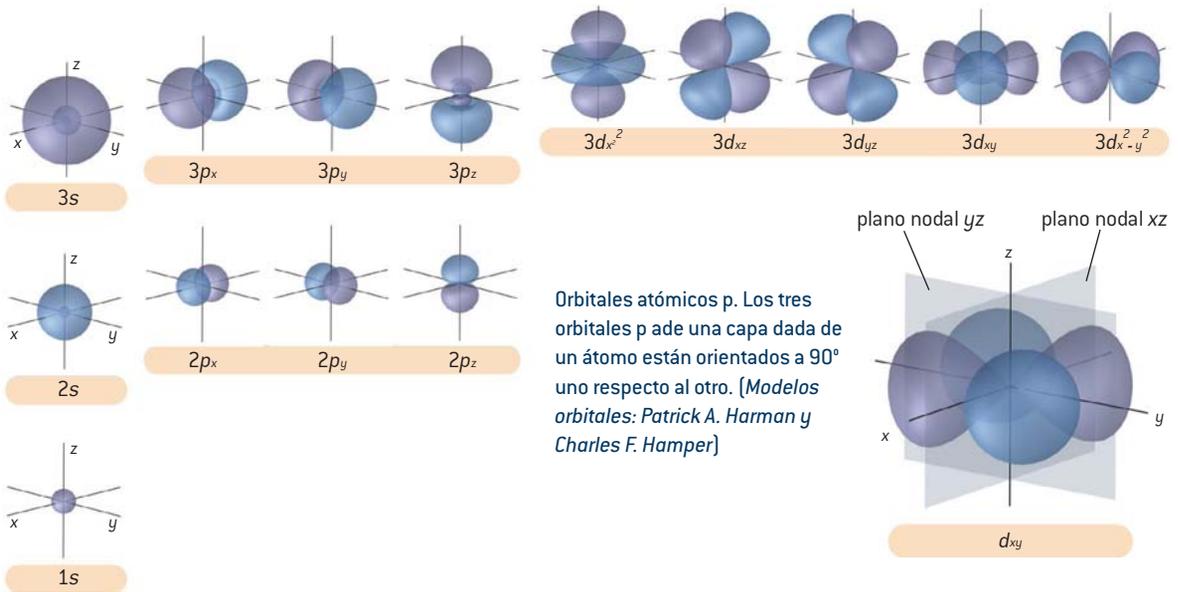
Como resultado de la aplicación de la teoría cuántica surge la probabilidad de predecir la ubicación del electrón en un punto determinado del espacio con relación al núcleo. El resultado de la ecuación de Schrödinger nos permite determinar el movimiento del electrón, y por lo tanto sus posibles orbitales. El volumen en el espacio donde es probable encontrar un electrón con determinada energía se llama orbital. Cada uno de los diferentes tipos de orbitales posee una forma distinta.

- **Orbitales s.** La forma de este orbital es esférica y se presenta cuando  $l = 0$ ; su tamaño aumenta al aumentar el número cuántico  $n$ .
- **Orbitales p.** Tienen la forma de dos lóbulos situados en lados opuestos al núcleo y con un nodo, el cual es un plano imaginario que divide al núcleo a la mitad. Hay tres tipos de orbitales p ( $l = 1, m = -1, 0, 1$ ) que difieren en su orientación. Los orbitales p del nivel  $n$  se denominan  $np_x, np_y$  y  $np_z$  de acuerdo a los tres posibles valores de  $m$ . Los orbitales, al igual que los s, aumentan al aumentar el número cuántico  $n$ .



Orbitales atómicos. Diagramas de superficies limitantes para las densidades electrónicas de los orbitales 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, y 3d, de un átomo de hidrógeno. Para los orbitales p, la letra subíndice en la notación del orbital [x, y, z] indica el eje cartesiano a lo largo del cual se encuentra orientado dicho orbital.

- **Orbitales d.** Presentan la forma de lóbulos, pero con una distribución más compleja. Existen cinco tipos de orbitales d ( $l = 2, m = -2, -1, 0, 1, 2$ ) que son  $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$  de acuerdo a los cinco valores posibles de  $m$ .



Superficies nodales en los orbitales  $p$  y  $d$ . a) Los tres orbitales  $p$  tienen cada uno una superficie nodal ( $l = 1$ ). b) El orbital  $d_{xy}$ . Los cinco orbitales  $d$  tienen dos superficies nodales ( $l = 2$ ). En este caso, las superficies nodales se encuentran sobre los planos  $xz$  y  $yz$ , de modo que las regiones de densidad electrónica se encuentran sobre el plano  $xy$  y entre los ejes  $x$  y  $y$ . [Modelos de orbitales: Patrick A. Harman y Charles F. Hamper]

- **Orbitales f.** Su forma es más compleja aún que los orbitales  $d$ . Su aspecto es multilobular y presenta siete diferentes arreglos en el espacio ( $l = 3$ ,  $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ ) conforme a los siete valores posibles de  $m$ , sus arreglos serían

$$f_z^3, f_{xz^2}, f_{yz^2}, f_{xyz}, f_z(x^2 - y^2), f_x(x^2 - 3y^2), f_y(3x^2 - y^2)$$

Como en un orbital atómico los valores de  $n$ ,  $l$  y  $m$  están determinados, sólo podrán contener electrones que difieran en el valor de  $s$ , ya que el número cuántico de spin sólo puede tomar dos valores  $+\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ , un orbital atómico podrá estar ocupado a lo sumo por dos electrones que tengan valores de  $s$  opuestos ( $\uparrow\downarrow$ ).

## Reglas para elaborar las configuraciones electrónicas

La forma en que están distribuidos los electrones de un átomo entre los distintos orbitales se denomina *configuración electrónica*. Con la configuración electrónica se pretende predecir la distribución de los electrones en un átomo polielectrónico o con múltiples electrones. Para ello debemos de considerar las siguientes reglas o principios.

- **Principio de “Building-Up” o de Aufbau.** El cual establece que en un átomo polielectrónico los distintos electrones van ocupando los orbitales en orden creciente de energía, es decir, primero ocupan los de menor energía y sucesivamente todos los demás. También es conocido como *principio de construcción*.

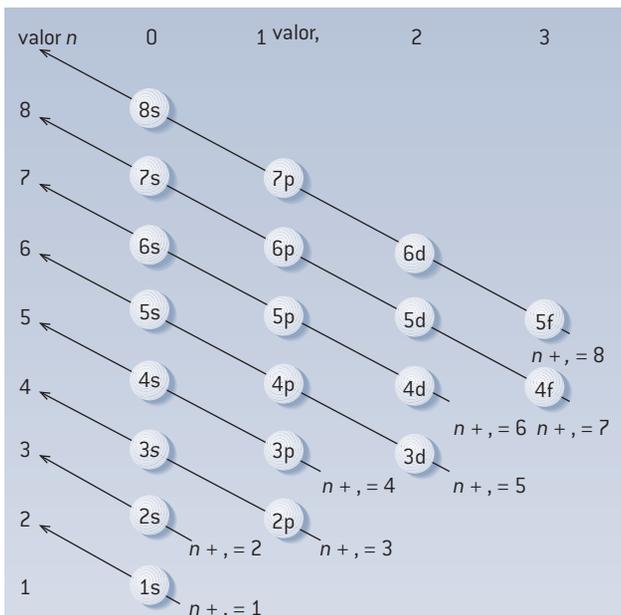
**TABLA 1** NÚMERO DE ELECTRONES ACOMODADOS EN LAS CAPAS Y SUBCAPAS ELECTRÓNICAS  $n = 1$  a 6

| Capa electrónica ( $n$ ) | Subcapas disponibles | Orbitales disponibles ( $2l + 1$ ) | Número de electrones posibles en la subcapa [ $2(2l + 1)$ ] | Máximo de electrones posibles $n$ -ésima capa ( $2n^2$ ) |
|--------------------------|----------------------|------------------------------------|---|--|
| 1                        | s                    | 1                                  | 2   | 2  |
| 2                        | s                    | 1                                  | 2   | 8  |
|                          | p                    | 3                                  | 6   |  |
| 3                        | s                    | 1                                  | 2   | 18   |
|                          | p                    | 3                                  | 6   |  |
|                          | d                    | 5                                  | 10  |  |
| Capa electrónica ( $n$ ) | Subcapas disponibles | Orbitales disponibles ( $2l + 1$ ) | Número de electrones posibles en la subcapa [ $2(2l + 1)$ ] | Máximo de electrones posibles $n$ -ésima capa ( $2n^2$ ) |
| 4                        | s                    | 1                                  | 2   | 32   |
|                          | p                    | 3                                  | 6   |  |
|                          | d                    | 5                                  | 10  |  |
|                          | f                    | 7                                  | 14  |  |
| 5                        | s                    | 1                                  | 2   | 50   |
|                          | p                    | 3                                  | 6   |  |
|                          | d                    | 5                                  | 10  |  |
|                          | f                    | 7                                  | 14  |  |
|                          | g*                   | 9                                  | 18  |  |
| 6                        | s                    | 1                                  | 2   | 72   |
|                          | p                    | 3                                  | 6   |  |
|                          | d                    | 5                                  | 10  |  |
|                          | f*                   | 7                                  | 14  |  |
|                          | g*                   | 9                                  | 18  |  |
|                          | h*                   | 11                                 | 22  |  |

\*Estos orbitales no se emplean en el estado basal de ningún elemento conocido.

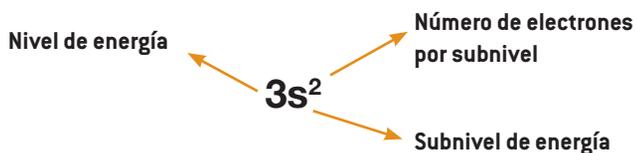
- **Principio de exclusión de Pauli.** Señala que no es posible que un determinado orbital esté ocupado por más de dos electrones, lo que nos lleva a que dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.
- **Regla de Hund.** Establece que cuando varios electrones ocupan orbitales con más de un subnivel, lo hacen, en lo posible, ocupando orbitales diferentes, y con los spines desapareados o paralelos.

**Orden de llenado de las subcapas.** Las subcapas de los átomos se llenan por orden creciente de  $n + l$ . Cuando dos subcapas tienen el mismo valor de  $n + l$  se llena primero la subcapa de  $n$  más baja. Para utilizar el diagrama comienza en 1s y sigue las flechas de aumento de  $n + l$ . (Por tanto, el orden de llenado es  $1s \Rightarrow 2s \Rightarrow 2p \Rightarrow 3s \Rightarrow 3p \Rightarrow 4s \Rightarrow 4p \Rightarrow 3d$ , y así sucesivamente.)



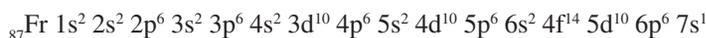
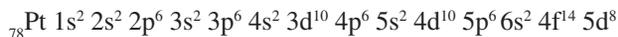
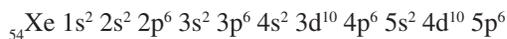
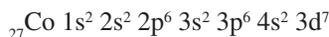
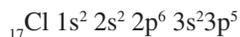
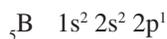
De acuerdo con la tabla anterior, podemos señalar que cada subnivel de energía soporta un máximo de electrones dado de la siguiente manera:

|                      |                      |                       |                       |
|----------------------|----------------------|-----------------------|-----------------------|
| <b>s<sup>2</sup></b> | <b>p<sup>6</sup></b> | <b>d<sup>10</sup></b> | <b>f<sup>14</sup></b> |
|----------------------|----------------------|-----------------------|-----------------------|

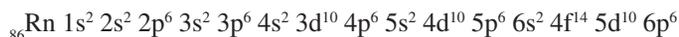
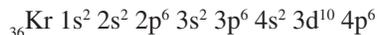
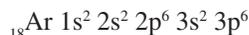
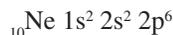


El orden de llenado de las subcapas o subniveles de energía de los átomos van en orden creciente, como marcan las flechas de la tablas de la configuración electrónica (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, y así sucesivamente).

Ejemplos:



Configuración electrónica de los gases nobles:

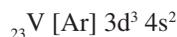


Observa que en los gases nobles todos los subniveles de energía se encuentran llenos con el máximo número de electrones permitidos, por lo que se les denomina “configuración interna de gas noble” y se representan entre corchetes [He], [Ne], [Ar], [Kr], [Xe], y [Rn]. Así que para escribir la configuración electrónica de cualquier otro elemento se puede emplear la “configuración electrónica abreviada interna de gas noble” de la siguiente manera:

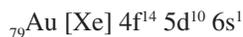
Consideremos por ejemplo al fósforo (P) con número atómico de 15, el cual se encuentra después del Neón (Ne); podemos escribir su configuración electrónica de la siguiente forma:



Por el contrario, si hablamos del vanadio (V) con número atómico de 23 y que se encuentra después del Argón (Ar) podemos escribir su configuración electrónica así:



Otro ejemplo sería el oro (Au) con número atómico de 79 y que se encuentra después del Xenón (Xe):



Cuando aplicamos la **Regla de Hund** debemos emplear una notación llamada caja de orbitales, en la que podamos distinguir claramente la distribución de los electrones en los diferentes orbitales.

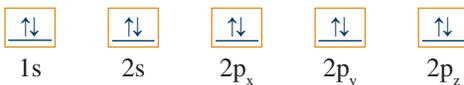
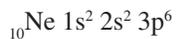
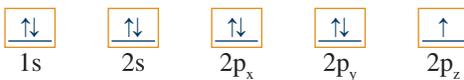
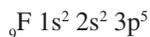
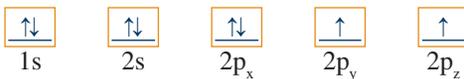
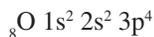
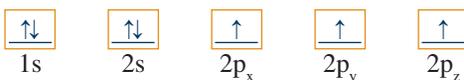
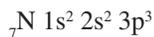
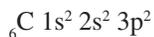
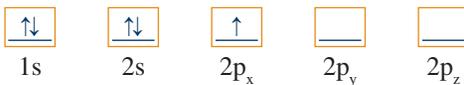
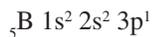
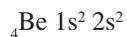
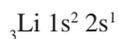
Ejemplo:



1s



1s



Otro diagrama de caja para los elementos del Ca al Zn sería:

|     |                                     | <b>3d</b> | <b>4s</b> |
|-----|-------------------------------------|-----------|-----------|
| Ca  | [Ar]As <sup>2</sup>                 | □ □ □ □ □ | ↑↓        |
| SA  | [Ar]3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup> | ↑ □ □ □ □ | ↑↓        |
| Ti  | [Ar]3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup> | ↑ ↑ □ □ □ | ↑↓        |
| V   | [Ar]3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup> | ↑ ↑ ↑ □ □ | ↑↓        |
| Cr* | [Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup> | ↑ ↑ ↑ ↑ ↑ | ↑         |

|     |                                      | 3d             | 4s |
|-----|--------------------------------------|----------------|----|
| Mn  | [Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>  | ↑ ↑ ↑ ↑ ↑      | ↑↓ |
| Fe  | [Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>  | ↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑     | ↑↓ |
| Co  | [Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>  | ↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑    | ↑↓ |
| Ni  | [Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>  | ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑   | ↑↓ |
| Cu* | [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> | ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ | ↑  |
| Zn  | [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> | ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ | ↑↓ |

\*Estas configuraciones no siguen la regla " $n + 1$ ".



## Actividad 4

- Define con tus propias palabras el "cuanto" de energía.
- ¿En qué momento se puede hablar de un estado basal y un estado excitado?
- Enuncia los postulados de la teoría atómica de Bohr.
- ¿Cuáles fueron las aportaciones de Sommerfeld al modelo de Bohr?
- El estudio de la luz fue fundamental en la comprensión del comportamiento del átomo. ¿Qué aportaciones hicieron Maxwell y Einstein al estudio de dicho fenómeno?
- Fue a partir del comportamiento dual de la luz que se estableció el principio de incertidumbre, el cual señala que:
- La ecuación de función de onda de Schrödinger establece que:
- ¿Qué estableció la configuración electrónica?
- Define cada uno de los números cuánticos y señala los valores posibles que pueden tomar.

$n$

$l$

$m$

$s$

10. Señala las características de los orbitales s, p, d, y f así como el número de orbitales donde gira el electrón.

11. Desarrolla la configuración electrónica de los siguientes elementos:

Sodio

Nitrógeno

Germanio

Cromo

Antimonio

Bario

Platino



## Cierre de bloque

1. Reúnete en equipos de 2 a 4 compañeros y elaboren una línea del tiempo referente al desarrollo del modelo atómico. Consideren cada uno de los eventos que se tocan en el bloque. Si no recuerdan cómo elaborar una línea de tiempo, al final se muestran algunos ejemplos de otras áreas de conocimiento.
2. A partir de la línea de tiempo que desarrollaste, construye un cuadro sinóptico con las aportaciones hechas por los personajes que contribuyeron al conocimiento del átomo. Anexa la importancia del descubrimiento en tu vida diaria.
3. Investiga los avances de la ciencia en México en el periodo comprendido de 1800 a 1945.
4. En grupo de tres integrantes diseñen un modelo atómico (el que ustedes elijan), empleando diversos materiales y realicen una exposición con el resto de sus compañeros.
5. Representa la configuración electrónica de los siguientes átomos y su diagrama energético.
  - a) Li
  - b) C
  - c) Mg
  - d) Cl
  - e) Cr
  - f) Ni

- g) Ge
- h) Ag
- i) Sb
- j) Ba

6. Investiga las aplicaciones de los siguientes isótopos radiactivos y reflexiona sobre sus aplicaciones en las actividades humanas.

- a) Carbono – 11
- b) Carbono – 14
- c) Cobalto – 60
- d) Plomo – 212
- e) Yodo – 131



## Actividad experimental

### Modelos atómicos

#### Problema:

- ¿Es posible conocer de manera directa la estructura atómica?
- ¿Cuál es el propósito de un modelo?

#### Objetivo:

Los estudiantes harán propuestas sobre los contenidos de una caja negra y relacionarán la experiencia con el desarrollo de los modelos atómicos.

#### Procedimiento:

A. Estudiantes:

1. Integrar equipos como lo indique el profesor.
2. Forrar una caja de color negro y entregarla al profesor.



B. Profesor:

1. Introducir en la caja diversos materiales sólidos, como por ejemplo: tuerca, goma, canica, tapa, etc. Los materiales deben moverse libremente.
2. Atravesar la caja a lo largo con una varilla de hierro o aluminio, de tal forma que no toque con ninguna pared superior o inferior.
3. Tapar y sellar la caja.



C. Estudiantes:

1. Realizar diversos movimientos con la caja, de tal forma que se pueda sentir y escuchar su contenido.
2. Hacer una descripción de las características y propiedades de los materiales que se encuentran en la caja.

#### Material, reactivos y equipo:

- 1 caja de cartón (preferentemente de zapatos o similar).
- 1 varilla de hierro o aluminio  $\frac{1}{4}$  de pulgada aproximadamente.
- Diversos materiales sólidos.
- Papel de color negro en cantidad suficiente para forrar la caja.

#### Reporte del experimento:

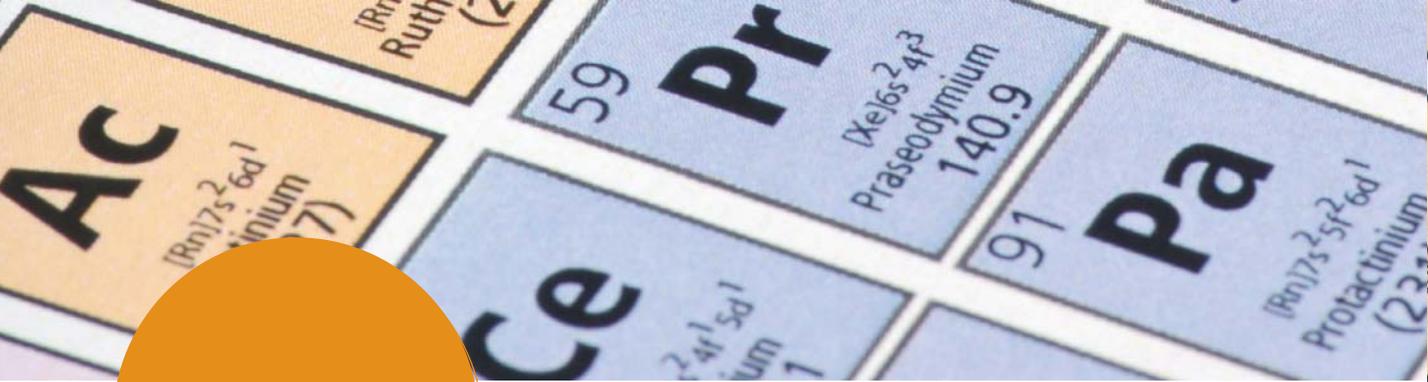
- A. Proponer una descripción de los contenidos de la caja negra.
- B. Comparar el contenido real con la propuesta descrita y sacar conclusiones.

#### Análisis:

Escribe en tu cuaderno una conclusión de lo que observaste en la experiencia. ¿Qué relación guarda la caja negra con los modelos atómicos?

#### Investigación:

- Expresa de manera general ¿qué es un modelo?
- ¿Qué finalidad tiene un modelo?
- ¿Qué utilidad tiene un modelo atómico?
- Investiga los planteamientos de dos modelos atómicos y la forma en que fueron establecidos.



# BLOQUE IV

## Interpreta la tabla periódica

### Unidad de competencia

Explica las propiedades y características de los grupos de elementos, considerando su ubicación en la tabla periódica, y promueve el manejo sustentable de los recursos minerales del país.

### Atributos de las competencias genéricas que se desarrollan en este bloque:

- 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas.
- 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.
- 5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
- 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.
- 5.6 Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información.
- 6.1 Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo a su relevancia y confiabilidad.
- 6.3 Reconoce los propios prejuicios, modifica sus propios puntos de vista al conocer nuevas evidencias e integra nuevos conocimientos y perspectivas al acervo con el que cuenta.
- 7.1 Define metas y da seguimiento a sus procesos de construcción de conocimientos.
- 8.2 Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.
- 8.3 Asume una actitud constructiva, congruente con los conocimientos y habilidades con los que cuenta dentro de distintos equipos de trabajo.



### Este bloque sirve para que:

- Identifique las propuestas y personajes más relevantes relacionados con el desarrollo de la tabla periódica.
- Relacione la información que brinda la configuración electrónica con la ubicación de los elementos en la tabla periódica y algunas de sus propiedades.
- Clasifique los elementos de la tabla periódica en grupos, periodos y bloques s, p, d y f.
- Relacione las propiedades periódicas (electronegatividad, energía de ionización, afinidad electrónica, radio y volumen atómico) con respecto a la ubicación de los elementos en la tabla.
- Establezca las diferencias entre metales, no metales y metaloides y los ubique en la tabla periódica.
- Expresé cuáles metales, no metales o minerales participan significativamente en las actividades económicas del país, en su vida cotidiana y en el desempeño de los seres orgánicos.

### Con el aprendizaje y la práctica estarás en condiciones de:

- Promover el uso racional de los recursos minerales.
- Reconocer problemas comunitarios relacionados con la explotación, tanto racional como irracional de recursos minerales.
- Promover el cuidado ambiental con relación al uso racional de elementos químicos de relevancia económica.



# EXAMINA TUS CONOCIMIENTOS IV

Presta atención a las siguientes imágenes:

|   |   |
|---|---|
|    |     |
|    |     |
|    |    |
|  |  |
|  |  |
|  |   |

Aparentemente no existe ninguna relación entre los objetos que se muestran, sin embargo, si los observas con detenimiento podrías encontrar ciertas características que comparten entre algunos de ellos que los diferencia de los demás. El ejercicio consiste en ordenar estos objetos de acuerdo a un criterio que tú mismo inventes pero que presente coherencia en su clasificación. Puedes moverlas, juntarlas, separarlas agruparlas, hacer todo lo que consideres para clasificarlas.

Te recomiendo que posteriormente te reúnas con tus compañeros para compartir criterios de clasificación y retroalimentar el ejercicio, con la finalidad de llegar a una clasificación con más elementos que les permita generalizar y tener una agrupación de objetos que cumplan con condiciones precisas de ordenamiento.



## Actividad 1

Después de haberte reunido con tus compañeros contesten las siguientes preguntas:

1. ¿Cómo entienden el concepto de clasificar?
2. ¿Qué criterios emplearon para clasificar los objetos?
3. ¿Qué dificultades encontraron al momento de clasificarlos?
4. ¿Todos los objetos cumplen los criterios que emplearon para clasificarlos? De no ser así ¿qué hicieron al respecto?
5. ¿Qué relación guarda este ejercicio con el tema de tabla periódica?

## Describe los antecedentes históricos de la clasificación de los elementos químicos

Una de las características del hombre ha sido su constante búsqueda de un orden en la naturaleza y su capacidad creadora para clasificar todo aquello que considera de importancia. Así, por ejemplo, tenemos un sistema de clasificación de los seres vivos que inicialmente se dividía en un reino vegetal y uno animal; posteriormente se hizo en cinco reinos, y en la actualidad clasifica tres dominios.

A principios del siglo XIX, los químicos se inquietaban por buscar criterios para clasificar los 55 elementos conocidos en ese tiempo, y en su momento poder predecir futuros descubrimientos. Fue así como se empezaron a desarrollar las primeras clasificaciones de los elementos en una agrupación que se llamaría tabla periódica, que prevalece hasta nuestros días. Pero, la tabla periódica actual no se parece en nada a las primeras propuestas de clasificación, por lo que analizaremos brevemente esos primeros intentos hasta llegar a la tabla actual.

- **Johann Döbereiner (1780-1849)**. Observó en 1829 que entre ciertos elementos existía un comportamiento químico muy similar en relación con sus masas atómicas. Agrupó los elementos en **tríadas**, y pudo constatar que la masa del elemento intermedio es la media aritmética de los otros dos. Descubrió que el litio, sodio y potasio forman una tríada con propiedades parecidas, y la masa del sodio se puede obtener a partir de la media aritmética del litio y potasio. Otras tríadas estaban formadas por cloro, bromo y yodo; azufre, selenio y telurio.

|    |          |    |
|----|----------|----|
| Cl | Li<br>7  | S  |
| Br | Na<br>23 | Se |
| I  | K<br>39  | Te |

- **John Newlands (1838-1898)**. En 1865 concibió una organización de los elementos muy parecida a la de Döbereiner, en el sentido del orden creciente de sus masas atómicas, sólo que forma agrupaciones de siete elementos y establece una ley que llamó **ley de las octavas**, donde señala que el octavo elemento a partir de uno dado presenta propiedades muy similares al primero. Este ordenamiento guarda una relación con las notas musicales. Veamos de qué manera:

|    |    |    |    |    |    |    |
|----|----|----|----|----|----|----|
| H  | Li | Be | B  | C  | N  | O  |
| F  | Na | Mg | Al | Si | P  | S  |
| Cl | K  | Ca | Cr | Ti | Mn | Fe |

|    |    |    |    |     |    |    |
|----|----|----|----|-----|----|----|
| Do | Re | Mi | Fa | Sol | La | Si |
| Do |    |    |    |     |    |    |

|         |          |          |         |         |          |         |
|---------|----------|----------|---------|---------|----------|---------|
|         | Do<br>Li | Re<br>Be | Mi<br>B | Fa<br>C | Sol<br>N | La<br>O |
| Si<br>F | Do<br>Na |          |         |         |          |         |

Quando leemos las notas musicales solemos repetir la primera de ellas al final. De la misma manera y en analogía con lo anterior, si leemos desde cualquier posición de la tabla propuesta por Newlands, por ejemplo el **Li**, al llegar al octavo elemento, el **Na**, encontramos que tienen propiedades similares (ambos son metales, alcalinos, son solubles en agua y forman sales).

Esta clasificación no tuvo éxito, debido a que a partir del **Cr** hasta el **Fe** no se cumple esa **periodicidad** de propiedades similares que se presenta en los elementos situados por encima de ellos.

**Periodicidad:** es lo que sucede o se hace con regularidad, frecuencia o a intervalos fijos.

- **Lothar Meyer (1830-1895)**. Realizó una de las mejores clasificaciones de los elementos, establecidos en orden creciente de sus masas atómicas, pero tomando en cuenta una regularidad en los valores de los volúmenes atómicos. Meyer

presentó una gráfica donde representaba los volúmenes atómicos de los diferentes elementos en relación con sus masas atómicas. A pesar de que publicó sus trabajos poco después del ruso Dimitri Mendeleiev tiene tanto mérito como la de este último. Lothar logra clasificar 56 elementos.

| Tabla periódica acordada por 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  | S = 31.98      |           | Se = 78    |             | Te = 128?   |             | --         |
|   |            |                | Cr = 52.4 |            | Mo = 95.6   |             | W = 183.5   |            |
| -   | F = 19.1   | Cl = 35.38     |           | Br = 79.75 |             | J = 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  |             | --         |
|   |            |                |           |            | Ag = 107.66 |             | Au = 196.2  |            |
| ?Be = 9.8                                       | Mg = 23.9  | Ca = 39.9      |           | Sr = 87.0  |             | Ba = 136.8  |             | --         |
|   |            |                | Zn = 64.9 |            | Cd = 111.6  |             | Hg = 199.8  |            |

Tomada de: [home.clara.net/rod.beavon/lotharme.htm](http://home.clara.net/rod.beavon/lotharme.htm)

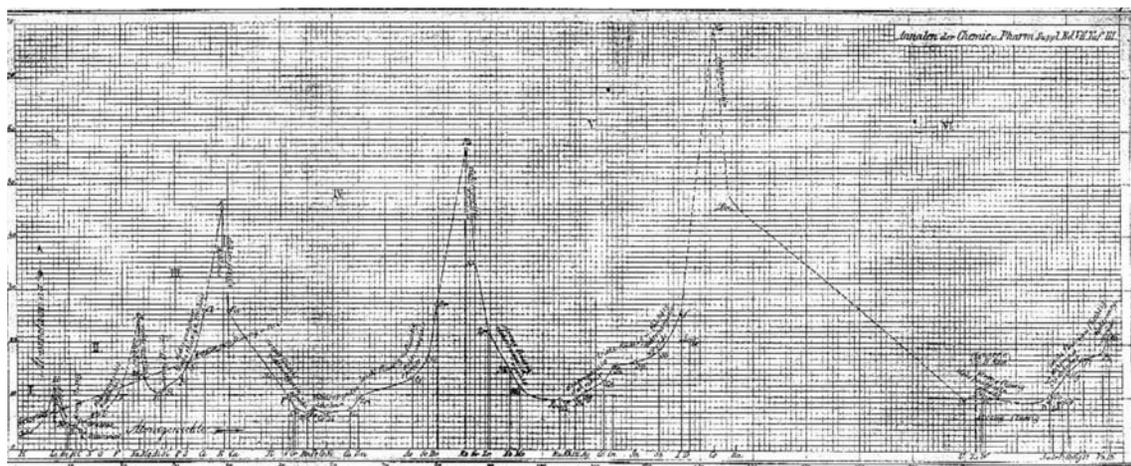
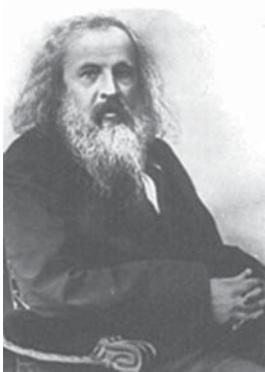


Figura de volúmenes atómicos de Lothar Meyer.

Tomado de: [web.lemoyne.edu/~giunta/meyer.html](http://web.lemoyne.edu/~giunta/meyer.html)



El ruso Dimitri Mendeleiev fue uno de los químicos que propuso la creación de la tabla periódica.

- **Dimitri Mendeleiev (1834-1907).** En 1869, el ruso Dimitri Mendeleiev publicó sus *Principios de química*, en el cual presentó una tabla donde ordenaba los 63 elementos conocidos hasta el momento bajo los siguientes criterios:

1. Los ordenó en forma creciente de sus masas atómicas.
2. Los agrupó en filas o periodos de distinta longitud.
3. Los asoció en grupos o columnas con propiedades químicas similares.

Otro criterio notable de Mendeleiev fue que tomó en cuenta una propiedad llamada valencia, que se define como la capacidad que tienen los átomos para formar compuestos, la cual guardaba correspondencia con las masas atómicas en su ordenamiento, es decir, que los elementos que se ubicaban en la misma columna tenían la misma valencia, al igual que sus propiedades químicas.

Dimitri dejó espacios vacíos en su tabla, suponiendo que ahí deberían ir colocados elementos que todavía no se conocían y tuvo la capacidad de predecir sus propiedades químicas, las cuales se comprobaron con el descubrimiento del **escandio, galio y germanio**.

| Tabla periódica de Dimitri Mendeleiev de 1869 |          |          |           |                  |                    |                  |                  |                                     |
|---|----------|----------|-----------|------------------|--------------------|------------------|------------------|-------------------------------------|
| Fila  | Grupo I  | Grupo II | Grupo III | Grupo IV         | Grupo V            | Grupo VI         | Grupo VII        | Grupo VIII                          |
|   | $R_2O$   | $RO$     | $R_2O_3$  | $RH_4$<br>$RO_2$ | $RH_3$<br>$R_2O_5$ | $RH_2$<br>$RO_3$ | $RH$<br>$R_2O_7$ | $RO_4$                              |
| 1   | H = 1    |          |           |                  |                    |                  |                  |                                     |
| 2   | Li = 7   | Be = 9.4 | B = 11    | C = 12           | N = 14             | O = 16           | F = 19           |                                     |
| 3   | Na = 23  | Mg = 24  | Al = 27.3 | Si = 28          | P = 31             | S = 32           | Cl = 35.5        |                                     |
| 4   | K = 39   | Ca = 40  | - = 44    | Ti = 48          | V = 51             | Cr = 52          | Mn = 55          | Fe = 56,<br>Co = 58.9,<br>Ni = 58.7 |
| 5   | Cu = 63  | Zn = 65  | - = 68    | - = 72           | As = 75            | Se = 78          | Br = 80          |                                     |
| 6   | Rb = 85  | Sr = 87  | Yt = 88   | Zr = 90          | Nb = 94            | Mo = 96          | - = 100          | Ru = 104,<br>Rh = 104,<br>Pd = 106  |
| 7   | Ag = 108 | Cd = 112 | In = 113  | Sn = 118         | Sb = 122           | Te = 128         | I = 127          |                                     |
| 8   | Cs = 133 | Ba = 137 | Di = 138  | Ce = 140         |                    |                  |                  |                                     |
| 9   |          |          |           |                  |                    |                  |                  |                                     |
| 10  |          |          | Er = 178  | La = 180         | Ta = 182           | W = 184          |                  | Os = 195,<br>Ir = 197,<br>Pt = 198  |
| 11  | Au = 199 | Hg = 200 | Tl = 204  | Pd = 207         | Bi = 208           |                  |                  |                                     |
| 12  |          |          |           | Th = 231         |                    | U = 240          |                  |                                     |

A pesar de ser un gran avance para la clasificación de los elementos, presenta algunos problemas. Como que en ese tiempo el cálculo de las masas atómicas no era tan preciso y, por tanto, algunos de los elementos se hallan mal ubicados, como el níquel (**Ni**) y el cobalto, (**Co**), que deberían estar invertidos. Tampoco incluye a los gases nobles, algunos de los cuales se descubrieron estando aún con vida Mendeleiev, y tampoco pudo justificar la ubicación de los lantánidos.

- **Henry Moseley (1887-1915)**. En 1913, realizó experimentos con algunos metales en un tubo de rayos catódicos, y al ordenar los datos observó las longitudes de onda de los rayos X emitidos por un elemento dado y pudo determinar el **número atómico** de ese elemento. Moseley estableció el concepto de número atómico, como aquel que relacionaba el número de cargas positivas del núcleo de un átomo que coincide con el número de electrones en los niveles de energía.

Finalmente, ordenó los elementos de la tabla de Mendeleiev en función de su número atómico y estableció la **ley periódica**, la cual señala que *las propiedades de los elementos están en función de sus números atómicos*.

| Group 0 | I     |   | II    |   | III    |   | IV    |   | V     |   | VI    |   | VII   |   | VIII                |  |
|---------|-------|---|-------|---|--------|---|-------|---|-------|---|-------|---|-------|---|---------------------|--|
|         | a     | b | a     | b | a      | b | a     | b | a     | b | a     | b | a     | b |                     |  |
|         | H 1   |   |       |   |        |   |       |   |       |   |       |   |       |   |                     |  |
| He 2    | Li 3  |   | Be 4  |   | B 5    |   | C 6   |   | N 7   |   | O 8   |   | F 9   |   |                     |  |
| Ne 10   | Na 11 |   | Mg 12 |   | Al 13  |   | Si 14 |   | P 15  |   | S 16  |   | Cl 17 |   |                     |  |
| Ar 18   | K 19  |   | Ca 20 |   | Sc 21  |   | Ti 22 |   | V 23  |   | Cr 24 |   | Mn 25 |   | Fe 26, Co 27, Ni 28 |  |
| Kr 36   | Cu 29 |   | Zn 30 |   | Ga 31  |   | Ge 32 |   | As 33 |   | Se 34 |   | Br 35 |   | Ru 44, Rh 45, Pd 46 |  |
|         | Rb 37 |   | Sr 38 |   | Y 39   |   | Zr 40 |   | Nb 41 |   | Mo 42 |   | -     |   | Os 76, Ir 77, Pt 78 |  |
| Xe 54   | Ag 47 |   | Cd 48 |   | In 49  |   | Sn 50 |   | Sb 51 |   | Te 52 |   | I 53  |   |                     |  |
|         | Cs 55 |   | Ba 56 |   | 57-71* |   | Hf 72 |   | Ta 73 |   | W 74  |   | Re 75 |   |                     |  |
| Rn 86   | Au 79 |   | Hg 80 |   | Tl 81  |   | Pb 82 |   | Bi 83 |   | Po 84 |   | -     |   |                     |  |
|         | -     |   | Ra 88 |   | Ac 89  |   | Th 90 |   | Pa 91 |   | U 92  |   |       |   |                     |  |

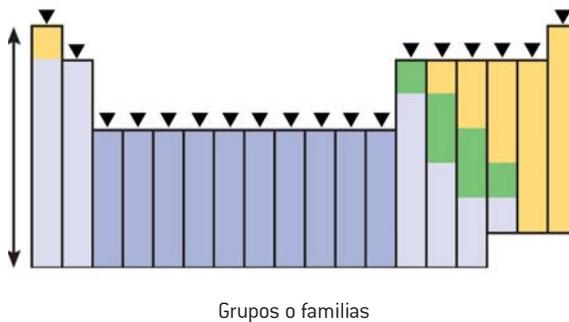
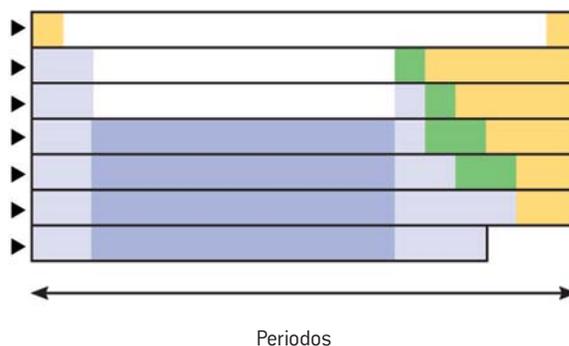
Tomada de: <http://mooni.fccj.org/~ethall/period/period.htm>

## AVERIGUA

Los procesos de formación natural de los elementos químicos.

## Reconoce las nociones de grupo, periodo y bloque, aplicadas a los elementos químicos en la tabla periódica actual

La tabla periódica es un sistema donde se clasifican los elementos conocidos hasta la fecha, y se colocan de izquierda a derecha y de arriba a abajo en orden creciente de sus números atómicos. Los elementos están ordenados en siete hileras horizontales llamados **periodos**, y en 18 columnas verticales llamadas **grupos** o **familias**.



Una forma de clasificar los elementos es numerar los grupos del 1 al 18 de izquierda a derecha del sistema periódico. Aunque la clasificación tradicional y más usual es aquella en la que se emplean números romanos del I al VIII seguido por una letra **A** o **B**. Los **grupos** que llevan la letra **A** se llaman **elementos representativos** y reciben distintos nombres; el IA (1) metales alcalinos, IIA (2) metales alcalinotérreos, IIIA (13) grupo del boro, IVA (14) grupo del carbono (carbonoides), VA (15) grupo del nitrógeno (nitrogenoides), VIA (16) grupo del oxígeno (anfígenos o calcógenos), VIIA (17) halógenos y VIIIA o 0 (18) gases nobles y llevan la letra **B** los **elementos de transición** que van del I al VIII B (3-12).

**Grupo 1A**

Litio — Li (arriba)  
Potasio — K (abajo)



**Grupo 2A**

Magnesio — Mg



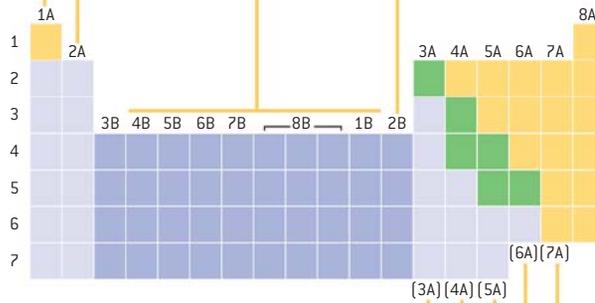
**Metales de transición**

Titanio — Ti, Vanadio — V, Cromo — Cr,  
Manganeso — Mn, Hierro — Fe, Cobalto — Co,  
Niquel — Ni, Cobre — Cu

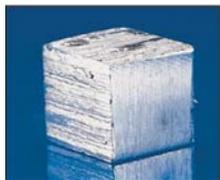


**Grupo 2B**

Zinc — Zn (arriba)  
Mercurio — Hg (abajo)

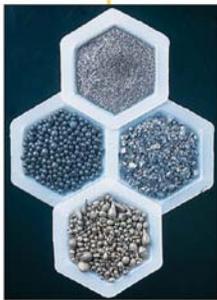


**Grupo 8A, Gases nobles**  
Neón — Ne



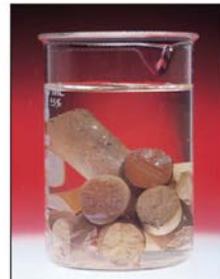
**Grupo 3A**

Boro — B (arriba)  
Aluminio — Al (abajo)



**Grupo 4A**

Carbono — C (arriba)  
Plomo — Pb (izquierda)  
Silicio — Si (derecha)  
Estaño — Sn (abajo)



**Grupo 5A**

Nitrógeno — N<sub>2</sub> (arriba)  
Fósforo — P (abajo)



**Grupo 6A**

Azufre — S (arriba)  
Selenio — Se (abajo)



**Grupo 7A**

Bromo — Br



## Química cotidiana

### La química en las tradiciones mexicanas y del mundo

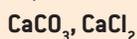
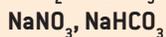
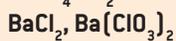
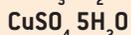
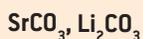
Desde siempre los fuegos pirotécnicos han asombrado al mundo, y en México en particular son parte de algunas de nuestras tradiciones de índole religioso o de festividad patria. Posiblemente hayas asistido a algún festejo en la plaza pública o cívica de tu localidad, delegación o municipio y disfrutado de las luces de colores que nos brindan los fuegos artificiales al quemar un torito, un castillo o simplemente cuetes que son lanzados al cielo estallando en luces extraordinarias a nuestra vista. Es importante destacar que los fuegos pirotécnicos eran monocromáticos hasta el siglo XIX y que fue hasta que la química evolucionó con el descubrimiento de los elementos químicos cuando disfrutamos los vivos colores de estos fuegos.

Uno de los primeros elementos que dieron colorido a los fuegos fue el estroncio (Sr) que formando una sal, el carbonato de estroncio,  $\text{SrCO}_3$ , es empleado incluso en la actualidad en la fabricación de fuegos artificiales junto con sales de clorato que forman las sales de cloruro que dan las diferentes coloraciones.

En la pirotecnia (del griego *piros* que significa fuego, y *techne* que significa arte o técnica) se requiere de considerable experiencia en la preparación de mezclas que en esencia se usan sales metálicas y pocas veces se utilizan metales en polvo. Durante muchos años han existido fórmulas secretas que se guardan celosamente y que sólo se transmiten de generación en generación, pero hay que recordar que su empleo es muy peligroso pues se requiere de destreza para manejar sustancias explosivas. Lo interesante de esto es que en las sales metálicas, el catión es el que produce el color y el anión controla la temperatura de la llama generando las condiciones de equilibrio de la reacción que se produce.

A continuación te muestro algunos ejemplos de sales metálicas y metales en polvo junto con los colores que producen. Cabe aclarar que no son las únicas sustancias que producen colores pues recuerda que algunas siguen siendo un secreto de profesión pirotécnica.

#### Sustancia o elemento



#### Color

Rojo

Violeta

Verde

Amarillo

Dorado

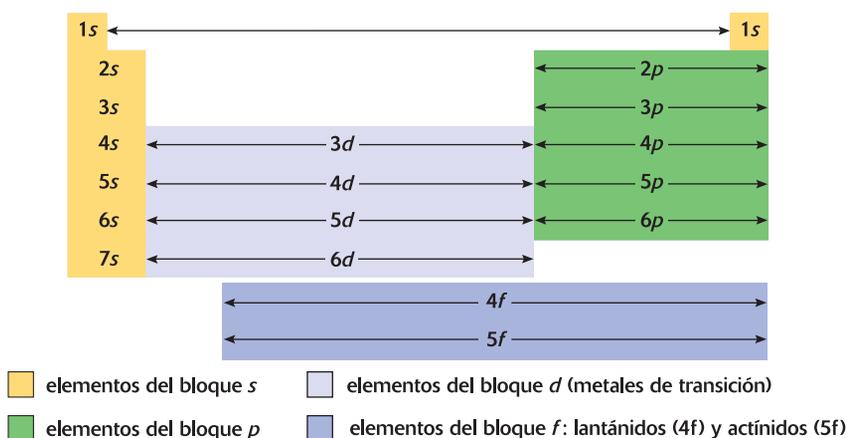
Naranja

Blanco



La **ley periódica** es la base de la tabla periódica, y establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos tienden a repetirse de manera sistemática conforme aumenta el número atómico, de tal forma que todos los elementos de un grupo presentan una gran semejanza y, por lo general, difieren de los elementos de los demás grupos.

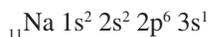
Al margen de la clasificación en grupos y periodos, tenemos que la tabla periódica se divide en bloques. Los dos primeros grupos I y IIA (1 y 2) constituyen el **bloque s**, cuya característica es que sus electrones más externos (llamados de valencia) están siempre en el subnivel  $s$ , correspondiéndole en nivel  $n$  igual al número del periodo al cual pertenecen. Los electrones de valencia coinciden con el grupo al cual pertenecen los elementos; así, los elementos del grupo IA tienen un electrón de valencia y los elementos del grupo IIA tienen dos electrones de valencia. Los elementos de los grupos III-VIIIA (13-18) constituyen el **bloque p**, cuya característica es muy similar al anterior, sólo que sus electrones de valencia se ubican en el subnivel  $p$ , por lo que el subnivel  $s$  está siempre lleno y el  $p$  se va llenando paulatinamente, hasta un máximo de seis electrones. Los gases nobles tienen siempre llenos los subniveles  $s$  y  $p$ , por lo que se dice que su última capa está completa, y a eso se atribuye su extraordinaria estabilidad e inercia a reaccionar químicamente. El número de electrones de valencia coincide por lo general con el grupo al que pertenecen, aunque muchos de ellos presentan más de una valencia. Los elementos de los grupos I-VIIIB constituyen el **bloque d**, cuya característica es tener el subnivel  $s$  lleno y el subnivel  $d$  (más externo) se va llenando progresivamente a lo largo de la serie de transición. El número de electrones de valencia coincide con el grupo al que pertenece el elemento, aunque cabe señalar también que muchos de ellos presentan más de una valencia. En la parte inferior de la tabla aparece el **bloque f** que está constituido por los elementos llamados **tierras raras** o **elementos de transición interna**, y una buena parte de ellos son obtenidos de manera artificial.



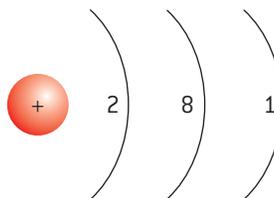
Configuraciones electrónicas y la tabla periódica. Los electrones más externos de un elemento se asignan a los orbitales indicados.

El agrupamiento de los elementos no sólo se da en función de sus números atómicos, sino que también lo hacen en función de su configuración electrónica, de tal suerte que si conocemos su configuración podemos ubicar a un elemento en su periodo y grupo respectivo sin necesidad de ver la tabla periódica. ¿Pero de qué manera? Veamos unos ejemplos:

Pensemos en el sodio ( ${}_{11}\text{Na}$ ).



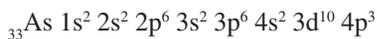
Hagamos su representación esquemática tomando como base el modelo de Bohr:



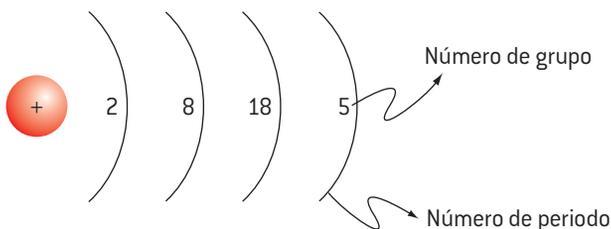
La configuración electrónica y la representación esquemática nos indican que el sodio cuenta con tres niveles de energía, lo cual nos dice que el sodio pertenece al tercer periodo, y su electrón en el último nivel de energía nos señala que pertenece al grupo I y si su configuración electrónica termina en *s*, entonces pertenece al grupo A; por lo que resumiendo tenemos:

|                    | Periodo | Grupo |
|--------------------|---------|-------|
| ${}_{11}\text{Na}$ | 3       | IA    |

Veamos otro ejemplo:



Su representación esquemática sería:



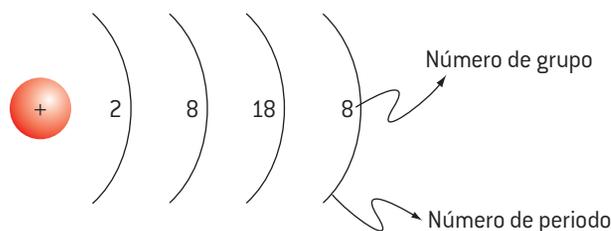
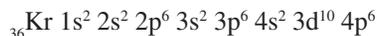
Bajo la interpretación anterior, tanto la configuración electrónica como el esquema gráfico nos muestran que el arsénico (As) pertenece al periodo 4, puesto que cuenta con cuatro niveles de energía, y ya que en el último nivel se tienen

cinco electrones y su configuración electrónica termina en  $p$ , podemos decir que pertenece al grupo VA.

Como puedes observar, si la configuración electrónica termina en  $s$  o  $p$  el elemento pertenece al grupo A, y dependiendo de los electrones que se encuentren en el último nivel será I a VIII. El periodo está determinado por el número de niveles de energía que establece el coeficiente mayor de la configuración electrónica. Resumiendo tenemos:

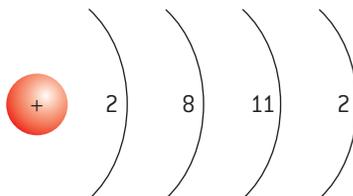
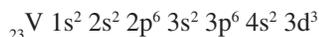
|                    | Periodo | Grupo |
|--------------------|---------|-------|
| ${}_{33}\text{As}$ | 4       | VA    |

Hagamos ahora el del kriptón ( ${}_{36}\text{Kr}$ )

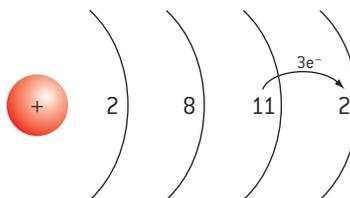


En conclusión, tenemos que el Kr pertenece al periodo 4 y al grupo VIIIA. Una característica de este elemento que pertenece a los gases nobles es que es muy estable y casi no reacciona. Esto se debe en gran parte a que tiene 8 electrones en su último nivel, lo que le confiere gran estabilidad. Pero si notas, sus niveles más internos cuentan con 8 o 18 electrones, excepto en el primero que en conjunto contribuyen también a esa estabilidad. Pensaríamos que mientras tengamos 8 o 18 electrones en los dos últimos niveles el átomo se comportaría de forma más estable.

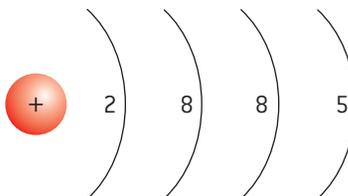
Esto nos ayudará a comprender lo que sucede con los elementos cuya configuración electrónica termina en  $d$  y que pertenece a los elementos de transición. Consideremos el siguiente ejemplo.



En el penúltimo nivel de energía se cuenta con 11 electrones, y como señalamos, lo más recomendable es que cuente con 8 o 18 electrones en los dos últimos niveles. Se propone entonces que entre estos dos niveles se dé un intercambio de electrones, de tal manera que se busque la estructura más estable, con la condición de que en el último nivel de energía no haya más de ocho (como en el caso de los gases nobles), pero que tampoco se quede sin electrones. Entonces, lo que propondríamos sería pasar 3 electrones del nivel 3 al 4, de tal forma que el tercer nivel exista con 8 electrones y el último con 5 electrones, quedando de la siguiente manera:



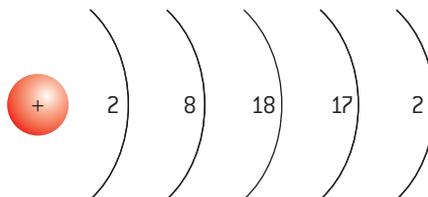
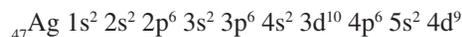
Finalmente:



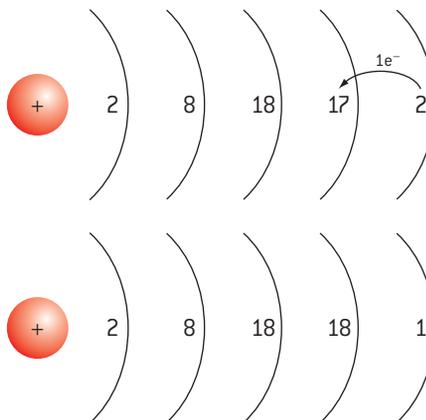
A partir de esta representación que muestra una mayor estabilidad, podemos ahora determinar el periodo y el grupo al que corresponde el elemento, con la aclaración de que si la configuración electrónica termina en el subnivel  $d$  pertenece al grupo B.

|                   | Periodo | Grupo |
|-------------------|---------|-------|
| ${}_{23}\text{V}$ | 4       | VB    |

Analicemos el siguiente ejemplo:



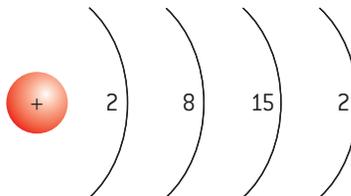
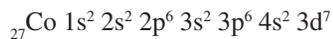
Aquí sólo nos falta un electrón en el penúltimo nivel de energía, por lo que pasaría un electrón del último nivel, para que se completara a 18 electrones el penúltimo, quedando:



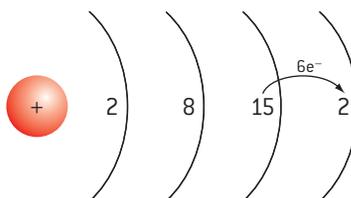
A partir de ello definimos que el grupo y el periodo son:

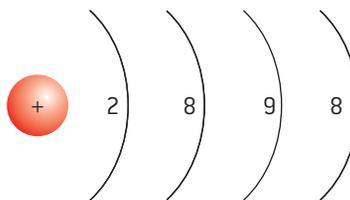
|                  | Periodo | Grupo |
|------------------|---------|-------|
| $_{47}\text{Ag}$ | 5       | IB    |

Por último, veamos el ejemplo del cobalto ( $_{27}\text{Co}$ ):



Aquí se presenta una situación especial, dado que el último nivel de energía no podría donar sus dos electrones al siguiente anterior, ya que no se completarían los 18 electrones en este nivel, y el último nivel se quedaría sin nada. Entonces, la única situación posible se presentaría de la manera siguiente:





Ésta sería la estructura más estable, en la que sólo está permitido tener un máximo de 8 electrones en el último nivel. Debido a esto es que se podemos observar en la tabla periódica tres grupos (8-10) como VIIIB.

|                  | Periodo | Grupo |
|------------------|---------|-------|
| $_{27}\text{Co}$ | 4       | VIIIB |



## Actividad 2

1. Establece las diferencias sustanciales entre las clasificaciones de los elementos químicos de Döbereiner y Newlands.
2. ¿En qué momento podemos decir que existe periodicidad entre los elementos químicos?
3. Observa detenidamente las tablas periódicas de Meyer y Mendeleiev y busca si existen similitudes y cuáles son éstas.
4. ¿Por qué se considera que la tabla periódica de Mendeleiev es más completa que la de Meyer?
5. Señala las aportaciones del ordenamiento de los elementos de Mendeleiev, así como las complicaciones en su clasificación.
6. Explica los trabajos de Moseley para establecer el concepto de número atómico.
7. Define por ti mismo a la ley periódica.
8. Explica cómo está formada la tabla periódica actual.
9. Esquematiza una tabla periódica y señala los bloques s, p, d y f.
10. ¿Qué papel juegan los electrones del último nivel de energía de los átomos para el ordenamiento de los elementos en la tabla periódica?
11. Obtén el periodo y el grupo de los siguientes elementos, considerando la configuración electrónica.
  - a.  $_{8}\text{O}$
  - b.  $_{12}\text{Mg}$

c.  ${}_{17}\text{Cl}$ d.  ${}_{25}\text{Mn}$ e.  ${}_{32}\text{Ge}$ f.  ${}_{38}\text{Sr}$ g.  ${}_{42}\text{Mo}$ h.  ${}_{48}\text{Cd}$ i.  ${}_{55}\text{Cs}$ j.  ${}_{76}\text{Os}$ k.  ${}_{83}\text{Bi}$ 

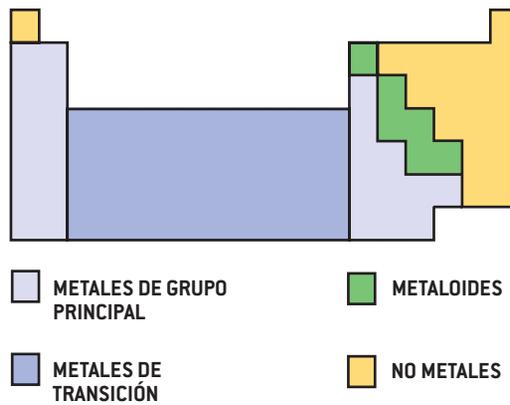

### AVERIGUA

La abundancia de los elementos químicos en el Sol y cómo se determina si no es posible estar en su superficie.

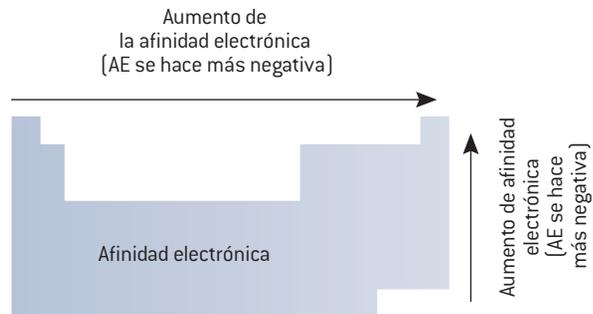
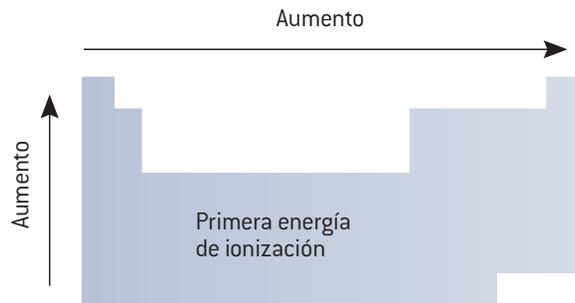
## Describe las propiedades periódicas (electronegatividad, energía de ionización, afinidad electrónica, radio y volumen atómico) y su variación en la tabla periódica

La tabla periódica moderna está basada en la configuración electrónica, y es a partir de éstas que podemos encontrar ciertas regularidades en las propiedades de los elementos en función del número de electrones de éstos. Dichas propiedades se denominan propiedades atómicas genéricas y son:

- **Energía de ionización.** Cuando un átomo pierde un electrón se dice que se ioniza. En este caso, se convierte en un **ion positivo** o catión. La energía necesaria para arrancar un electrón (ionizar) de un átomo se llama **energía de ionización**. Los átomos con muchos electrones pueden sufrir más de una ionización. Este fenómeno sucede con mucha frecuencia en las reacciones químicas. La energía de ionización aumenta en un periodo conforme aumenta el número atómico, y en un grupo disminuye conforme aumenta el número atómico.



Los elementos pueden clasificarse como metales, no metales y metaloides y ocupan regiones bien definidas de la tabla periódica.



- Afinidad electrónica.** Cuando un átomo neutro incorpora un electrón a su estructura, se ioniza y en este caso se convierte en un **ion negativo** o anión. La energía necesaria para formar un ion negativo adquiriendo un electrón se llama **afinidad electrónica**. Se considera que los átomos tanto neutros como iónicos se encuentran en estado gaseoso. La afinidad electrónica aumenta en un periodo conforme aumenta el número atómico, y en un grupo disminuye conforme aumenta el número atómico.

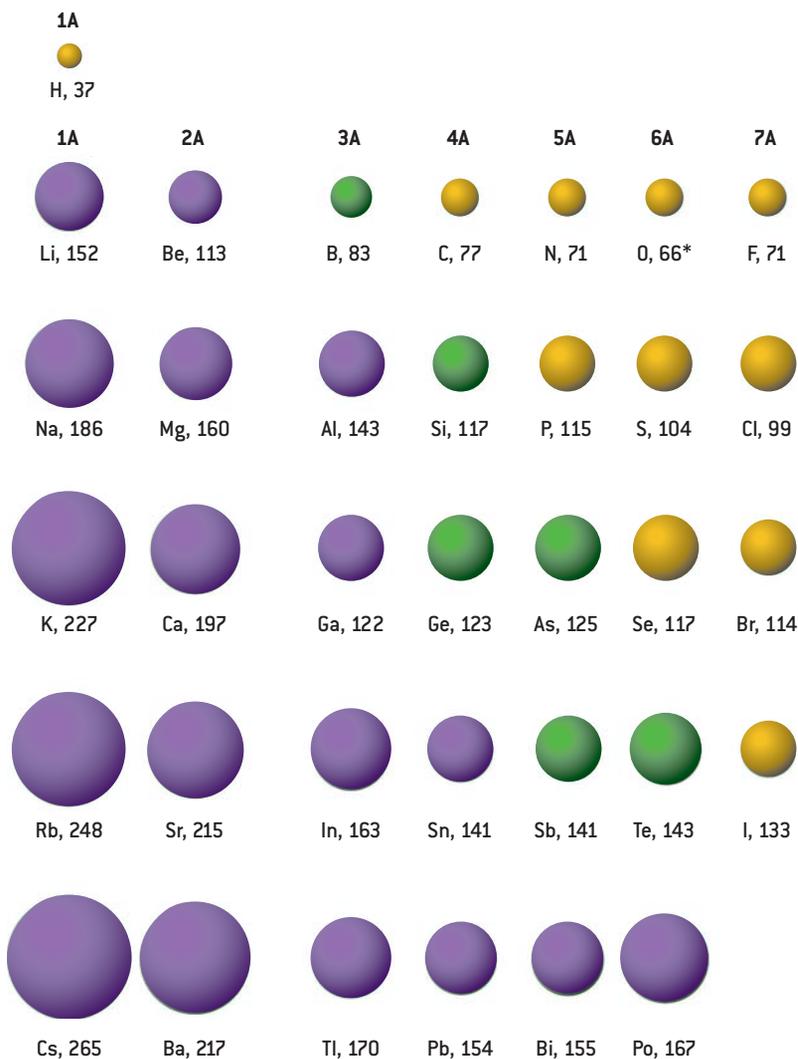
- **Electronegatividad.** Si analizamos las dos definiciones anteriores encontraremos que los no metales tienen grandes energías de ionización y afinidades electrónicas, mientras que los metales presentan energías de ionización y afinidades electrónicas pequeñas. Por lo general, se emplea un término llamado electronegatividad para medir el carácter químico de los elementos. La **electronegatividad** se define como la capacidad que tienen los átomos para atraer electrones. Apparentemente la electronegatividad y la afinidad electrónica parecen iguales, pero no es así, ya que la primera se aplica a los átomos en las moléculas, para ayudarnos a definir el tipo de enlace químico (el cual tocaremos en el siguiente bloque), mientras que el segundo se emplea para átomos aislados. Su comportamiento en la tabla periódica es exactamente igual que en las dos definiciones anteriores.

|           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
|           |           | H<br>2.1  |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |
| 1A        | 2A        |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | 3A        | 4A        | 5A        | 6A        | 7A        |           |
| Li<br>1.3 | Be<br>1.5 |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | B<br>2.0  | C<br>2.5  | N<br>3.0  | O<br>3.5  | F<br>4.0  |           |
| Na<br>0.9 | Mg<br>1.2 | 3B        | 4B        | 5B        | 6B        | 7B        | 8B        |           |           |           | 1B        | 2B        | Al<br>1.5 | Si<br>1.8 | P<br>2.1  | S<br>2.5  | Cl<br>3.0 |
| K<br>0.8  | Ca<br>1.0 | Sc<br>1.3 | Ti<br>1.5 | V<br>1.6  | Cr<br>1.6 | Mn<br>1.5 | Fe<br>1.8 | Co<br>1.9 | Ni<br>1.9 | Cu<br>1.9 | Zn<br>1.6 | Ga<br>1.6 | Ge<br>1.9 | As<br>2.0 | Se<br>2.4 | Br<br>2.8 |           |
| Rb<br>0.8 | Sr<br>1.0 | Y<br>1.2  | Zr<br>1.4 | Nb<br>1.6 | Mo<br>1.8 | Tc<br>1.9 | Ru<br>2.2 | Rh<br>2.2 | Pd<br>2.2 | Ag<br>1.9 | Cd<br>1.7 | In<br>1.7 | Sn<br>1.8 | Sb<br>1.9 | Te<br>2.1 | I<br>2.5  |           |
| Cs<br>0.7 | Ba<br>0.9 | La<br>1.1 | Hf<br>1.3 | Ta<br>1.5 | W<br>1.7  | Re<br>1.9 | Os<br>2.2 | Ir<br>2.2 | Pt<br>2.2 | Au<br>2.4 | Hg<br>1.9 | Tl<br>1.8 | Pb<br>1.8 | Bi<br>1.9 | Po<br>2.0 | At<br>2.2 |           |

|  |           |  |           |  |           |
|--|-----------|--|-----------|--|-----------|
|  | < 1.0     |  | 1.5 – 1.9 |  | 2.5 – 2.9 |
|  | 1.0 – 1.4 |  | 2.0 – 2.4 |  | 3.0 – 4.0 |

Valores de electronegatividad de los elementos, según Pauling. Las tendencias de la electronegatividad constituyen el opuesto de las tendencias que definen el carácter metálico. Los no metales tienen valores altos de electronegatividad, los metaloides tienen valores intermedios y los metales tienen valores bajos.

- **Radio atómico.** No es tan fácil de medir, tomando en cuenta el radio de un átomo aislado, puesto que su nube de electrones se extiende indefinidamente en el espacio. Sin embargo, cuando los átomos se unen formando moléculas sencillas diatómicas como el  $\text{Cl}_2$ , sí es posible medir la distancia entre núcleos, tomando la mitad de la distancia como el radio atómico. En la tabla periódica el radio atómico aumenta en un grupo conforme aumenta el número atómico, y el radio atómico disminuye en un periodo conforme aumenta el número atómico.



Radios atómicos en picómetros para elementos del grupo principal. [Datos de J. Emsley: *The Elements*, 3a. ed., Clarendon Press, Oxford, 1998.]

## Caracteriza la utilidad e importancia de los metales y no metales para la vida socioeconómica del país

**Conductividad:** capacidad de un material para transmitir el calor y/o la electricidad.

Los elementos químicos también se pueden clasificar en metales, no metales y semimetales o metaloides, partiendo de sus propiedades físicas y químicas.

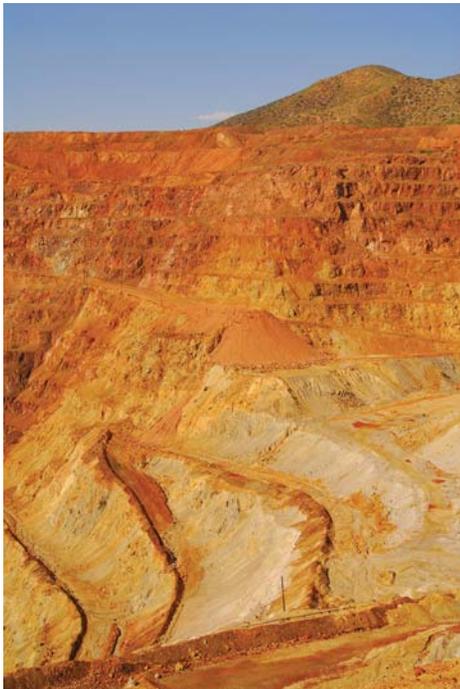
En la tabla siguiente resumiremos las propiedades que establecen la diferencia entre metales y no metales.

| Metales<br>(ubicados en los grupos IA, IIA y todos los del grupo B)          | No metales<br>(ubicados dentro de los grupos IVA al VIIA)   |
|--|---|
| Alta <i>conductividad</i> eléctrica que disminuye al aumentar la temperatura | Baja <i>conductividad</i> eléctrica (excepto para el carbono como grafito)  |
| Alta <i>conductividad</i> térmica  | Buenos aislantes del calor  |
| Presentan brillo metálico  | Sin brillo metálico   |
| Son sólidos (excepto el mercurio que es líquido)                             | Son sólidos, líquidos y gases   |
| Son maleables (pueden laminarse)   | Frágiles en estado sólido. Existen no metales que a menudo se pueden encontrar en varias formas distintas llamados <b>alótropos</b> . El carbono es un ejemplo, ya que se presenta como grafito y diamante. |
| <i>Dúctiles</i>  | No dúctiles   |

**Dúctil:** propiedad que presentan algunos metales y aleaciones de permitir grandes deformaciones mecánicas en frío, sin llegar a romperse.

Existe un conjunto de elementos llamado semimetales o metaloides, que tienen propiedades intermedias entre un metal y un no metal y que se considera como una clase diferente. En la tabla periódica se ubican entre los metales y no metales que parte del boro y baja en forma diagonal como una escalera hasta llegar al astato.

## Importancia de los minerales en México



Los minerales son sólidos de origen inorgánico que se toman directamente de la naturaleza, y presentan una estructura química definida. Existe una amplia variedad de minerales que se acumulan en yacimientos que se localizan en el subsuelo o al aire libre a diferentes profundidades e incluso en el fondo del mar.

Los minerales se clasifican en metálicos y no metálicos o mineraloides, los cuales se diferencian de los primeros porque presentan una forma cristalina definida, como la calcita y el cuarzo. Dentro de esta primera clasificación podríamos señalar los metales preciosos como el oro y la plata, los metales industriales no ferrosos entre los que se encuentran el cobre, zinc, plomo, etc., y los metales siderúrgicos, donde tenemos al hierro y sus aleaciones; mientras que los no metálicos carecen de ordenamiento de sus átomos y como ejemplos podemos citar al petróleo, el ámbar y el carbón, entre otros que comentaremos más adelante.

En todo el territorio nacional se encuentran yacimientos de minerales que son extraídos para ser sometidos a procesos industriales y obtener el mineral que puede ser utilizado en múltiples aplicaciones de nuestra vida cotidiana, como la construc-



ción de puentes, edificios y hasta microprocesadores que empleamos en las computadoras. Existen otros minerales que no requieren necesariamente de procesos industriales como el azufre, el talco y el asbesto, que tan solo sufren pequeñas modificaciones.

Al extraer los minerales de los yacimientos, éstos se encuentran en las rocas, que son sometidas a procesos industriales de donde se obtienen los minerales de consumo intermedio o final, empleando maquinaria, combustibles que generan energía y equipos. Todo un proceso con la finalidad de obtener todos los elementos que se conocen en la naturaleza, contribuyendo al desarrollo tecnológico, económico y social de la nación, ya que todas las ramas de la industria emplean recursos minerales como materia prima o como productos semielaborados.

Seguramente uno de los elementos químicos más importantes en la industria metalúrgica es el hierro, pues es la base de la fabricación de maquinaria, vías férreas, puentes, barcos y de muchos otros productos. En los dos siglos anteriores jugó un papel determinante en la industria de la construcción de los grandes edificios de ese tiempo y el actual, sin embargo el desarrollo de mayores recursos minerales han contribuido a la industria de la construcción con nuevos materiales como el yeso, la arcilla, cementos, adhesivos, concretos, ladrillos, losetas, materiales aislantes y abrasivos, entre otros.

Por otro lado, existen un grupo de minerales como el zinc, plomo, cobre, aluminio, níquel y cobalto que han participado principal y activamente en la industria eléctrica, en la construcción de aviones, buques, maquinaria y otros productos de carácter industrial. Cabría destacar, por ejemplo, que en la agricultura se han desarrollado fertilizantes de origen mineral como la fosforita, las apatitas y los potásicos. En esencia, una gran cantidad de industrias basan su producción en el empleo de sustancias minerales y para finalizar, los minerales no metálicos son empleados para producir medicinas, impermeabilizantes, jabones, reactivos, pinturas, hules y cosméticos entre muchos otros.



## Actividad 3

Reúnete con un grupo de compañeros e investiguen lo siguiente:

1. ¿Cuáles son los yacimientos más grandes e importantes de nuestro país?
2. ¿Qué lugar ocupa México en la producción mundial de minerales?
3. ¿Cuáles son los minerales que más se consumen en el país?, ¿y en el mundo?
4. ¿Cuáles son los 10 estados más ricos en minerales en México?
5. ¿Qué minerales exporta e importa nuestro país?
6. ¿Cómo afectan a tu vida cotidiana los minerales metálicos y no metálicos?



## Cierre de bloque

1. Elabora, junto con tus compañeros, una línea del tiempo que muestre las aportaciones hechas al desarrollo de la tabla periódica.
2. Explica la relación existente entre la tabla periódica y la configuración electrónica de los elementos.
3. ¿Cómo se clasifican los elementos en la tabla periódica? Señala sus ventajas en la ubicación de éstos.
4. Realiza una comparación de tablas que muestran el comportamiento de los elementos con relación a su afinidad electrónica, energía de ionización, electronegatividad y radio atómico, y establece semejanzas y diferencias. ¿Tiene esto algo que ver con su ubicación, comportamiento y propiedades?
5. ¿Cuál es la abundancia de los elementos químicos en la Tierra?
6. ¿Cómo se encuentran distribuidos los elementos químicos en el planeta?
7. Investiga de qué manera se relacionan los minerales con el desempeño de los seres vivos.
8. Elabora un cuadro de los principales minerales y sus aplicaciones en la vida cotidiana.



## Actividad experimental

### Diferenciando los elementos de la tabla periódica

#### Problema:

- ¿Es posible identificar los elementos químicos?
- ¿Por qué cuando calentamos alguna sustancia produce luminiscencia?

#### Objetivo:

Observar la coloración que emiten algunos metales al ser sometidos al calor de una flama.

#### Material, reactivos y equipo:

- Vaso de precipitados de 50 mL
- Mechero Bunsen
- Asa de platino
- Espátula
- Balanza granataria
- Lápiz
- Navaja
- 2 hojas blancas de papel
- Ácido Clorhídrico diluido
- Cloruro de sodio
- Cloruro de potasio
- Cloruro de litio
- Cloruro de calcio
- Cloruro de bario
- Cloruro de estroncio
- Cloruro de cobre

#### Medidas de higiene y seguridad:

Cuida de no contaminar las sustancias introduciendo la espátula en una y otra. No toques las sustancias con las manos, si así fuera lávate inmediatamente. Maneja con cuidado el ácido clorhídrico. No te acerques mucho al mechero y ten cuidado al prenderlo.

#### Procedimiento experimental:

1. Parte cada hoja en blanco en cuatro partes y dobla sus orillas para hacer pequeñas cajitas.
2. Pesa de cada cloruro 500 mg en cada una de las cajitas de papel.
3. Introduce el asa de platino, o en su caso la punta de un lápiz (grafito) libre de madera de aproximadamente 3 cm en el ácido clorhídrico y llévala a la flama de un mechero. Cuida de que no se queme la madera en caso de usar la punta del lápiz.
4. Si la flama presenta alguna coloración distinta a la que comúnmente tiene, repite la operación del paso anterior hasta que el asa o la punta queden totalmente limpias de sustancias extrañas.

5. Humedece la punta del asa o del lápiz en ácido y acércala a la primera sustancia por analizar hasta que la sal se adhiera y llévala a la flama, observa la coloración que adquiere y anótalo en el cuadro que se presenta más adelante.
6. Limpia la punta del asa o del lápiz, de los residuos que hayan quedado de la sal, con ácido y repite las operaciones del paso 3 al 5 con las siguientes sales.

**Reporte del experimento:**

- A. Dibuja los pasos principales de la experiencia.
- B. Haz una lista de los elementos usados en la actividad en orden creciente de energía emitida.
- C. Llena el siguiente cuadro de observaciones:

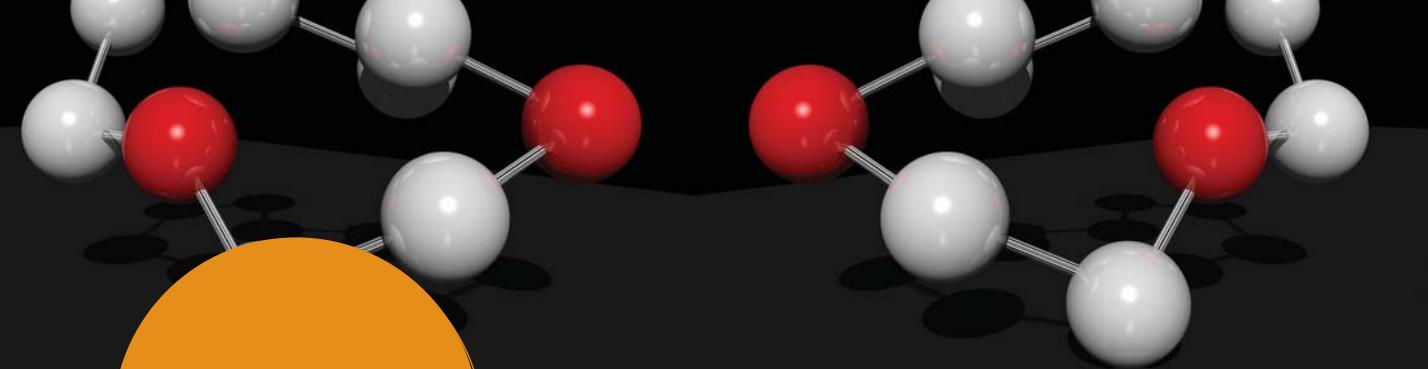
| Sustancia | Color a la flama | Metal identificado |
|-----------|------------------|--------------------|
|           |                  |                    |
|           |                  |                    |
|           |                  |                    |
|           |                  |                    |
|           |                  |                    |
|           |                  |                    |

**Análisis:**

- ¿A qué se debe la emisión de luz obtenida a la flama de cada sustancia?
- ¿En dónde más has observado emisiones de colores? ¿Guardan relación con lo que hiciste en laboratorio?
- De los elementos alcalinos presentes en las sustancias, explica si existe alguna relación entre la intensidad emitida por los elementos con alguna(s) propiedad(es) de la tabla periódica.

**Investigación:**

- Investiga los colores que se generan en la flama de los metales de la actividad y compáralos con tus resultados.
- Investiga las longitudes de onda de los diferentes colores que obtuviste en la actividad y concluye al respecto.
- ¿Qué aplicaciones tiene este experimento en la vida cotidiana?



# BLOQUE V

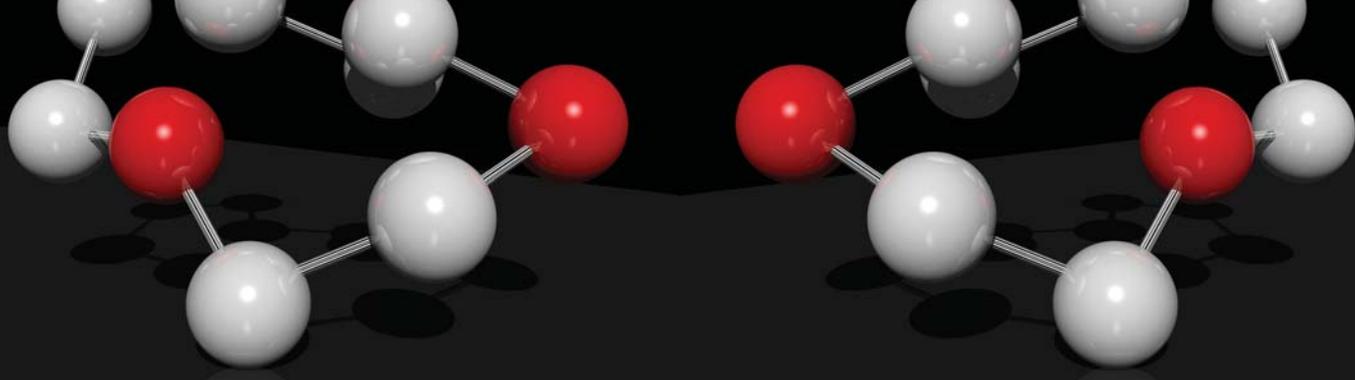
## Interpreta enlaces químicos e interacciones intermoleculares

### Unidad de competencia

Distingue los diferentes modelos de enlace interatómicos e intermoleculares, relacionando las propiedades macroscópicas de las sustancias con el tipo de enlace que presentan.

### Atributos de las competencias genéricas que se desarrollan en este bloque:

- 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, Matemáticas o gráficas.
- 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.
- 5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
- 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.
- 5.6 Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información.
- 6.1 Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo a su relevancia y confiabilidad.
- 6.3 Reconoce los propios prejuicios, modifica sus propios puntos de vista al conocer nuevas evidencias, e integra nuevos conocimientos y perspectivas al acervo con el que cuenta.



7.1 Define metas y da seguimiento a sus procesos de construcción de conocimientos.

8.2 Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.

8.3 Asume una actitud constructiva, congruente con los conocimientos y habilidades con los que cuenta dentro de distintos equipos de trabajo.

### Este bloque sirve para que:

- Elabores representaciones de Lewis para diversos elementos químicos mostrando los electrones de valencia.
- Realice ejercicios en los que demuestre la formación del enlace iónico utilizando estructuras de Lewis.
- Explique las características que debe tener un enlace covalente.
- Desarrolle ejercicios que muestren la estructura de Lewis y la geometría molecular de compuestos covalentes.
- Explique qué es un enlace metálico, mediante el modelo de electrones libres y la teoría de bandas.
- Explique las propiedades de los metales, a partir de las teorías del enlace metálico.
- Explique las propiedades macroscópicas de los líquidos y gases, a partir de las fuerzas intermoleculares que los constituyen.
- Describa el comportamiento químico del agua al desarrollar actividades experimentales con ella.

## Con el aprendizaje y la práctica estarás en condiciones de:

- Valorar el uso apropiado de los metales y su reciclaje.
- Valorar la importancia de los modelos teóricos para explicar las propiedades de las sustancias.
- Valorar la importancia de los enlaces químicos en la formación de nuevos materiales y su impacto en la sociedad.

## EXAMINA TUS CONOCIMIENTOS V

**Carcinoma:** tumor maligno derivado de células epiteliales.

**Nanotecnología:** tecnología en la dimensión  $10^{-9}$  m.

En el mes de febrero de 2009 apareció en el periódico una noticia que hablaba de la creación de una nanopartícula para tratar el carcinoma, primeramente en los animales, como los roedores y perros, pero con la alternativa de usarse en los seres humanos. En su etapa experimental se encontró que dicha nanopartícula reducía en un 96% el tamaño de los tumores de los animales de experimentación, la cual fue suministrada en fases tempranas de detección del tumor canceroso y no cuando la enfermedad ya se había propagado a un órgano distinto de aquel en que se inició. Los especialistas señalaron que la nanopartícula actúa de manera selectiva rompiendo la molécula de ADN de las células cancerígenas, provocando

con esto una reducción del tumor que posteriormente podría ser extirpado por vía quirúrgica cuando este presentara un tamaño de 4% aproximadamente.

Sabemos que cuando un paciente con cáncer es tratado por quimioterapia, la sustancia ingerida o inyectada recorre todo su cuerpo provocando daños a tejidos y órganos antes de que llegue a las células cancerosas, provocando reacciones adversas en el paciente como náuseas, vómito, hemorragias, neuropatía, entre otras. Luego entonces, la nanopartícula, formada de óxido de titanio con un porcentaje mínimo de platino, sería una alternativa a futuro que reduciría el índice de mortandad, calculado por la Organización Mundial de la Salud (OMS) en 84 millones para el período de 2005 a 2015. Las investigaciones hechas en nanotecnología están llevando a producir nanopartículas que atenderán enfermedades como el mal de Parkinson y la epilepsia.

Sin lugar a duda este adelanto de la ciencia es de vital importancia para una buena parte de la población en el mediano tiempo, pero todo esto no sería posible si no conociéramos la estructura de los átomos y la manera en que pueden unirse entre ellos para formar moléculas o partículas de una eficiencia extraordinaria. Esto es lo que hace la nanotecnología, productos del tamaño de un nanómetro ( $1 \times 10^{-9}$ m); que bajo esta arquitectura atómica se busca obtener nanocompuestos de manera artificial, de acuerdo a un diseño establecido y hasta donde lo permita la naturaleza misma de los átomos.

La gran variedad de productos que se pueden obtener a partir de esta tecnología es tan amplia que puede ser y es aplicada en la industria de los cosméticos, pinturas, desinfectantes, en la medicina y hasta en medios de almacenamiento y procesamiento de información. Pero sin lugar a dudas, el confinamiento de los electrones alrededor del núcleo atómico son los que determinan la diferencia, por ejemplo, entre un gas y un metal y las propiedades en su comportamiento. Sólo habría que recordar que el tamaño característico de un átomo es de 0.1 nanómetros, para que tengamos idea de lo que estamos hablando.



## Actividad 1

Y para todo esto:

1. ¿Conoces los tipos de enlace químico que pueden formar los átomos?
2. ¿Sabes algo sobre las reglas básicas para formar un enlace químico?
3. ¿Conoces las características de los principales enlaces?
4. ¿Cómo se forman los enlaces entre los átomos metálicos?
5. ¿Reconoces las fuerzas que intervienen en la formación de enlaces?
6. El agua es una de las moléculas más importantes para los seres vivos, ¿sabes algo sobre el tipo de enlace que forma y sus características?

Te invito a que reflexiones sobre estas preguntas junto con dos o más compañeros, y que de manera colaborativa aporten sus conocimientos del tema. Elaboren un cuadro donde puedan medir su grado de conocimiento inicial sobre enlace químico y que posterior al bloque retomen ese cuadro y midan sus avances.

## Define el concepto de enlace químico

**Compuesto:** sustancia formada por la unión de dos más elementos.



Altos hornos.

Los **elementos químicos** rara vez aparecen en la naturaleza en estado puro, es mucho más frecuente que aparezcan formando un **compuesto**. Los geólogos ubican los yacimientos de minerales y, a partir de éstos, mediante el proceso adecuado, es posible obtener los elementos químicos que interesan por su valor económico e industrial. Tal es el caso del mercurio, por mencionar un caso entre muchos otros, que se obtiene desde la antigüedad por el calentamiento de un polvo rojo brillante llamado cinabrio ( $\text{HgO}$ ). Al someter el cinabrio a calentamiento se observa la aparición del metal líquido que todos conocemos. Algo similar sucede con el hierro: para obtenerlo en estado puro y luego procesarlo, se toma el mineral de hierro, que puede ser hematita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) o algún otro con alto contenido de hierro y se somete a un procedimiento de **reducción** del carbón vegetal y chatarra a través del proceso que se da en el alto horno.

¿Cuál es la razón de que los elementos estén, con preferencia, asociados en forma de compuestos, en vez de permanecer libres? Como veremos con cierto detalle en este bloque, tal parece que la naturaleza tiende a buscar el estado de mínima energía. Así, al formar un compuesto, los elementos químicos logran una situación más estable y que haga uso de menor energía.

¿De qué manera se forma un compuesto? Para formar un compuesto se establece un **enlace químico**, que se define como la *fuerza que mantiene unidos a los átomos de un compuesto, de manera que éste se comporta como una unidad*.

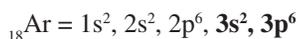
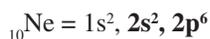
Existen varios tipos de enlace, entre los que estudiaremos el iónico, el covalente en sus diversas variantes, el enlace metálico y las interacciones que se dan entre las moléculas, mismas que nos ayudan a entender las propiedades características de sólidos, líquidos y gases. Entremos, pues, en materia.

## Enuncia la regla del octeto

Durante el desarrollo de sus estudios, **Gilbert N. Lewis** (1875-1946), químico estadounidense, revisó con detenimiento un fenómeno que se presenta con frecuencia cuando los elementos se combinan para formar un compuesto y, por las razones que explicaremos enseguida, llamó **regla del octeto**.

Esta regla establece que al formar un compuesto, los elementos químicos pueden ganar, perder o compartir electrones, hasta obtener un total de ocho en su capa más externa, también conocida como **capa de valencia**.

¿Por qué se menciona el número ocho como el número al que tienden los átomos al combinarse? En el bloque anterior revisamos el grupo de elementos que se encuentran en el extremo derecho de la tabla periódica. A este grupo de elementos se les caracteriza por poseer una estabilidad notable y por reaccionar en contadas ocasiones con otros elementos, razón por la cual se les denomina gases nobles o inertes. Lewis encontró que todos ellos, con excepción del helio, tienen exactamente ocho electrones en su capa de valencia. Veamos, a manera de ejemplo, la configuración electrónica del neón ( $_{10}\text{Ne}$ ) y del argón ( $_{18}\text{Ar}$ ).



Como puede observarse, ambos tienen una configuración externa similar: tienen ocho electrones en su capa más externa (capa de valencia).

## Estructuras de Lewis

Para visualizar la configuración electrónica más externa y explicar la formación de los enlaces iónicos o covalentes, Lewis inventó una representación esquemática a la que se conoce como estructuras de Lewis. El símbolo químico representa a todas las capas más internas (a las cuales se les llama *kernel* = núcleo) y los electrones de la capa de valencia se representan por puntos u otros signos como taches, triángulos, etc. Los primeros diez elementos químicos tienen la siguiente representación:

**Tabla 1** Símbolos de puntos de Lewis para los átomos del grupo principal

| 1A<br><i>ns</i> <sup>1</sup> | 2A<br><i>ns</i> <sup>2</sup> | 3A<br><i>nsnp</i> <sup>1</sup> | 4A<br><i>nsnp</i> <sup>2</sup> | 5A<br><i>nsnp</i> <sup>3</sup> | 6A<br><i>nsnp</i> <sup>4</sup> | 7A<br><i>nsnp</i> <sup>5</sup> | 8A<br><i>nsnp</i> <sup>6</sup> |
|------------------------------|------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| Li•                          | •Be•                         | •B•                            | •C•                            | •N•                            | •O•                            | •F•                            | •Ne•                           |
| Na•                          | •Mg•                         | •Al•                           | •Si•                           | •P•                            | •S•                            | •Cl•                           | •Ar•                           |

Para escribir una estructura de Lewis es muy importante escribir correctamente la configuración electrónica y ubicar cada una de las capas electrónicas en las que se encuentran los electrones. La capa de valencia se representará ubicando el símbolo que hayamos elegido (puntos, triángulos, taches, etc.), colocando uno por uno en los cuatro extremos y sólo entonces completaremos los pares de electrones.

### Ejemplo:

Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos y establece la estructura de Lewis correspondiente.

- magnesio
- aluminio
- bromo
- kriptón

### Solución:

- a. El magnesio ( ${}_{12}\text{Mg}$ ) tiene la siguiente configuración electrónica:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$ . Tiene por tanto, tres capas. En la capa de valencia tiene dos electrones y la estructura de Lewis queda así:



- b. Por su parte, el aluminio ( ${}_{13}\text{Al}$ ) tiene la configuración electrónica  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$ . Tiene tres capas, y posee tres electrones en su capa de valencia, por lo que la estructura de Lewis correspondiente será:



- c. El bromo ( ${}_{35}\text{Br}$ ) presenta la siguiente configuración:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$ . En consecuencia, posee cuatro capas, la capa de valencia ( $4s^2, 4p^5$ ) posee siete electrones. De acuerdo con esto, la estructura correspondiente será.



- d. La configuración electrónica del kriptón ( ${}_{36}\text{Kr}$ ) es  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$ , por lo cual en la capa de valencia tiene ocho electrones y la estructura de Lewis correspondiente será:



## Actividad 2

Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos químicos y dibuja la estructura de Lewis correspondiente:

- a. calcio
- b. cloro
- c. sodio
- d. yodo
- e. xenón

## Describe la formación del enlace iónico y las propiedades que presentan los compuestos con este tipo de enlace

**Estado basal:** es el estado límite de baja energía o más estable.

**Ión:** átomo o grupo de átomos que presentan una carga eléctrica debido a la pérdida o ganancia de electrones.

Cuando se encuentran en su **estado basal**, los átomos de cualquier elemento son eléctricamente neutros, lo cual se entiende porque los electrones (con carga negativa) se encuentran exactamente en igual número que los protones (con carga positiva). Sin embargo, cuando interactúan con algún otro elemento, al desarrollarse una reacción química, los átomos, dependiendo de sus características peculiares, como explicaremos en el desarrollo de este bloque, pueden ganar, perder o compartir electrones. Cuando un átomo gana o pierde electrones se convierte en un **ión**. A los iones positivos se acostumbra denominarlos **cationes**, mientras que los iones negativos reciben el nombre de **aniones**. En resumen, cuando un átomo gana electrones, su carga se vuelve negativa y se convierte en un anión. Tal comportamiento es característico de los no metales. Por su parte, los átomos que pierden electrones adquieren carga positiva y se convierten en cationes. Los metales presentan preferentemente, este tipo de comportamiento.

En este momento surge una pregunta importante: ¿qué determina el que un elemento se caracterice por ganar o perder electrones? La respuesta la encontramos en tres aspectos, de los cuales dos han sido abordados y del tercero hablaremos enseguida: se trata de la configuración electrónica, sobre todo de su capa de valencia y de la regla del octeto establecida por Lewis. El tercer aspecto es una propiedad que se llama **electronegatividad**.

### ¿Qué es la electronegatividad?

Es una propiedad de los elementos que expresa la *fuerza de atracción que un átomo ejerce sobre los electrones que participan en el enlace químico*. Los valores de electronegatividad se han determinado de manera experimental y muestran que los **no metales** son elementos químicos con un alto valor de electronegatividad. Los metales, por su parte, poseen valores bajos de electronegatividad. Como se muestra en la tabla siguiente, el elemento más electronegativo es el flúor con un valor de 4.0 pauling, y el francio el menos electronegativo con un valor de 0.6 pauling.

**Tabla 2** Valores de electronegatividad para algunos elementos químicos.

|                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |
|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|
| <b>1</b><br>H<br>2.1   |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        | <b>2</b><br>He<br>---  |
| <b>3</b><br>Li<br>1.3  | <b>4</b><br>Be<br>1.5  |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        | <b>5</b><br>B<br>2.0   | <b>6</b><br>C<br>2.5   | <b>7</b><br>N<br>3.0   | <b>8</b><br>O<br>3.5   | <b>9</b><br>F<br>4.0   | <b>10</b><br>Ne<br>--- |
| <b>11</b><br>Na<br>0.9 | <b>12</b><br>Mg<br>1.2 |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        | <b>13</b><br>Al<br>1.5 | <b>14</b><br>Si<br>1.8 | <b>15</b><br>P<br>2.1  | <b>16</b><br>S<br>2.5  | <b>17</b><br>Cl<br>3.0 | <b>18</b><br>Ar<br>--- |
| <b>19</b><br>K<br>0.8  | <b>20</b><br>Ca<br>1.0 | <b>21</b><br>Sc<br>1.3 | <b>22</b><br>Ti<br>1.5 | <b>23</b><br>V<br>1.6  | <b>24</b><br>Cr<br>1.6 | <b>25</b><br>Mn<br>1.5 | <b>26</b><br>Fe<br>1.8 | <b>27</b><br>Co<br>1.9 | <b>28</b><br>Ni<br>1.9 | <b>29</b><br>Cu<br>1.9 | <b>30</b><br>Zn<br>1.6 | <b>31</b><br>Ga<br>1.6 | <b>32</b><br>Ge<br>1.9 | <b>33</b><br>As<br>2.0 | <b>34</b><br>Se<br>2.4 | <b>35</b><br>Br<br>2.8 | <b>36</b><br>Kr<br>--- |
| <b>37</b><br>Rb<br>0.8 | <b>38</b><br>Sr<br>1.0 | <b>39</b><br>Y<br>1.2  | <b>40</b><br>Zr<br>1.4 | <b>41</b><br>Nb<br>1.6 | <b>42</b><br>Mo<br>1.8 | <b>43</b><br>Tc<br>1.9 | <b>44</b><br>Ru<br>2.2 | <b>45</b><br>Rh<br>2.2 | <b>46</b><br>Pd<br>2.2 | <b>47</b><br>Ag<br>1.9 | <b>48</b><br>Cd<br>1.7 | <b>49</b><br>In<br>1.7 | <b>50</b><br>Sn<br>1.8 | <b>51</b><br>Sb<br>1.9 | <b>52</b><br>Te<br>2.1 | <b>53</b><br>I<br>2.5  | <b>54</b><br>Xe<br>--- |
| <b>55</b><br>Cs<br>0.7 | <b>56</b><br>Ba<br>0.9 | <b>57</b><br>La        | <b>72</b><br>Hf        | <b>73</b><br>Ta        | <b>74</b><br>W         | <b>75</b><br>Re        | <b>76</b><br>Os        | <b>77</b><br>Ir        | <b>78</b><br>Pt        | <b>79</b><br>Au        | <b>80</b><br>Hg<br>1.9 | <b>81</b><br>Tl        | <b>82</b><br>Pb        | <b>83</b><br>Bi        | <b>84</b><br>Po        | <b>85</b><br>At        | <b>86</b><br>Rn        |
| <b>87</b><br>Fr<br>0.6 | <b>88</b><br>Ra<br>0.8 | <b>89</b><br>Ac        | <b>104</b><br>Rf       | <b>105</b><br>Db       | <b>106</b><br>Sg       | <b>107</b><br>Bh       | <b>108</b><br>Hs       | <b>109</b><br>Mt       |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |                        |

|                 |                 |                 |                 |                 |                 |                 |                 |                 |                 |                  |                  |                  |                  |
|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
| <b>58</b><br>Ce | <b>59</b><br>Pr | <b>60</b><br>Nd | <b>61</b><br>Pm | <b>62</b><br>Sm | <b>63</b><br>Eu | <b>64</b><br>Gd | <b>65</b><br>Tb | <b>66</b><br>Dy | <b>67</b><br>Ho | <b>68</b><br>Er  | <b>69</b><br>Tm  | <b>70</b><br>Yb  | <b>71</b><br>Lu  |
| <b>90</b><br>Th | <b>91</b><br>Pa | <b>92</b><br>U  | <b>93</b><br>Np | <b>94</b><br>Pu | <b>95</b><br>Am | <b>96</b><br>Cm | <b>97</b><br>Bk | <b>98</b><br>Cf | <b>99</b><br>Es | <b>100</b><br>Fm | <b>101</b><br>Md | <b>102</b><br>No | <b>103</b><br>Lr |

La **electronegatividad**, la **afinidad electrónica**, el **radio atómico** y la **energía de ionización** se consideran **propiedades periódicas** debido a que se hace evidente su variación de manera gradual y marcada, ya sea dentro de un grupo o un periodo. Lo anterior implica que los valores de cada una de las propiedades periódicas mencionadas dependerán de la ubicación del elemento en la tabla periódica y, como recordarás, esto, en última instancia, está en función de su número atómico, puesto que es la base de la clasificación actual.

En el caso concreto de la electronegatividad, observamos que en la tabla periódica los valores aumentan hacia la derecha dentro de un periodo (es decir, en el sentido horizontal) y disminuyen hacia abajo dentro de un grupo (esto es, en el sentido vertical).

## ¿Cómo se forma el enlace iónico?

Como acabamos de comentar, por lo general, los metales poseen, un bajo valor de electronegatividad y los no metales un valor alto. Cuando un metal y un no metal reaccionan, el átomo metálico, que no retiene con mucha fuerza a sus electrones de la capa de valencia los “cede” al no metal. Así, el átomo metálico se convierte,

como ya hemos dicho, en un ion positivo; por su parte, el no metal se convierte en un ion negativo al ganar los electrones. La atracción electrostática entre iones de carga opuesta da origen al enlace iónico.

El establecimiento del enlace iónico entre el metal sodio y el no metal cloro da origen al cloruro de sodio y es un ejemplo clásico de este tipo de enlace. Examinémoslo detalladamente:

La configuración electrónica de cada uno de los dos elementos se muestra enseguida:



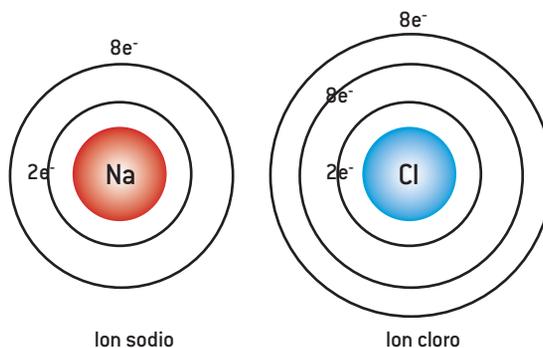
De acuerdo con la tabla 2, el sodio tiene un valor de electronegatividad de 0.9 pauling, y el cloro un valor de 3.1 pauling. La diferencia de electronegatividad entre ambos átomos se calcula de la manera siguiente:

$$dE = 3.1 - 0.9 = 2.2$$

Los enlaces iónicos se caracterizan, entre otras cosas, porque la diferencia de electronegatividad entre los átomos participantes es igual o mayor que 1.7.

Al efectuarse la reacción, el átomo de sodio transfiere su electrón de valencia al átomo de cloro. ¿Qué sucede, en consecuencia?

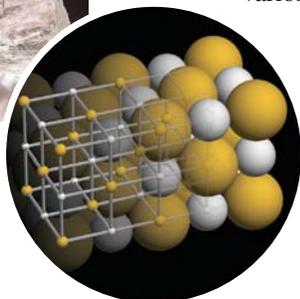
En primer lugar ¡se cumple la regla del octeto! Observa el esquema y te darás cuenta que al ceder su electrón, la capa más externa del sodio contiene ocho electrones y lo mismo sucede con el cloro, que ahora... ¡también tiene ocho electrones en su capa de valencia! Aunado a esto, como ya se ha explicado, la atracción electrostática logra que se establezca un enlace apropiado entre ambos iones y formen una unidad:



La atracción entre iones de carga opuesta explica la formación del enlace iónico.

## Propiedades de los compuestos iónicos

Las sustancias que presentan el enlace iónico tienen propiedades características que las distinguen de otras sustancias con enlace covalente.



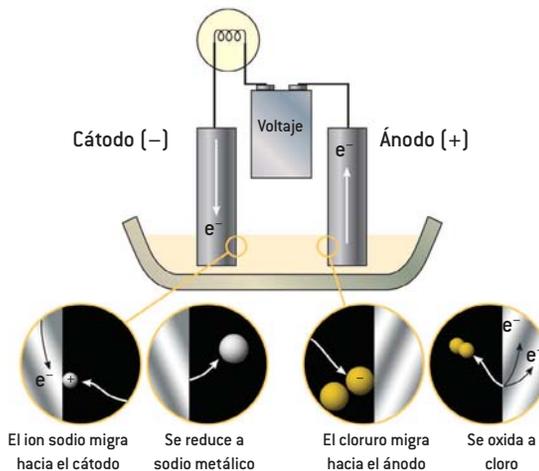
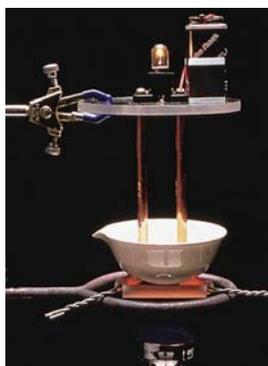
Por principio hemos de decir que los compuestos iónicos se organizan de tal forma que tienen una estructura cristalina fuertemente unida. Cada ion positivo es rodeado por varios iones negativos; a su vez, cada uno de los iones negativos está rodeado por varios iones positivos, como se muestra en la figura siguiente:

Dependiendo de los iones que constituyan el cristal, el arreglo puede ser muy distinto al que presenta la figura. En la naturaleza podemos encontrar compuestos iónicos con arreglos cristalinos triangulares, piramidales, bipiramidales, etcétera.

Otra propiedad muy importante asociada con el enlace de tipo iónico es el punto de fusión y de ebullición. La fuerte atracción electrostática explica de manera muy directa por qué son tan altos sus puntos de fusión y ebullición en comparación con otras sustancias de similar peso molecular.

Cuando un sólido iónico se disuelve en agua, se observa otra propiedad importante: las soluciones resultantes pueden conducir la electricidad. En la figura siguiente se muestra un experimento en el que se ha disuelto cloruro de sodio en agua. Los electrodos se encuentran sumergidos en la solución y están conectados a una fuente de corriente y a un foco. La transmisión de la corriente eléctrica en el seno de la solución permite que el circuito se cierre y el foco se encienda.

Preparación de sodio y cloro por electrólisis de NaCl fundido. En estado fundido, los iones sodio migran hacia el cátodo negativo, en donde se reducen a sodio metálico. Los iones cloruro migran hacia el ánodo positivo, donde se oxidan a cloro elemental. [Charles D. Winters]



Esta propiedad de disociación al entrar en solución se aprovecha de muchas formas: un primer ejemplo lo constituye el líquido con el que se llenan los acumuladores de los automóviles. También se usa para cubrir un objeto determinado como cucharas, tenedores y cuchillos con cromo, plata u otro metal. Esta técnica se conoce como depositación electrolítica.

Para concluir este tema hemos de mencionar que los sólidos iónicos, a pesar de su dureza, también son relativamente frágiles.

En resumen, las propiedades más características de los compuestos iónicos son:

- Se presentan como sólidos cristalinos.
- Poseen alto punto de fusión y ebullición.
- No forman moléculas verdaderas sino conglomerados gigantes de iones.
- Disueltos en solución son capaces de conducir la electricidad.



## Actividad 3

- 1.- Explica la forma en que se origina un enlace iónico. Ejemplifica.
- 2.- ¿Qué propiedades tienen los compuestos iónicos?
- 3.- Piensa de qué maneras estás relacionado con el enlace iónico en tu vida diaria.
- 4.- Investiga algunas moléculas iónicas que se encuentren presentes en tu organismo y el papel que desempeñan en tus funciones vitales.

## Describe el concepto de enlace covalente

Un grupo importante de sustancias se origina mediante un enlace notablemente diferente al enlace iónico. El agua, el azúcar, los compuestos derivados del carbono y muchos más presentan enlace covalente.

### Estructuras de Lewis y electronegatividad

Una de las razones fundamentales para que se establezca un enlace covalente radica en la diferencia de electronegatividad entre los átomos participantes. Mientras que en el enlace iónico la diferencia es mayor o igual que 1.7, en los enlaces covalentes es menor que este valor y, en algunos casos puede ser cero.

#### Ejemplo:

A partir de los valores de electronegatividad concluye si el enlace es iónico o covalente.

- a. Li – Cl
- b. C – O
- c. H – S
- d. Ca – Cl
- e. H – N
- f. F – F

#### Solución:

De la tabla 2 tomamos los valores de electronegatividad para los átomos que participan en el enlace y calculamos su diferencia. Si la diferencia es cero, es un enlace del tipo covalente no polar u homopolar. Si la diferencia es menor que 1.7 se trata de un enlace covalente polar y si es mayor que 1.7 la diferencia de electronegatividades, entonces se afirma que es un enlace de tipo iónico.

| Enlace  | Diferencia de electronegatividad | Tipo de enlace     |
|---------|----------------------------------|--------------------|
| Li – Cl | $3.0 - 1.3 = 1.7$                | Iónico             |
| C – O   | $3.5 - 2.5 = 1.0$                | Covalente polar    |
| H – S   | $2.5 - 2.1 = 0.4$                | Covalente polar    |
| Ca – Cl | $3.0 - 1.0 = 2.0$                | Iónico             |
| H – N   | $3.0 - 2.1 = 0.9$                | Covalente polar    |
| F – F   | $4.0 - 4.0 = 0$                  | Covalente no polar |

Como la diferencia de electronegatividad es mayor que 1.7, se tiene un enlace iónico en los incisos a y d, en todos los demás casos se tienen enlaces covalentes. El inciso f se destaca porque no hay diferencia de electronegatividad al ser iguales los átomos participantes.

### ¿Todos los enlaces covalentes son iguales?

Aunque de manera general el enlace covalente se establece mediante el proceso de compartir electrones, podemos distinguir tres tipos diferentes:

- **Enlace covalente no polar u homopolar:** se establece entre átomos de la misma especie, y por esa razón su diferencia de electronegatividad es cero. Los electrones se sitúan exactamente entre los átomos que participan en el enlace y la nube electrónica está perfectamente balanceada.  
Algunos elementos no metálicos que se muestran como gases a temperatura ambiente presentan enlace covalente no polar:  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ .
- **Enlace covalente polar:** se presenta cuando los átomos participantes tienen una diferencia de electronegatividad (dE.) menor que 1.7. Ambos átomos comparten electrones, hasta lograr obtener una capa de valencia con ocho, sin embargo, el más electronegativo atrae con mayor fuerza a los electrones de enlace y esto origina cargas parcialmente negativas en un extremo de la molécula y cargas parcialmente positivas en el otro extremo. A estas cargas parciales se les llama **dipolos** y se representan por la letra griega delta minúscula ( $\delta$ ).
- **Enlace covalente coordinado:** En este tipo de enlace uno de los dos átomos participantes “dona” el par electrónico de enlace, y el otro únicamente hace espacio en su capa de valencia para acomodarlos. Veremos algunos ejemplos de este tipo de enlace en el desarrollo de este tema.

**Dipolo:** sistema que presenta dos cargas de signo contrario en dos puntos o polos, como ocurre en una molécula o en un imán.

### Representación de enlaces covalentes mediante estructuras de Lewis

Una manera extremadamente útil para comprender la naturaleza del enlace covalente y visualizar de manera esquemática la estructura del compuesto, lo representan las estructuras de Lewis. Como vimos en el tema anterior, los electrones de la capa de valencia se representan por puntos u otro símbolo adecuado.

Para representar las estructuras de Lewis de los compuestos covalentes se utiliza el procedimiento que a continuación se describe:

Calcular el total de electrones de valencia que aportan los átomos participantes en la fórmula.

- Dibujar un boceto de la estructura del compuesto, representando los pares electrónicos de enlace mediante líneas rectas. Si el compuesto es poliatómico, debe buscarse el elemento central, que con frecuencia es el menos electronegativo, y los demás átomos deben ubicarse rodeándolo. Tanto el hidrógeno como los metales de los grupos IA y IIA no se conectan directamente al elemento central sino a uno de los átomos periféricos.
- Del total de electrones de valencia se restan dos por cada enlace y al resultado se le vuelve a dividir entre dos para obtener el total de pares electrónicos no enlazantes que servirán para completar los octetos. Tanto el hidrógeno como los metales que participan en la estructura *no* completan el octeto sino solamente el “dueto”. En otras palabras, solamente requieren dos electrones en su capa de valencia como máximo.
- Una vez distribuidos los pares de electrones no enlazantes debe hacerse la verificación del octeto en todos los átomos que así lo requieran. En ocasiones se nota que faltan electrones, dado que no podemos agregar más, sospechamos que existe, posiblemente, un doble o un triple enlace. Colocaremos el doble enlace donde sea oportuno (normalmente entre el átomo central y uno de los átomos que se enlazan directamente a él) y quitaremos un par no enlazante a cada uno de los átomos involucrados. Reiteramos el conteo y procedemos hasta que se cumplan los octetos o los duetos, según sea el caso.

Ilustremos lo anterior con el siguiente ejemplo:

Dibuja la estructura de Lewis para los siguientes casos:

- $O_2$
- $NH_3$
- $H_3PO_4$

### Soluciones:

El oxígeno se encuentra en el grupo VIA, lo cual nos indica que posee seis electrones de Valencia, con base en ello, calculamos un total de 12 electrones de valencia porque son dos átomos.

La estructura inicial será O–O, como hay un solo enlace restamos dos al total. Al dividir los diez restantes entre dos tendremos cinco pares no enlazantes. Al repartirlos en los dos átomos, uno cumple con el octeto, pero al otro le hacen falta dos electrones. Agregamos otro enlace entre ambos átomos, y simultáneamente quitamos un par no enlazante del átomo de oxígeno que posee tres, con ello tendremos una estructura como la siguiente:



El doble enlace implica cuatro electrones compartidos. Sumados a éstos los dos pares no enlazantes completan para cada uno de los dos átomos el octeto. La estructura está concluida.

b. Para el amoníaco:

| Fórmula         | Electrones de valencia  | Estructuras previas   | Estructura final  |
|-----------------|---|---|---|
| NH <sub>3</sub> | N 1 × 5 = 5<br>H 3 × 1 = 3<br>Total = 8e <sup>-</sup> de valencia | $\begin{array}{c} \ddot{\text{N}} \\ \text{H} - \text{N} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \ddot{\text{N}} \\ \text{H} - \text{N} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ |
|                 | Cuatro pares en total   |   | 3 pares en los enlaces y 1 no enlazante   |

c. Para el ácido fosfórico:

| Fórmula                        | Electrones de valencia   | Estructuras previas  | Estructura final  |
|--------------------------------|--|--|---|
| H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> | H 3 × 1 = 3<br>P 1 × 5 = 5<br>O 4 × 6 = 24<br>Total = 32e <sup>-</sup> de valencia | $\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \text{H} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \ddot{\text{P}} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \text{H} \\ \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \\   \\ \text{H} \end{array}$  | $\begin{array}{c} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \\ \uparrow \\ \text{H} - \ddot{\text{O}} - \text{P} - \ddot{\text{O}} - \text{H} \\   \\ \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \\   \\ \text{H} \end{array}$ |
|                                | 16 pares en total  | 7 pares en los enlaces y 9 pares no enlazantes dan un total de 16, tal como se había calculado. Todos cumplen con el octeto, pero el átomo de oxígeno en la parte superior no ha aportado ningún electrón de su dotación inicial, solamente ha aceptado el par de enlace proporcionado por el átomo de fósforo. Éste es un ejemplo de enlace de tipo covalente coordinado y lo representaremos por una flecha. | Estructura terminada  |

Antes de continuar, debemos precisar varios aspectos que deben considerarse al intentar dibujar estructuras de Lewis para compuestos poliatómicos:

El átomo central es, por lo general, aquel que tiene un menor valor de electro-negatividad y, coincidentemente, establece el mayor número de enlaces.

Los átomos de hidrógeno no completan el octeto, sino exclusivamente un **dueto** de electrones, por lo que no se le deben agregar más.

Si en la fórmula existen átomos de oxígeno e hidrógeno, los de oxígeno se enlazan directamente al átomo central, mientras que los de hidrógeno se unen a los de oxígeno.



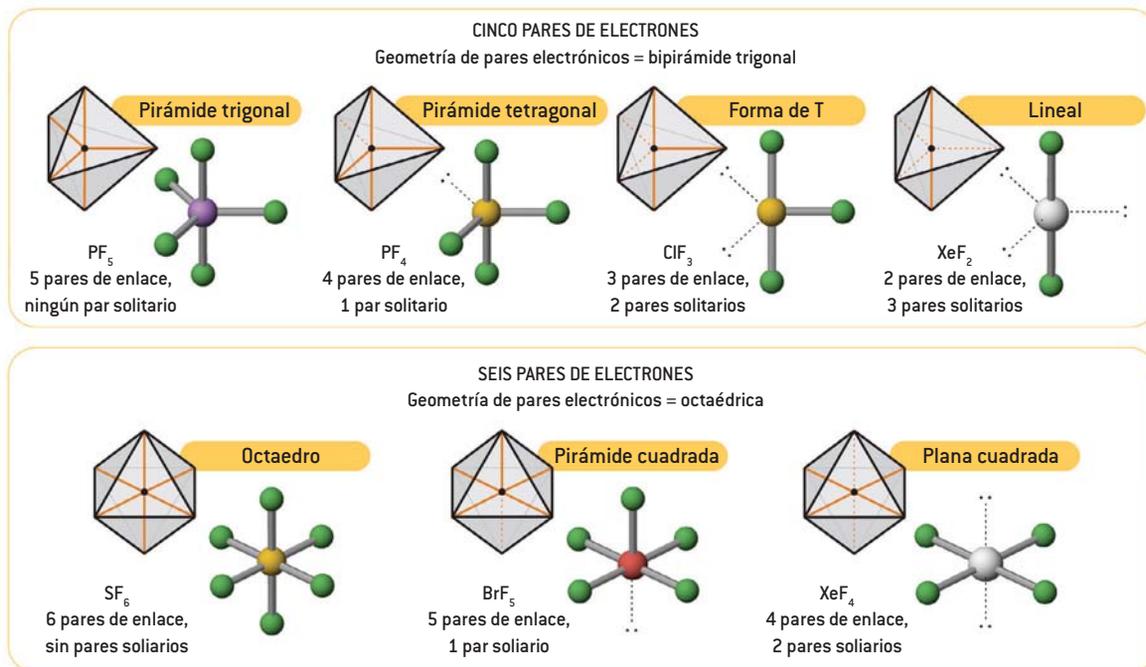
## Actividad 4

1. Aplica lo aprendido y dibuja la estructura de Lewis para los siguientes compuestos:

- $N_2$
- $H_2O$
- $H_2SO_4$

## Geometría molecular y polaridad

Las moléculas que se forman a partir de un enlace covalente, sea cual sea su tipo, presentan una geometría molecular característica que depende de varios aspectos íntimamente relacionados: la clase de átomos que constituyen la molécula, su electronegatividad, el total de enlaces formados, y los pares de electrones que no participan en el enlace, que se conocen como **pares de electrones no enlazantes**.



Geometrías de pares electrónicos y formas moleculares de moléculas y iones con cinco (parte superior) o seis (parte inferior) pares de electrones en torno al átomo central.

Una vez que se ha dibujado la estructura de Lewis correspondiente, se cuentan el total de enlaces formados y el total de pares de electrones no enlazantes.

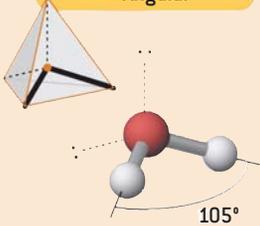
**Ejemplo:**

Determina la geometría molecular de los siguientes compuestos:

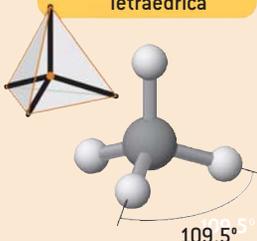
- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_4$
- $\text{NH}_3$

**Soluciones:**

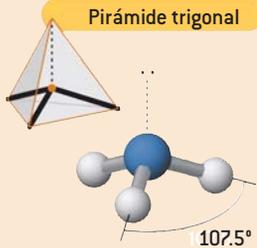
- Para el agua:

| Fórmula              | Cantidad de átomos en la fórmula | Electrones de valencia  | Estructura de Lewis   | Geometría molecular   |
|----------------------|----------------------------------|---|---|---|
| $\text{H}_2\text{O}$ | H = 2<br>O = 1                   | H = $1 \times 2 = 2$<br>O = $6 \times 1 = 6$<br>Total = $8/2 = 4$ pares de electrones | $\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} - \text{H}$ | 4 pares en total, 2 pares en los enlaces y 2 pares libres.<br>Su geometría es acodada:<br><br><div style="text-align: center;"> <span style="background-color: #FFD700; border-radius: 10px; padding: 2px 10px;">Angular</span><br/> <br/>           Agua,<br/>2 pares de enlace,<br/>2 pares solitarios         </div> |

- Para el metano:

| Fórmula       | Cantidad de átomos en la fórmula | Electrones de valencia   | Estructura de Lewis   | Geometría molecular   |
|---------------|----------------------------------|--|---|---|
| $\text{CH}_4$ | C = 1<br>H = 4                   | C = $1 \times 4 = 4$<br>H = $4 \times 1 = 4$<br>Total = $8 e^-$<br><br>4 pares de electrones | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \cdot \text{C} \cdot \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$ | 4 pares en total<br>4 enlaces<br>0 pares libres.<br>La molécula es tetraédrica<br><br><div style="text-align: center;"> <span style="background-color: #FFD700; border-radius: 10px; padding: 2px 10px;">Tetraédrica</span><br/> <br/>           Metano, <math>\text{CH}_4</math>,<br/>4 pares de enlace,<br/>ningún par solitario         </div> |

c. Para el amoníaco:

| Fórmula         | Cantidad de átomos en la fórmula | Electrones de valencia  | Estructura de Lewis   | Geometría molecular  |
|-----------------|----------------------------------|---|---|--|
| NH <sub>3</sub> | N = 5<br>H = 1                   | N = 1 × 5 = 5<br>H = 3 × 1 = 3<br>Total = 8 e <sup>-</sup><br><br>4 pares de electrones | $\begin{array}{c} \text{H} : \ddot{\text{N}} : \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ | 4 pares en total<br>3 enlaces<br>1 par libre<br>La molécula es trigonal piramidal.<br> <p>Pirámide trigonal</p> <p>Amoníaco, NH<sub>3</sub>,<br/>                     3 pares de enlace,<br/>                     1 par solitario</p> |



## Actividad 5

Determina la geometría molecular para los siguientes compuestos:

- CCl<sub>4</sub>
- CS<sub>2</sub>
- PH<sub>3</sub>

## Explica las propiedades de los compuestos covalentes

Así como el enlace iónico le confiere a las sustancias que lo poseen propiedades particulares, el enlace covalente también provoca que los compuestos tengan propiedades como las siguientes:

- Pueden presentarse en cualquiera de los tres estados de agregación: sólido, líquido o gas.
- Forma verdaderas moléculas.
- Bajo punto de fusión y de ebullición.
- Pueden disolverse en sustancias polares o no polares, dependiendo de que sean, respectivamente, polares o no polares, a su vez.



## Actividad 6

1. Define los diferentes tipos de enlace covalente y ejemplifícalos.
2. Señala las propiedades de los compuestos covalentes y compáralas con las del enlace iónico. ¿Qué diferencias son verdaderamente significativas?, ¿dónde encajan una mayor cantidad de compuestos?, ¿por qué?

## Describe las teorías que explican el enlace metálico (teoría del mar de electrones y la teoría de bandas)

Los metales representan el grupo más numeroso de elementos en la tabla periódica. Los grupos IA, IIA, los elementos de transición, presentan propiedades metálicas. Todos ellos tienen características que pueden explicarse a partir del enlace metálico.

El enlace entre los átomos metálicos presenta características muy diferentes a los enlaces iónicos y covalentes. De acuerdo con la teoría actual y con los resultados obtenidos mediante técnicas de difracción de rayos X, los núcleos metálicos se encuentran organizados en un ordenamiento cristalino rígido. Dependiendo de la configuración electrónica del átomo metálico, el arreglo puede ser aproximadamente cúbico, hexagonal, etc. Por su parte, los electrones se mueven con mucha libertad entre los núcleos. Por ello, el enlace metálico se considera como una red de núcleos **cargados positivamente inmersos en un mar de electrones**.

La libertad con la que se mueven los electrones en los metales se asocia con la propiedad llamada **energía de ionización**, que se define como la *cantidad de energía necesaria para extraer un electrón de un átomo*. Como podemos observar en la tabla de la página siguiente, la energía de ionización en los metales es considerablemente menor que en los no metales. ¿Qué significa esto? Pues que es menos “costoso”, en términos de energía, extraer un electrón de un metal que de un no metal.

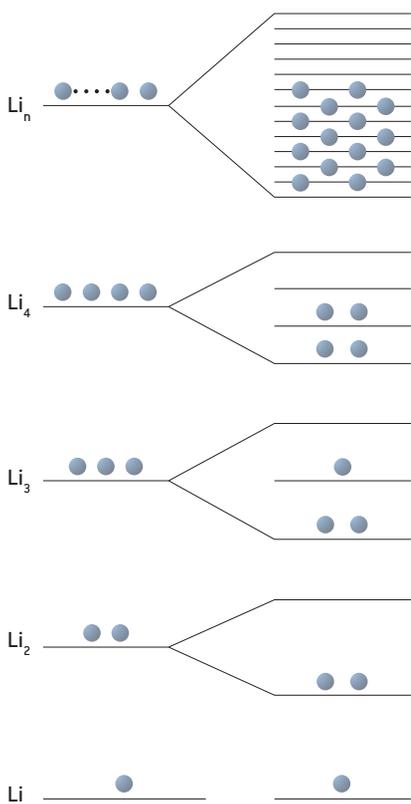
En resumen, el **enlace metálico** puede considerarse como la fuerza que mantiene unidos a los átomos metálicos y que se genera por la atracción entre los electrones móviles y los iones positivos del metal.

El modelo de enlace metálico también se puede explicar mediante la **teoría de bandas**.

De acuerdo con esta teoría, *todo átomo de metal tiene únicamente un número limitado de electrones de valencia con los que puede unirse a los átomos vecinos, de tal manera que deben repartirse*. El reparto de electrones se consigue por la superposición de orbitales atómicos de energía equivalente con los átomos adyacen-

**Tabla 3** Valores de primera energía de ionización, en unidades de electrón-volts (eV).

|           |           |        |           |           |       |           |           |      |            |           |      |            |           |      |            |           |       |            |           |           |            |           |           |            |           |      |           |           |       |            |           |       |            |           |       |            |           |       |            |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |
|-----------|-----------|--------|-----------|-----------|-------|-----------|-----------|------|------------|-----------|------|------------|-----------|------|------------|-----------|-------|------------|-----------|-----------|------------|-----------|-----------|------------|-----------|------|-----------|-----------|-------|------------|-----------|-------|------------|-----------|-------|------------|-----------|-------|------------|-----------|-------|-----------|-----------|-------|-----------|-----------|-------|-----------|-----------|-------|-----------|-----------|-------|
| <b>1</b>  | <b>H</b>  | 13.598 |           |           |       |           |           |      |            |           |      |            |           |      |            |           |       |            | <b>2</b>  | <b>He</b> | 24.59      |           |           |            |           |      |           |           |       |            |           |       |            |           |       |            |           |       |            |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |
| <b>3</b>  | <b>Li</b> | 5.392  | <b>4</b>  | <b>Be</b> | 9.322 |           |           |      |            |           |      |            |           |      |            |           |       |            |           |           |            | <b>9</b>  | <b>F</b>  | 17.42      |           |      |           |           |       |            |           |       |            |           |       |            |           |       |            |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |
| <b>11</b> | <b>Na</b> | 5.139  | <b>12</b> | <b>Mg</b> | 7.646 |           |           |      |            |           |      |            |           |      |            |           |       |            |           |           |            | <b>17</b> | <b>Cl</b> | 12.97      |           |      |           |           |       |            |           |       |            |           |       |            |           |       |            |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |
| <b>19</b> | <b>K</b>  | 4.341  | <b>20</b> | <b>Ca</b> | 6.113 | <b>21</b> | <b>Sc</b> | 6.54 | <b>22</b>  | <b>Ti</b> | 6.82 | <b>23</b>  | <b>V</b>  | 6.74 | <b>24</b>  | <b>Cr</b> | 6.766 | <b>25</b>  | <b>Mn</b> | 7.435     | <b>26</b>  | <b>Fe</b> | 7.87      | <b>27</b>  | <b>Co</b> | 7.86 | <b>28</b> | <b>Ni</b> | 7.635 | <b>29</b>  | <b>Cu</b> | 7.726 | <b>30</b>  | <b>Zn</b> | 9.3   | <b>31</b>  | <b>Ga</b> | 5.999 | <b>32</b>  | <b>Ge</b> | 7.899 | <b>33</b> | <b>As</b> | 9.81  | <b>34</b> | <b>Se</b> | 9.752 | <b>35</b> | <b>Br</b> | 11.81 | <b>36</b> | <b>Kr</b> | 13.99 |
| <b>37</b> | <b>Rb</b> | 4.177  | <b>38</b> | <b>Sr</b> | 5.695 | <b>39</b> | <b>Y</b>  | 6.38 | <b>40</b>  | <b>Zr</b> | 6.84 | <b>41</b>  | <b>Nb</b> | 6.88 | <b>42</b>  | <b>Mo</b> | 7.09  | <b>43</b>  | <b>Tc</b> | 7.28      | <b>44</b>  | <b>Ru</b> | 7.37      | <b>45</b>  | <b>Rh</b> | 7.46 | <b>46</b> | <b>Pd</b> | 8.34  | <b>47</b>  | <b>Ag</b> | 7.58  | <b>48</b>  | <b>Cd</b> | 8.99  | <b>49</b>  | <b>In</b> | 5.79  | <b>50</b>  | <b>Sn</b> | 7.34  | <b>51</b> | <b>Sb</b> | 8.64  | <b>52</b> | <b>Te</b> | 9.009 | <b>53</b> | <b>I</b>  | 10.45 | <b>54</b> | <b>Xe</b> | 12.13 |
| <b>55</b> | <b>Cs</b> | 3.894  | <b>56</b> | <b>Ba</b> | 5.212 | <b>57</b> | <b>La</b> | 5.58 | <b>72</b>  | <b>Hf</b> | 7.0  | <b>73</b>  | <b>Ta</b> | 7.89 | <b>74</b>  | <b>W</b>  | 7.98  | <b>75</b>  | <b>Re</b> | 7.88      | <b>76</b>  | <b>Os</b> | 8.7       | <b>77</b>  | <b>Ir</b> | 9.1  | <b>78</b> | <b>Pt</b> | 9.0   | <b>79</b>  | <b>Au</b> | 9.225 | <b>80</b>  | <b>Hg</b> | 10.44 | <b>81</b>  | <b>Tl</b> | 6.108 | <b>82</b>  | <b>Pb</b> | 7.416 | <b>83</b> | <b>Bi</b> | 7.289 | <b>84</b> | <b>Po</b> | 8.42  | <b>85</b> | <b>At</b> | ...   | <b>86</b> | <b>Rn</b> | 10.75 |
| <b>87</b> | <b>Fr</b> | ...    | <b>88</b> | <b>Ra</b> | 5.279 | <b>89</b> | <b>Ac</b> | 6.9  | <b>104</b> | <b>Rf</b> | ...  | <b>105</b> | <b>Db</b> | ...  | <b>106</b> | <b>Sg</b> | ...   | <b>107</b> | <b>Bh</b> | ...       | <b>108</b> | <b>Hs</b> | ...       | <b>109</b> | <b>Mt</b> | ...  |           |           |       |            |           |       |            |           |       |            |           |       |            |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |
| <b>58</b> | <b>Ce</b> | 5.47   | <b>59</b> | <b>Pr</b> | 5.42  | <b>60</b> | <b>Nd</b> | 5.49 | <b>61</b>  | <b>Pm</b> | 5.55 | <b>62</b>  | <b>Sm</b> | 5.63 | <b>63</b>  | <b>Eu</b> | 5.67  | <b>64</b>  | <b>Gd</b> | 6.14      | <b>65</b>  | <b>Tb</b> | 5.85      | <b>66</b>  | <b>Dy</b> | 5.93 | <b>67</b> | <b>Ho</b> | 6.02  | <b>68</b>  | <b>Er</b> | 6.10  | <b>69</b>  | <b>Tm</b> | 6.18  | <b>70</b>  | <b>Yb</b> | 6.254 | <b>71</b>  | <b>Lu</b> | 5.426 |           |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |
| <b>90</b> | <b>Th</b> | ...    | <b>91</b> | <b>Pa</b> | ...   | <b>92</b> | <b>U</b>  | ...  | <b>93</b>  | <b>Np</b> | ...  | <b>94</b>  | <b>Pu</b> | 5.8  | <b>95</b>  | <b>Am</b> | 6.0   | <b>96</b>  | <b>Cm</b> | ...       | <b>97</b>  | <b>Bk</b> | ...       | <b>98</b>  | <b>Cf</b> | ...  | <b>99</b> | <b>Es</b> | ...   | <b>100</b> | <b>Fm</b> | ...   | <b>101</b> | <b>Md</b> | ...   | <b>102</b> | <b>No</b> | ...   | <b>103</b> | <b>Lr</b> | ...   |           |           |       |           |           |       |           |           |       |           |           |       |



tes. Esta superposición va recorriendo todo el metal, formando amplios orbitales que se extienden por todo el sólido, en vez de pertenecer a átomos concretos. Cada uno de estos orbitales tiene un nivel de energía distinto debido a que los orbitales atómicos de los que proceden, tenían a su vez diferentes niveles de energía. Los orbitales, cuyo número es el mismo que el de los orbitales atómicos, tienen dos electrones cada uno y se van llenando en orden de menor a mayor energía hasta agotar el número de electrones disponibles. En esta teoría se dice que los grupos de electrones residen en **bandas**, que constituyen *conjuntos de orbitales*.

Basta un pequeño aumento de energía para que los electrones salten de una banda a otra, lo que explica las propiedades de conducción térmica y eléctrica que caracterizan a los metales.

Bandas de orbitales moleculares en un cristal metálico. En este caso, los átomos del Li que tienen cada uno un orbital de valencia (por ejemplo 2s) se combinan. A medida que se agregan cada vez más átomos con los mismos orbitales de valencia, el número de orbitales moleculares aumenta hasta que estos orbitales tienen energía tan cercana que se funden en una banda; así se forma una banda de orbitales moleculares.

## Reconoce las características que se derivan del enlace metálico

Derivadas de la naturaleza del enlace metálico, los metales poseen las siguientes propiedades:

- Brillo y lustre metálico.
- Sólidos a temperatura ambiente con excepción del mercurio (Hg), que es líquido.
- Alto punto de fusión y de ebullición.
- Dúctiles: se pueden trabajar en forma de hilos o alambres.
- Maleables: pueden hacerse láminas con ellos.
- Alto peso específico.
- Reaccionan con el oxígeno para formar óxidos básicos.
- Tienden a perder electrones cuando reaccionan químicamente y forman cationes (iones positivos).



## Actividad 7

1. Empleando el modelo de electrones libres y la teoría de bandas, explica por ti mismo el enlace metálico. Trata de emplear esquemas que te ayuden a explicar este enlace.
2. ¿Qué propiedades presentan los metales a partir del modelo de electrones libres y la teoría de bandas?

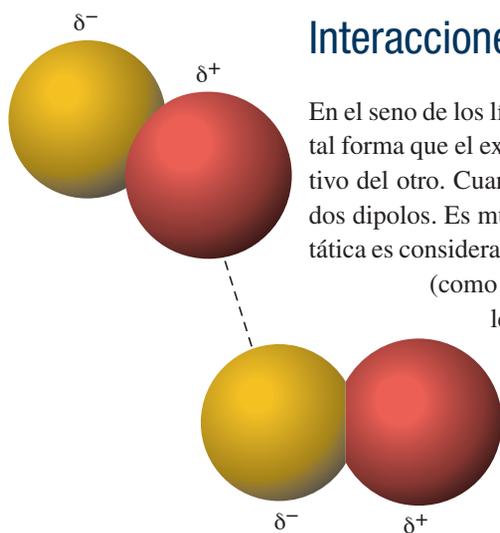
## Refiere la formación de las fuerzas intermoleculares

Los enlaces covalentes se pueden considerar como **fuerzas intermoleculares** porque mantienen unidos a los átomos, de forma que establecen un compuesto con características peculiares. Por otra parte, existen otras fuerzas de atracción más débiles que existen entre los átomos neutros y las moléculas. Estas fuerzas intermoleculares débiles son las responsables de algunas de las propiedades físicas de los compuestos moleculares, como la cohesión y la tensión superficial.

### AVERIGUA



La importancia de la cohesión y la tensión superficial en la vida de los seres vivos.



### Interacciones dipolo-dipolo

En el seno de los líquidos cuyas moléculas son polares, éstas tienden a alinearse de tal forma que el extremo positivo de un dipolo está dirigido hacia el extremo negativo del otro. Cuando esto ocurre, se genera una atracción electrostática entre los dos dipolos. Es muy importante dejar en claro que este tipo de atracción electrostática es considerablemente más débil que la atracción entre iones de carga opuesta (como en el enlace iónico), por varias razones: en primer lugar las moléculas se encuentran en constante movimiento, lo que les impide estar perfectamente alineadas; en segundo lugar, porque sólo existen cargas parciales sobre los extremos de los dipolos y, por último, porque además de las fuerzas de atracción también existen fuerzas de repulsión entre los dipolos con carga similar. Las fuerzas dipolo-dipolo son más eficientes cuando las moléculas se encuentran muy juntas.

Teniendo en mente este modelo de interacción entre moléculas polares, es fácil comprender la razón por la que estas sustancias presentan puntos de fusión y de ebullición más altos que las sustancias no polares de similar masa molar.

#### Tensión superficial:

fenómeno que presentan los líquidos a comportarse como una delgada película elástica.

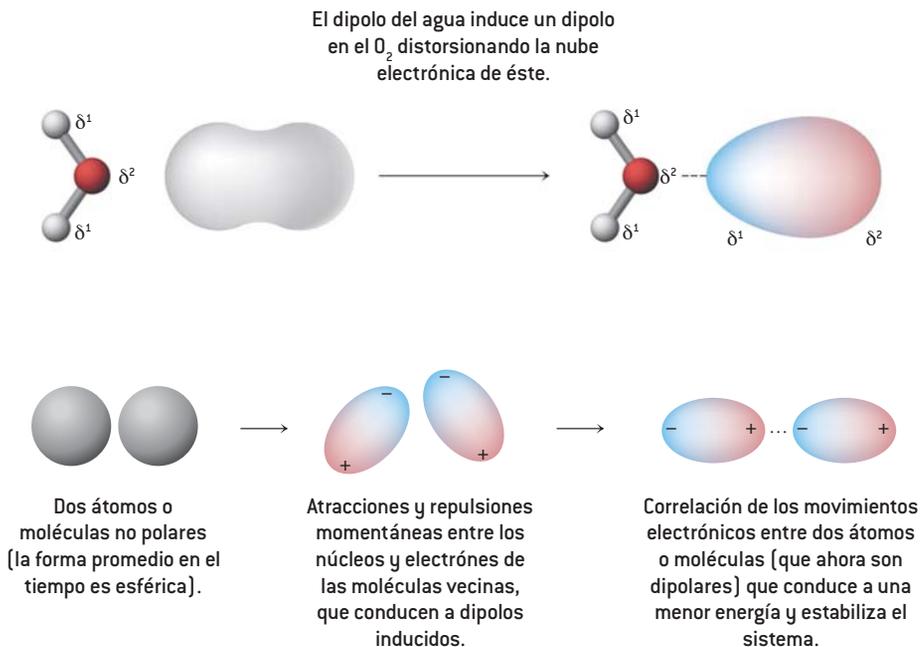
### AVERIGUA

Moléculas que tengan masas molares similares, pero con puntos de fusión y ebullición muy diferentes.

## Dipolos inducidos

Las moléculas con enlace covalente no polar presentan un tipo de interacción especial, debido sobre todo a la distribución de electrones que se da en un instante determinado dentro de la molécula. Por un muy breve instante, los electrones se concentran en una posición tal que se forma una carga parcialmente positiva y otra parcialmente negativa. Aunque la fuerza de atracción es sumamente débil, resulta significativa por la altísima frecuencia con que se presenta.

Interacción dipolo/dipolo inducido. Una molécula polar del tipo del agua puede inducir un dipolo en el  $O_2$  no polar.



Interacciones dipolo inducido/dipolo inducido. Las atracciones y repulsiones momentáneas entre núcleos y electrones dan lugar a dipolos inducidos y conducen a una estabilización neta debido a las fuerzas de atracción.



## Actividad 8

Explica las propiedades macroscópicas de los líquidos y gases a partir de las fuerzas intermoleculares que acabamos de abordar.

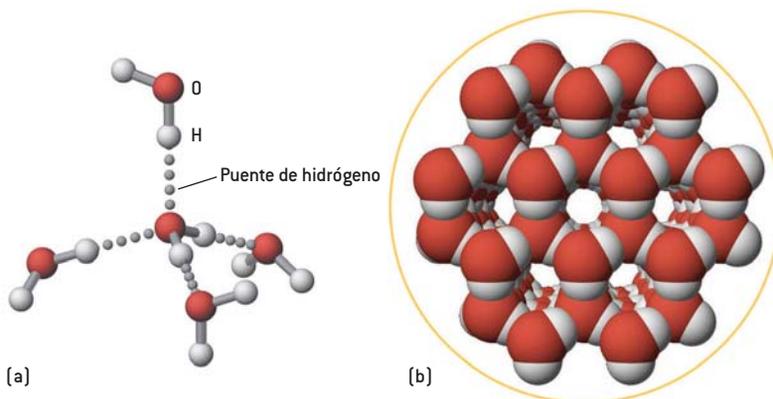
### Puentes de hidrógeno

Dentro de las diferentes interacciones moleculares, el denominado **punto de hidrógeno** ocupa un lugar aparte y tiene una importancia excepcional. Este tipo de interacción requiere que se encuentre unido el átomo de hidrógeno a un átomo altamente electronegativo como el oxígeno, el nitrógeno o el flúor. Asimismo, es necesario que la molécula vecina contenga un par de electrones no compartidos. El núcleo de hidrógeno (un protón) es atraído por el par electrónico vecino y oscila entre uno y otro de los dos átomos. Es, precisamente, este protón oscilante lo que se denomina puente de hidrógeno.



Enlace de hidrógeno. Las moléculas de ácido acético pueden interactuar mediante enlaces o puentes de hidrógeno. En esta foto se muestra el ácido acético glacial parcialmente sólido. El sólido es más denso que el líquido, propiedad compartida prácticamente por todas las sustancias, con excepción del agua.

[Charles D. Winters]



La estructura del hielo.

- a) El átomo de oxígeno de una molécula de agua se une con otras cuatro moléculas de agua. Observe que los cuatro puntos que rodean al átomo de oxígeno tienen ordenamiento tetraédrico. Cada átomo de oxígeno está enlazado de manera covalente con dos átomos de hidrógeno y tienen puentes de hidrógeno con los átomos de hidrógeno de otras dos moléculas. Los enlaces de hidrógeno son más largos que los enlaces covalentes.
- b) En el hielo, la unidad estructural que se muestra en el inciso a) se repite en la red cristalina. Esta estructura generada por computadora muestra una pequeña porción de la extensa red cristalina. Observe que se forman anillos hexagonales, de seis miembros. En los vértices de cada hexágono se encuentran los átomos de O y cada arista está formada por un enlace O-H normal y un puente de hidrógeno que es más largo.

Las moléculas con puente de hidrógeno tienen un comportamiento característico, cuyo ejemplo por grandiosidad es el agua.

## Identifica las características de los compuestos con puente de hidrógeno como el agua y las moléculas de importancia biológica

¿Cómo sería la vida en nuestro planeta si el agua no existiera? Más aún, ¿podrían haberse dado las manifestaciones de vida que existen en él? Es casi seguro que la situación sería totalmente diferente. De hecho, la vida en la Tierra, según afirman los científicos, se ha desarrollado a lo largo de miles y miles de años, teniendo como base el líquido vital. Los científicos que sondan el universo en búsqueda de planetas que tengan la posibilidad de albergar vida, buscan afanosamente vestigios de agua o depósitos de ella.

El agua es, indudablemente, la sustancia que le ha dado forma a la vida en nuestro planeta. La mayoría de los seres vivos requiere para subsistir un aporte suficiente de agua. El cuerpo de los seres humanos se constituye por agua en un 75% aproximado.

Se han estudiado otras sustancias formadas por hidrógeno y otros elementos del grupo VIA, y la gran mayoría son gases a temperatura ambiente, mientras que el agua es líquida. ¿Cuál es la explicación para este comportamiento?

En los países que tienen durante el invierno temperaturas extremadamente bajas, es frecuente observar que el agua congelada dentro de las tuberías provoca su rompimiento. Comparado con otros sólidos que se contraen cuando baja la temperatura, el agua se dilata, es decir, aumenta su volumen. ¿Por qué presenta este comportamiento?

La respuesta a ambas preguntas es que el agua presenta entre sus moléculas puentes de hidrógeno. Cada una de las moléculas de agua contiene dos átomos de hidrógeno y dos pares electrónicos sin compartir. El puente de hidrógeno, en el caso del agua, puede establecerse en tres dimensiones, de tal manera que se logran grandes agregados de moléculas, por lo que se comprende que en lugar de ser un gas, sea un líquido a temperatura ambiente.

Cuando baja la temperatura, los puentes de hidrógeno provocan que las moléculas de agua se ordenen de tal suerte que quedan espacios entre ellas y el volumen aumenta. Cuando observamos con detenimiento un copo de nieve tenemos una referencia del ordenamiento que hemos mencionado.

A medida que la temperatura aumenta, los puentes de hidrógeno van haciéndose más débiles, hasta que logra pasar al estado de vapor. Sin embargo, para romper los puentes de hidrógeno se requiere agregar suficiente cantidad de energía calorífica. En palabras llanas, para que el hielo se funda, gran parte del calor se dedica a romper los puentes de hidrógeno. Asimismo, para que el agua llegue a hervir, se observa un fenómeno similar, puesto que por unos instantes la temperatura no aumenta a pesar de que se añade calor al agua.

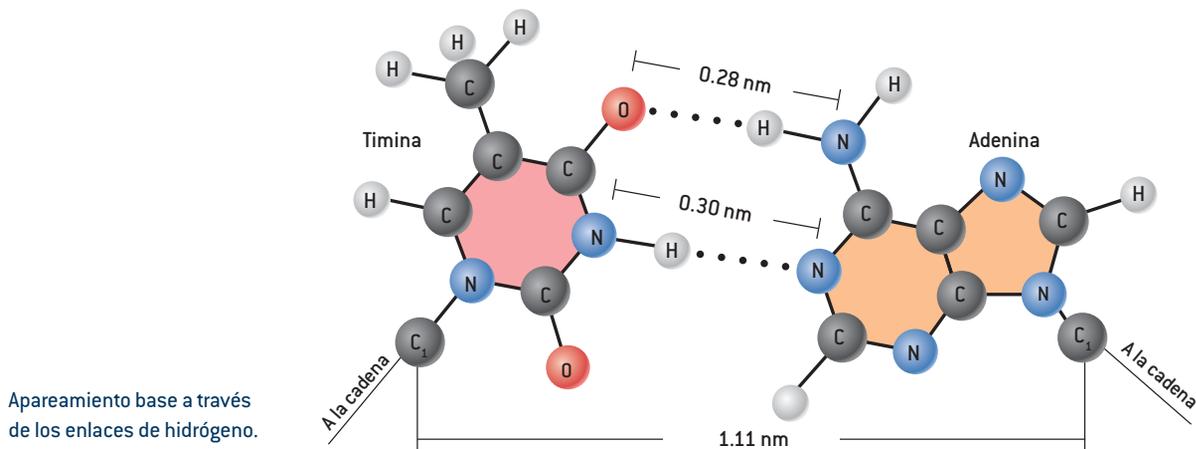
Debido a sus características polares, el agua es un disolvente casi universal. Cuando un sólido iónico se disuelve en agua, los iones se separan y son atraídos hacia el extremo positivo o negativo, según corresponda. Algunas sustancias no polares, como el azúcar, también pueden ser disueltas en agua, debido a que los puentes de hidrógeno presentes en sus moléculas, son abatidos por la acción de los dipolos que presenta la molécula del agua.

## Otros elementos que presentan puentes de hidrógeno

No todos los compuestos que contienen hidrógeno presentan el enlace por puente de hidrógeno. Como hemos venido analizando, es necesario que el átomo de hidrógeno se encuentre unido a un átomo pequeño con alta electronegatividad, como es el caso del oxígeno, nitrógeno y flúor. Ejemplos de compuestos formados por estos elementos y el hidrógeno que presentan este tipo de enlace son el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y el fluoruro de hidrógeno ( $\text{HF}$ ).

En el caso del fluoruro de hidrógeno sus moléculas se atraen entre sí tan fuertemente que forman cadenas en zigzag de longitud infinita y que actúan como si fueran moléculas más grandes. Análisis realizados con rayos X revelan una estructura para el HF sólido parecido al siguiente esquema:

Otro ejemplo extraordinariamente importante del enlace por puente de hidrógeno se encuentra en la doble hélice del ADN. Según se sabe, el ADN es una serie de cadenas de fosfatos unidas a moléculas de azúcar. Las cuatro moléculas básicas posibles: adenina, timina, guanina y citosina interactúan mediante puentes de hidrógeno con las bases de la otra hélice, de tal suerte que la adenina sólo puede interactuar con la timina, y la citosina, por su parte, sólo puede interactuar con la guanina.



### Actividad 9

1. ¿Cuál es la importancia del enlace por puente de hidrógeno para los seres vivos?
2. Explica en qué otras moléculas resulta importante el puente de hidrógeno, además del agua.



## Química cotidiana

### Los nuevos materiales

El conocimiento de los tipos y características de los enlaces, como hemos tratado de demostrar, explican las propiedades de los diversos compuestos. Los químicos, en el afán por mejorar la vida humana se han dedicado a investigar, armados de estos conocimientos, nuevos materiales. Algunos de ellos ya se encuentran en uso y poseen propiedades muy útiles que están transformando la vida humana; otros más se encuentran en etapa de desarrollo y preparan un futuro promisorio en una vasta extensión de aplicaciones.

#### Principales características y usos

Entre los nuevos materiales que se están desarrollando encontramos materiales cerámicos que se utilizan en los catalizadores para automóviles, los nanotubos, que presentan un prometedor campo de aplicación tanto en conductores como en prótesis. El siguiente cuadro presenta de manera resumida algunos de los nuevos materiales y sus usos más conocidos.

| Material  | Características y usos   |
|---|--|
| Nanotubos de carbono  | Como su nombre lo indica, son tubos de apenas unos cuantos nanómetros, que se están empleando en muchas aplicaciones; por ejemplo se investiga su uso en la fabricación de fibras musculares sintéticas. Otro uso novedoso es en la construcción de circuitos eléctricos tan minúsculos que solamente con microscopio de alta resolución pueden observarse.    |
| Zeolitas  | Son materiales cerámicos que se utilizan en la fabricación de los convertidores catalíticos puesto que al adicionárseles algunos compuestos metálicos generan reacciones que evitan las emisiones contaminantes.   |
| Nuevos metales para envases de alimentos                                | Son envases fabricados con chapas delgadas de acero recubiertas electrolíticamente con cromo y protegidas superficialmente con un polímero multicapas; tienen la propiedad de conservar frescos los alimentos que son envasados en ellos sin necesidad de refrigeración.   |
| El material superconductor 1-2-3 cuya composición es:<br>$YBa_2Cu_3O_x$ | Es un material cerámico que presenta propiedades superconductoras a temperaturas de alrededor de los 156 K, lo cual supera con mucho a los demás superconductores conocidos que para funcionar como tales deben acercarse lo más posible al cero absoluto. Se investiga la posibilidad de llevar compuestos como el 1-2-3 a temperaturas mayores de los 200 K. |

### Impacto en la sociedad

El desarrollo de la ciencia y de la tecnología pretende crear un entorno en el que el ser humano tenga satisfechas plenamente sus necesidades básicas y, a partir de ello, pueda crecer en todos los sentidos. Esto es, que pueda acceder a un dominio más pleno y sustentable sobre los recursos naturales; ayudar a que las enfermedades desaparezcan y los humanos puedan envejecer con mayor calidad de vida; proveer de materiales que ayuden a la comunicación inmediata y confiable al instante. Con el crecimiento poblacional, la demanda de alimentos será cada vez mayor. A este respecto la química y las ciencias relacionadas tendrán que buscar soluciones para que los seres humanos de cualquier lugar del mundo tengan alimento y vivienda dignos y suficientes.



## Actividad 10

Contesta ahora las siguientes preguntas:

1. ¿Conoces los icebergs? Si has visto alguna ilustración de ellos o los has observado en algún programa de televisión, habrás podido percartarte de que son grandes masas de hielo que flotan en los océanos polares. ¿Cuál es la razón de este extraño fenómeno? Investiga y anota tus conclusiones en este espacio.

---



---



---



---



---

2. Si mezclamos agua con aceite, veremos que no pueden formar una verdadera mezcla, y si se dejan reposar por un tiempo, se separan en dos fases bien definidas. ¿Cuál es la razón de que sea imposible mezclarlos? Relaciona tu respuesta con el tipo de enlace que presenta cada una de las dos sustancias.

---



---



---



---



---

3. Si en la época de invierno tocamos un trozo de metal lo sentimos extremadamente frío, aunque se sabe que posee la misma temperatura del medio ambiente en el que se encuentra (si tienes dudas consulta a tu profesor). ¿Cómo podrías explicar el fenómeno en función del enlace metálico?

---

---

---

---

---

---

---

---



## Cierre de bloque

1. Describe la manera en que se realiza el enlace iónico.

---

---

---

---

---

---

---

2. Anota dos diferencias importantes entre el enlace covalente polar y el enlace covalente no polar.

---

---

---

---

---

---

---

3. Describe brevemente dos características del enlace metálico.

---

---

---

---

---

---

---

4. Investiga los efectos sociales y económicos que tiene la oxidación de los metales en las ciudades.

Resuelve los siguientes problemas:

- Dibuja la estructura de Lewis identificando los tipos de enlaces que se forman para el ácido carbónico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).
- Dibuja la estructura de Lewis y determina la geometría de la molécula del tricloruro de fósforo ( $\text{PCl}_3$ ).



## Actividad experimental

### Obtención de cristales a partir de soluciones saturadas

#### Problema:

¿Por qué forman cristales las sustancias iónicas?

#### Objetivo:

- Preparar soluciones saturadas a partir de las cuales se logre obtener la cristalización de algunas sustancias iónicas.
- Ejercitar la capacidad de observación y análisis.

#### Preparación:

##### A. Cristalización del sulfato cúprico.

- En un vaso de precipitados de 150 mL coloca 100 mL de agua y añade aproximadamente 70 u 80 g de sulfato cúprico (8 cucharadas soperas rasas). Agita para lograr la mayor disolución posible. Coloca en baño maría durante 15 minutos el vaso de precipitados con la solución, revolviendo el contenido a intervalos regulares.
- Filtra la solución obtenida a un frasco de boca ancha limpio y seco. Coloca el frasco en un lugar sin movimientos, deja reposar y anota las observaciones.
- Revisa cada dos o tres días el proceso de formación de los cristales, elaborando dibujos o tomando fotografías para llevar a cabo un registro de observación. Al cabo de dos semanas, termina la observación del experimento y preséntalo en clase al grupo y al profesor.

##### B. Cristalización del alumbre (sulfato doble de aluminio y potasio).

- En un vaso de precipitados limpio y seco coloca 100 mL de agua y añade aproximadamente 50 o 60 g de alumbre. Revuelve hasta lograr la mayor disolución, colocándola luego en baño maría.

2. Repite los pasos 2 y 3 del experimento anterior.

**Medidas de higiene y seguridad:**

Hay que tener mucho cuidado con el manejo de los vasos de precipitados cuando se retiren del baño maría, puesto que pueden estar muy calientes.

**Material, reactivos y equipo:**

80 g de sulfato cúprico

60 g de alumbre

Agua destilada

2 vasos de precipitados de 150 mL

Equipo para calentar en baño maría

Soporte universal completo

Mechero de Bunsen

Agitador de vidrio

Balanza granataria

**Reporte del experimento:**

A. Dibuja los pasos principales de la experiencia.

B. Llena el siguiente cuadro de observaciones:

**Experimento 1**

**Cristalización del sulfato cúprico.**

| Observación no. | Fecha de la observación | Observaciones / comentarios |
|-----------------|-------------------------|-----------------------------|
| 1               |                         |                             |
| 2               |                         |                             |
| 3               |                         |                             |
| 4               |                         |                             |
| 5               |                         |                             |
| 6               |                         |                             |
| 7               |                         |                             |

## Experimento 2

### Cristalización del alumbre.

| Observación no. | Fecha de la observación | Observaciones / comentarios |
|-----------------|-------------------------|-----------------------------|
| 1               |                         |                             |
| 2               |                         |                             |
| 3               |                         |                             |
| 4               |                         |                             |
| 5               |                         |                             |
| 6               |                         |                             |
| 7               |                         |                             |

#### Análisis:

Escribe en tu cuaderno una conclusión de lo que observaste en la experiencia.

#### Investigación:

- ¿Qué es un cristal?
- ¿Cuáles son los diferentes tipos de cristalización que pueden darse?
- ¿Cuál es la razón por la que se forman cristales?
- ¿Qué hubiera sucedido si hubiéramos añadido una cantidad menor de la sal en cada caso?
- ¿Cómo podrían obtenerse cristales de mayor tamaño?
- ¿A qué se le llama “solución saturada”.



# BLOQUE VI

## Maneja la nomenclatura química inorgánica

### Unidad de competencia

Maneja el lenguaje de la química inorgánica, identifica los compuestos de uso cotidiano y aplica las normas de seguridad necesaria para el manejo de productos químicos.

### Atributos de las competencias genéricas que se desarrollan en este bloque:

- 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas.
- 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.
- 5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
- 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.
- 5.6 Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información.
- 6.1 Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo a su relevancia y confiabilidad.



- 6.3 Reconoce los propios prejuicios, modifica sus propios puntos de vista al conocer nuevas evidencias, e integra nuevos conocimientos y perspectivas al acervo con el que cuenta.
- 7.1 Define metas y da seguimiento a sus procesos de construcción de conocimientos.

- 8.2 Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.
- 8.3 Asume una actitud constructiva, congruente con los conocimientos y habilidades con los que cuenta dentro de distintos equipos de trabajo.

### Este bloque sirve para que:

- Resuelvas ejercicios de nomenclatura química donde a partir del nombre escribes la fórmula y viceversa, siguiendo las reglas establecidas por la UIQPA.
- Desarrolles una práctica experimental en la que se conoce las características de diversas sustancias para ubicarlas en el tipo de compuesto que le corresponde siguiendo las normas de seguridad que apliquen.
- Muestrés tu habilidad en el reconocimiento de compuestos inorgánicos presentes en productos de uso cotidiano.

### Con el aprendizaje y la práctica estarás en condiciones de:

- Valorar la utilidad del manejo del lenguaje de la química.
- Practicar el trabajo metódico y organizado.
- Prevenir riesgos al utilizar con cuidado las sustancias químicas que utilizas cotidianamente.



## EXAMINA TUS CONOCIMIENTOS VI

### In itzcuincoyotl uan tochtli

Se tonal ocatca se itzcuincoyotl tlen simi  
omayanaya uan oninintoya itich in acaual,  
octemohtinimia tlenoh quicuas.

Ihcuac oquitac se tochtli, opeu quicauia. In  
tochtli simi omomohtih, nic ocmatia nic yeh  
gauehcau, uan acmo uili tzicuini para  
iccholouilis.

In tochtli omonactih itich in ohtli ihcuac  
ocnalitac in itzcuincoyotl.

—¡Ixmonacti! —oquiluih—. ¿Tleca  
itnechicauiya? ¿Itnechcuas?

—Quemah —oquihtoh in itzcuincoyotl—,  
inmitzcuas.

—¡Amo ixnechcua! —oquihtoh in tochtli—,  
intla itnechcua, itmiquis. Teh ityoluia que neh  
intochtli, pero tlen milauac neh incouatl. Uan tla  
itnechcua, novenenohyo mitzmictis.

—¿Tlaucon tlenoh nicuas? —octlahtlan in  
itzcuincoyotl.

In tochtli ocnanquilih:

—Xicua nicancah uatzap tlen neh  
onnichicoh. Onuicatoya nochan itich nicancah  
chiquiuitl, ihcuac in teh opeu itnechicauiya.

—In tochmeh iccucliliah uatzap —onauat in  
itzcuincoyotl—, pero in couameh amo  
quinpactia. Icanon teh milauac ittochtli, masqui  
teh ittoua amo. Teh uili itquincacayaua ocsiqui  
itzcuincoyomeh, pero neh amo uilis  
itnechcayauas. Simi cualli nic teh ittochtli,  
porque neh inuelilia nicuas tochtli, pero amo  
inuelilia nicuas couatl.

*¿Qué dijoooooo?*

Este cuento, en el náhuatl de los municipios de Zacatlán, Ahuacatlán y Tepetzintla, trata de un coyote que tiene un fin inesperado después de comerse a un conejo que trató de engañarlo.

No pretendo que aprendas náhuatl (aunque sería interesante conocerlo) en este bloque, simplemente trato de mostrarte otra lengua distinta que cuenta con reglas y símbolos para escribirla al igual que el inglés, el alemán y el francés, entre muchas otras. Cada región del mundo tiene una infinidad de lenguas que me recuerda a la Torre de Babel, donde resulta difícil comunicarse por la gran variedad lingüística.

Incluso, cada región de nuestro país nombra un mismo objeto de diferentes maneras aún empleando la misma lengua. Tal es el caso del epazote, que es nombrado también como hierba hedionda, hierba sagrada, huacatay, mocho, pazoli, pizate, quenopodio y té borde. Te imaginas que confusión; y saber que se trata de la misma hierba cuyo nombre científico es *pazote chenopodium ambrosioides*, el cual ya no se presta al desconcierto. Y es de esta manera en que se ha tenido la necesidad de establecer reglas y normas para llamar a los seres vivos, por ejemplo, con un solo nombre y que signifique lo mismo para todo el mundo. Las ciencias como la medicina y la química han tenido que recurrir a establecer lenguajes propios que sean interpretados igualmente en cualquier parte del planeta, con la finalidad de establecer un diálogo universal y poder compartir descubrimientos, hechos y acontecimientos.



## Actividad 1

En el caso concreto de la química:

1. ¿Conoces el lenguaje que emplea la química para nombrar sus sustancias?
2. ¿Recuerdas el nombre de los siguientes compuestos?
  - a. NaCl
  - b.  $H_2O$
  - c. HCl
  - d.  $NaHCO_3$
  - e.  $CO_2$
3. ¿Sabes qué es la UIQPA o IUPAC (por sus siglas en inglés)?
4. ¿Reconocerías a un óxido, un ácido y una sal por su fórmula química?
5. ¿Cuántos compuestos reconoces al ver la etiqueta nutricional de un producto alimenticio?

Responde estas preguntas y después compara con tus compañeros para determinar el grado de conocimiento que tienen al respecto. Trabajen en equipo para afinar sus respuestas y llegar a conclusiones. Tu nivel de dominio indicará el tiempo que deberás emplear en este bloque y la ejercitación que necesitarás. Se vale empezar desde el inicio.

## Valora la utilidad y manejo del lenguaje químico

En el transcurso de nuestra vida vamos aprendiendo distintas formas de comunicarnos, con la cara, o mediante gestos, señalizaciones, hasta llegar al lenguaje. Cuando nos encontramos por primera vez con nuestro propio idioma, lo primero que hacemos es aprender una serie de símbolos (alfabeto) que unidos bajo ciertas reglas generan palabras, y éstas nos llevan a formar pequeñas oraciones, hasta que desarrollamos la capacidad de escribir cosas tan maravillosas como la poesía y la misma ciencia.

Todo aprendizaje requiere conocer el lenguaje propio de cada disciplina que estudiamos, y es así que la medicina, las leyes, la filosofía, la literatura, la historia, entre muchas otras, tienen características especiales que se distinguen por el lenguaje que emplean. La química tiene su propio lenguaje, que incluye símbolos, fórmulas, ecuaciones y nombres de los diferentes compuestos. Éste será el tema de este bloque, en el que emplearemos reglas sencillas para nombrar a las sustancias, escribir fórmulas y ecuaciones químicas, interpretar las reacciones químicas y sus implicaciones que tienen en la naturaleza.

Debido a que existe una gran cantidad de sustancias químicas, tanto orgánicas como inorgánicas, resulta indispensable contar con un sistema de reglas que nos faciliten designar a las sustancias para que en todo el mundo lleguemos a hablar el mismo idioma. Los esfuerzos por buscar nombrar a los compuestos se remontan al siglo XIX, en época de **Berzelius**, quien contribuyó en gran medida a establecer una serie de símbolos más simples que los propuestos por Dalton. No fue sino hasta 1921 que se fundó la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (UIQ-PA), que por su nombre en inglés, se escribe **IUPAC**, cuya finalidad es regular y establecer reglas para la formulación de los compuestos y la escritura de sus nombres.

Pero antes de iniciar el estudio de las reglas que dan nombre a los compuestos, hablemos primero de los símbolos químicos que empleamos para representar una fórmula. Un **símbolo**, que representa a un elemento, está formado de una o dos letras. Si el elemento se representa con una letra, ésta se escribe en mayúscula, y si presenta dos letras la primera es mayúscula y la segunda minúscula, como por ejemplo, Potasio (K), Azufre (S), Flúor (F), Calcio (Ca), Cadmio (Cd) y Francio (Fr). Podemos decir que los símbolos son el alfabeto de la química, y el nombre de muchos de los elementos se origina del latín como: Oro, Au (Aurum); Cobre, Cu (Cuprum); Hierro, Fe (Ferrum); Sodio, Na (Natrium); Mercurio, Hg (Hydrargyrum); Plomo, Pb (Plumbum); Plata, Ag (Argentum); Estaño, Sn (Stannum). El

**Símbolo químico:** letra mayúscula, seguida o no de otra minúscula, que representa un elemento químico.

Bismuto, Bi (Bismal) proviene del alemán. Algunos elementos se nombran por la localidad donde se descubrieron, como el Germanio, Ge (Germany), Berkelio, Bk (Berkeley) y algunos otros reciben el nombre de científicos como Nobelio, No (Nobel), Eistenio, de (Einstein) y Curio, Cm por Marie Curie.

Los **compuestos**, son sustancias que contienen dos o más elementos, combinados químicamente en proporciones fijas, y para representarlos se utilizan fórmulas. El siguiente cuadro nos ayudará a entender un poco el lenguaje que estaremos empleando.

Un símbolo representa átomos.

Las fórmulas representan moléculas.

Una **molécula** es la unidad más simple, sin carga, de un compuesto formado por la unión covalente de dos o más átomos. Por ejemplo, el agua es un compuesto típico, y si dividimos una gota en partes cada vez más pequeñas obtendremos una molécula,  $\text{H}_2\text{O}$ , que contiene dos átomos de hidrógeno por uno de oxígeno; por lo tanto, esta molécula es la partícula mínima de un compuesto como el agua.

Ahora, un **ion**, es un átomo que pierde o gana electrones, convirtiéndose en un ion positivo (catión) o un ion negativo (anión) respectivamente. Recuerda que los metales tienden a perder electrones, mientras que los no metales por lo general ganan electrones, y que esta propiedad hace que se unan, atraídos electrostáticamente para formar compuestos. En seguida, podemos señalar que en una fórmula química interviene la unión de un ion positivo y uno negativo.

Una **fórmula química** nos muestra los símbolos y el número de átomos que forma un compuesto, como por ejemplo, el  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  (fosfato de sodio) señala que está formado por tres átomos de sodio, uno de fósforo y cuatro de oxígeno. El número de átomos se representa como un subíndice delante del elemento.

Cuando hacemos mención de un ion hay que tener en cuenta dos términos, **valencia y número de oxidación**.

La **valencia** se define por medio de un número entero, que expresa la capacidad de combinación de un átomo con otros para formar un compuesto, y representa el número de electrones que cada átomo puede aceptar, ceder (valencia iónica) o compartir (valencia covalente) en su unión con otros átomos. Existe una estrecha relación de la valencia con el número de enlaces que forma un elemento al combinarse con otro, y generalmente a su vez la valencia de un elemento coincide con el grupo al cual pertenece.

Sin embargo, resulta más práctico utilizar el concepto de **número de oxidación**, ya que define la carga eléctrica formal que se asigna a un átomo cuando forma parte de un compuesto. Por ello, el número de oxidación de un elemento depende de los demás elementos de la molécula con la cual se combina.

Para asignar el número de oxidación de un elemento se siguen las siguientes reglas:

1. La suma de todos los números de oxidación de una molécula es igual a cero.
2. El número de oxidación de todos los elementos libres es cero.

3. El del hidrógeno en sus compuestos es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1.
4. El del oxígeno en sus compuestos es -2, excepto en los peróxidos que es -1.
5. El de los iones es igual a la carga del ion.

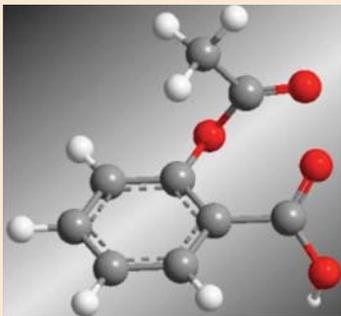
Más adelante veremos la aplicación de estas reglas en la constitución del nombre de un compuesto, así como en el balanceo de las ecuaciones químicas.



## Química cotidiana



Una de las industrias de la química que está íntimamente relacionada con la nomenclatura química (en especial la orgánica) es la farmacéutica, la cual desarrolla cada año una buena cantidad de productos de diversa índole entre los que destacan los medicamentos como pastillas, cápsulas, jarabes, vacunas, etc. Todos en algún momento hemos requerido de algunos de estos productos y seguramente fijamos nuestra atención en la sustancia que vamos a ingerir o se va a inyectar, encontrando nombres tan extraños para la mayoría de población, sobre todo aquellos que como tú no ha recibido alguna instrucción básica sobre nomenclatura química.



Aparecen nombres como estos: ácido acetilsalicílico, paracetamol o acetaminofén, ranitidina, o aún más complicados como, 2-[morfolino-4-carbonil]-n-[1-morfolino-4-ilmetil-2,6-dioxo-piperidin-3-il]- benzamida, Parahidroxibenzoato de metilo, 7-cloro-1, 3 de hidro-1-metil-5-fenil-2 H-a,4 benzodiazepin-2-ona, ciertamente parece muy complicado pero cuando se siguen las reglas establecidas por la UIQPA resulta relativamente más fácil conocer la fórmula química que representa cada nombre y sobre todo, que en cualquier parte del mundo significa lo mismo y por ende estamos hablando del mismo medicamento con sus propiedades y características.

## Nomenclatura

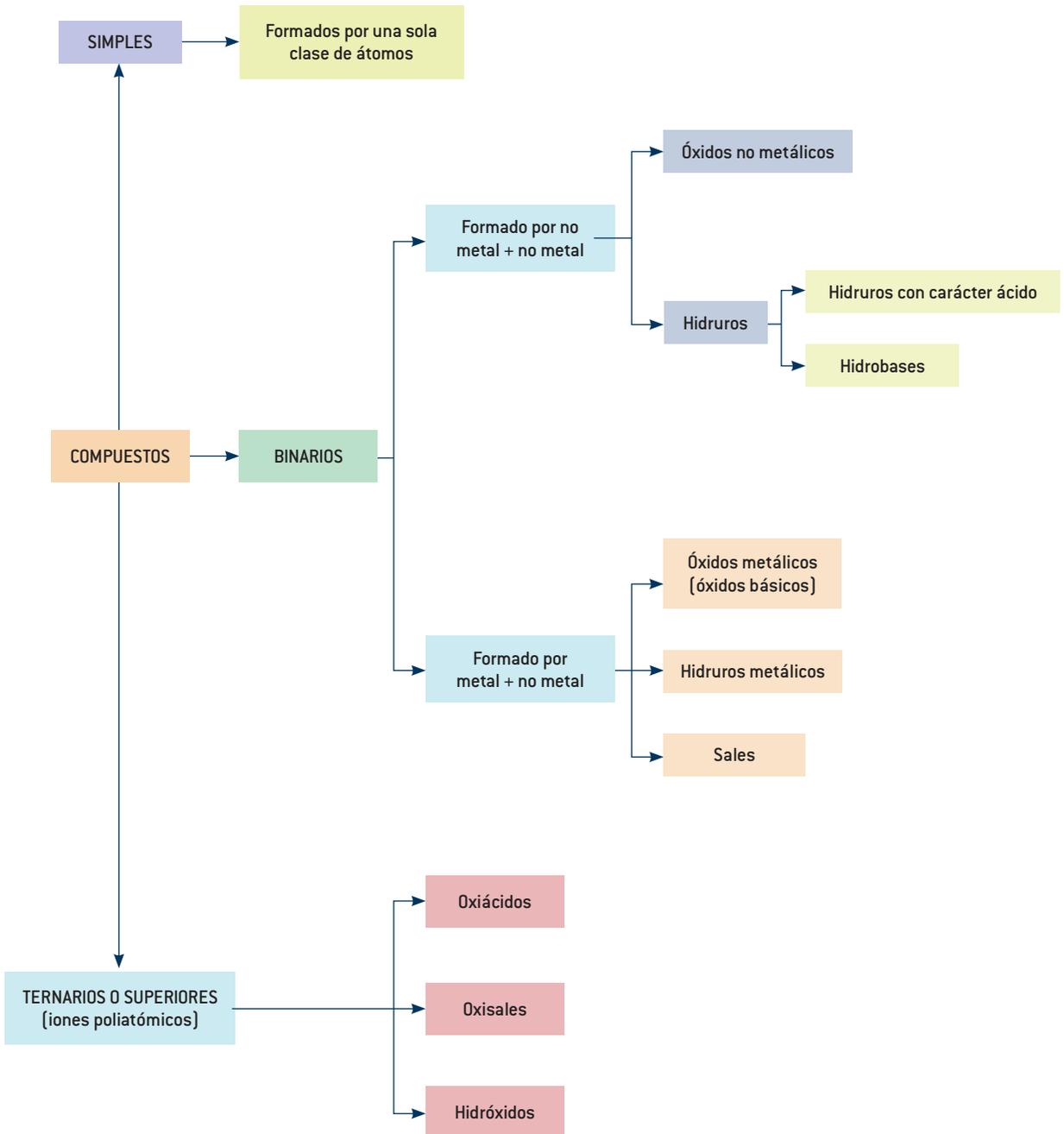
**Nomenclatura:** conjunto de reglas que se emplean para nombrar las combinaciones que se dan entre los elementos.

La palabra **nomenclatura** significa *nombre*, y fue Lavoisier quien propuso que el nombre de un compuesto debía describir su composición, y bajo esta norma se aplican los sistemas de nomenclatura química. Puesto que existe una gran variedad de compuestos químicos, resulta necesario agruparlos en distintas categorías de compuestos.

Una forma de clasificar los compuestos es de acuerdo con el número de elementos que lo forman, distinguiéndose:

- a) Los **compuestos simples**, formados por átomos de un mismo elemento.
- b) Los **compuestos binarios**, formados por átomos de dos elementos distintos.

c) Los **compuestos ternarios** o **superiores**, que contienen iones poliatómicos, formados por tres o más átomos diferentes.



Emplearemos en este libro tres sistemas de nomenclatura: **nomenclatura tradicional o común**, **nomenclatura Stock** y **nomenclatura sistemática**.

## Nomenclatura tradicional

**Prefijo:** elemento que se antepone a una palabra y que modifica su sentido.

Este sistema asignó los primeros nombres a los compuestos, y utiliza **prefijos** y **sufijos** o terminaciones y nombres de familias. El criterio para su aplicación es el número de oxidación para el caso de los metales, teniendo:

| Estado de oxidación         | Criterio   |
|-----------------------------|--|
| Un solo número de oxidación | Se antepone la palabra <i>de</i> al nombre del metal                     |
| Dos números de oxidación    | Se emplea el sufijo <i>-oso</i> para el número de oxidación <i>menor</i> |
|                             | Se emplea el sufijo <i>-ico</i> para el número de oxidación <i>mayor</i> |

**Sufijo:** se agrega el final de una palabra añadiendo una información complementaria.

También para los no metales se emplean prefijos como *hipo-* y *per-* y **sufijos** como *-ato* e *-ito* entre otros, que veremos más adelante, dependiendo del tipo de compuesto. También se emplean nombres de familias como los *ácidos* y los *anhídridos*.

## Nomenclatura Stock

La nomenclatura propuesta por Stock, publicada en 1959 por la UIQPA presenta una mayor lógica y resulta más fácil memorizar. Utiliza reglas de la nomenclatura tradicional, sólo que se indica el número de oxidación del metal entre paréntesis y en número romano. Bajo ciertas condiciones utiliza prefijos para el no metal, además de emplear ocasionalmente *prefijos griegos*.

| Prefijos | mono- | di- | tri- | tetra- | penta- | hexa- | hepta- | octa- | nona- | deca- |
|----------|-------|-----|------|--------|--------|-------|--------|-------|-------|-------|
|          | 1     | 2   | 3    | 4      | 5      | 6     | 7      | 8     | 9     | 10    |

## Nomenclatura sistemática

Es conocida también como racional, y tiene la característica de emplear prefijos griegos, indicándonos el número de átomos de un compuesto. En muchos de los casos el prefijo *mono-* no se pone y se sobreentiende que sólo existe un átomo del elemento. En algunos momentos el número de oxidación suele aparecer en romano y entre paréntesis.

Antes de entrar de lleno en la nomenclatura de los distintos compuestos y sus clasificaciones, resulta imprescindible aprender una lista de **cationes** (iones positivos) y **aniones** (iones negativos monoatómicos y poliatómicos) con sus respectivos valores de números de oxidación.

## CATIONES

| Elemento |           | Estado de oxidación fundamental | Otros estados de oxidación |
|----------|-----------|---------------------------------|----------------------------|
| H        | Hidrógeno | +1                              |                            |
| Li       | Litio     |                                 |                            |
| Na       | Sodio     |                                 |                            |
| K        | Potasio   |                                 |                            |
| Rb       | Rubidio   |                                 |                            |
| Cs       | Cesio     |                                 |                            |
| Fr       | Francio   |                                 |                            |
| Ag       | Plata     |                                 |                            |
| Cu       | Cobre     | +1 +2                           |                            |
| Hg       | Mercurio  |                                 |                            |
| Au       | Oro       | +1 +3                           |                            |
| Be       | Berilio   | +2                              |                            |
| Mg       | Magnesio  |                                 |                            |
| Ca       | Calcio    |                                 |                            |
| Sr       | Estroncio |                                 |                            |
| Ba       | Bario     |                                 |                            |
| Ra       | Radio     |                                 |                            |
| Zn       | Zinc      |                                 |                            |
| Cd       | Cadmio    |                                 |                            |
| Fe       | Hierro    | +2 +3                           |                            |
| Co       | Cobalto   |                                 | +4 +5                      |
| Pd       | Paladio   |                                 | +4                         |
| Sn       | Estaño    | +2 +4                           |                            |
| Pb       | Plomo     |                                 |                            |
| Ge       | Germanio  |                                 |                            |
| Al       | Aluminio  | +3                              |                            |
| B        | Boro      |                                 |                            |
| Ga       | Galio     |                                 |                            |

**ANIONES**

| MONOATÓMICOS     |          | POLIATÓMICOS                                  |              |
|------------------|----------|---|--------------|
| Ion              | Nombre   | Ion   | Nombre       |
| H <sup>-1</sup>  | Hidruro  | NH <sub>4</sub> <sup>+1</sup>                 | Amonio       |
| F <sup>-1</sup>  | Fluoruro | CN <sup>-1</sup>                              | Cianuro      |
| Cl <sup>-1</sup> | Cloruro  | OH <sup>-1</sup>                              | Hidróxido    |
| Br <sup>-1</sup> | Bromuro  | NO <sub>2</sub> <sup>-1</sup>                 | Nitrito      |
| I <sup>-1</sup>  | Yoduro   | NO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>                 | Nitrato      |
| O <sup>-2</sup>  | Óxido    | HCO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>                | Bicarbonato  |
| S <sup>-2</sup>  | Sulfuro  | HSO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>                | Bisulfato    |
| Se <sup>-2</sup> | Selenuro | MnO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>                | Permanganato |
| Te <sup>-2</sup> | Teleruro | CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-1</sup> | Acetato      |
| N <sup>-3</sup>  | Nitruro  | IO <sup>-1</sup>                              | Hipoyodito   |
| P <sup>-3</sup>  | Fosfuro  | IO <sub>2</sub> <sup>-1</sup>                 | Yodito       |
| C <sup>-4</sup>  | Carburo  | IO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>                 | Yodato       |
|                  |          | IO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>                 | Peryodato    |
|                  |          | ClO <sup>-1</sup>                             | Hipoclorito  |
|                  |          | ClO <sub>2</sub> <sup>-1</sup>                | Clorito      |
|                  |          | ClO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>                | Clorato      |
|                  |          | ClO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>                | Perclorato   |
|                  |          | BrO <sup>-1</sup>                             | Hipoclorito  |
|                  |          | BrO <sub>2</sub> <sup>-1</sup>                | Clorito      |
|                  |          | BrO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>                | Clorato      |
|                  |          | BrO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>                | Perclorato   |
|                  |          | CO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>                 | Carbonato    |
|                  |          | SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>                 | Sulfato      |
|                  |          | SO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>                 | Sulfito      |
|                  |          | CrO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>                | Cromato      |
|                  |          | Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-2</sup>  | Dicromato    |
|                  |          | S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>-2</sup>   | Tiosulfato   |
|                  |          | AsO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>                | Arseniato    |
|                  |          | AsO <sub>3</sub> <sup>-3</sup>                | Arsenito     |
|                  |          | BO <sub>3</sub> <sup>-3</sup>                 | Borato       |
|                  |          | PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>                 | Fosfato      |
|                  |          | PO <sub>3</sub> <sup>-3</sup>                 | Fosfito      |

Los prefijos y sufijos que presentan los iones irán tomando su lugar conforme tratemos las diferentes nomenclaturas. Es importante mencionar que la carga de los iones puede mostrarse antes o después del número (+2 o 2+), y que en ocasiones cuando el número de carga es 1 puede no anotarse, por ejemplo el  $\text{OH}^-$ .

### AVERIGUA



Las cargas de otros cationes y aniones que no están presentes en la lista anterior y que consideres importantes. Coméntalo con tu profesor.

## Aprende la escritura de fórmulas químicas

Así como aprendimos el alfabeto, es importante también aprender el nombre y la carga de cada ion presente en las tablas, con la finalidad de dar el nombre adecuado a los compuestos.

Vamos a ver algunas reglas básicas para escribir una fórmula química sin considerar, por el momento, a qué grupo o familia de compuestos pertenece.

1. Se unen un ion positivo (catión) con un ion negativo (anión). El positivo del lado izquierdo y el negativo del lado derecho.



2. Se cruzan los números de oxidación, de tal forma que el número de oxidación del catión pasa como subíndice del anión y viceversa. Ambos números pasan sin carga (signo). Si el número de oxidación es uno no se escribe.



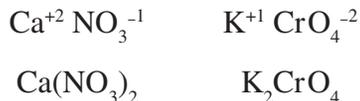
3. Si ambos iones tienen el mismo número de oxidación, éstos se cancelan (neutralizan) y los iones se escriben tal cual sin sus cargas.



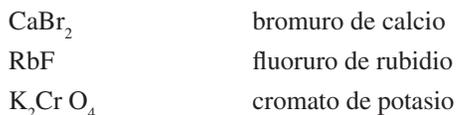
4. Si los números de oxidación que se cruzan y que quedan como subíndices resultan ser múltiplos, se simplifican a su mínima expresión, como se hace en una fracción.



5. Si uno de los iones, generalmente el negativo, presenta dos o más elementos en su conformación, se encierran entre paréntesis antes de colocar el subíndice que le corresponda del otro ion. Si el número que va a quedar como subíndice del ion negativo es uno, no es necesario ni poner paréntesis ni el número, se sobre-entendiende que hay un uno como en las expresiones algebraicas.



6. Para escribir el nombre del compuesto siempre se inicia con el anión, y en seguida el del catión. Aunque el orden en que se nombran por lo general no cambia, esto dependerá en gran medida del tipo de nomenclatura que se esté utilizando.



#### Ejemplo:

- $\text{Na}^{+1} \text{SO}_4^{-2}$
- $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- $\text{Na}_2\text{SO}_4$  sulfato de sodio

#### Ejemplo:

- $\text{Al}^{+3} \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$
- $\text{Al}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)_3$
- $\text{Al}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)_3$  dicromato de aluminio



## Actividad 2

Escribe la fórmula y el nombre de las siguientes combinaciones.

| Iones              | $\text{N}^{-3}$ | $\text{ClO}_3^{-1}$ | $\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$ | $\text{CO}_3^{-2}$ | $\text{AsO}_4^{-3}$ | Nombre |
|--------------------|-----------------|---------------------|-----------------------------|--------------------|---------------------|--------|
| $\text{Li}^{+1}$   |                 |                     |                             |                    |                     |        |
| $\text{Ba}^{+2}$   |                 |                     |                             |                    |                     |        |
| $\text{B}^{+3}$    |                 |                     |                             |                    |                     |        |
| $\text{NH}_4^{+1}$ |                 |                     |                             |                    |                     |        |
| $\text{Zn}^{+2}$   |                 |                     |                             |                    |                     |        |

## Moléculas simples

Son las que están formadas por átomos de un mismo elemento.

- a. Se pueden presentar monoatómicas (un solo átomo) como los metales y los gases nobles.

|    |        |
|----|--------|
| Cu | cobre  |
| Fe | hierro |
| Ag | plata  |
| Ar | argón  |
| Rn | radón  |
| Xe | xenón  |

- b. Algunas se presentan diatómicas (dos átomos) como son los halógenos ( $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ), el nitrógeno ( $N_2$ ) y el oxígeno ( $O_2$ ) y algunos estados alotrópicos ( $O_3$ ,  $P_4$ ,  $S_8$ , etcétera).

## Compuestos binarios

Son aquellos que están formados por dos elementos distintos en proporciones definidas.

Para nombrar a estos compuestos por lo general se emplea la terminación *-uro* seguida de la raíz del nombre del elemento (con excepción de los óxidos). Dependiendo de la nomenclatura usada, están permitidos ciertos nombres usuales.

- **Tradicional.** Si el elemento situado en el lado izquierdo de la fórmula (catión) presenta sólo un número de oxidación se antepone la palabra *de*. Si por otro lado, dicho elemento presenta dos números de oxidación la terminación del elemento será *-oso*, si actúa con el número de oxidación menor, o *-ico*, con el número de oxidación mayor.
- **Stock.** En caso de que el elemento ubicado al lado izquierdo de la fórmula (catión) tenga distintos números de oxidación, se antepone la palabra *de* al elemento y al final del mismo se colocará entre paréntesis y en número romano el número de oxidación con el que esté actuando. Cuando sólo tiene un único número de oxidación, éste no se coloca.
- **Sistemática.** En este tipo de nomenclatura se expresa el número de átomos de cada molécula, señalados por los subíndices, por medio de los prefijos *mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*, *penta-*, *hexa-*, etc. En ocasiones se suele omitir el prefijo *mono-*, entendiéndose que sólo existe un átomo.

Veamos primeramente los compuestos binarios formados por la combinación de dos no metales y sus respectivas peculiaridades en su nomenclatura.

## Óxidos no metálicos (óxidos ácidos)

Es la combinación del oxígeno con un no metal. En la nomenclatura **tradicional** se antepone la palabra *anhídrido* al nombre del *no metal* con sufijos y prefijos. En la nomenclatura **Stock** se antepone la palabra *óxido* siguiendo la palabra *de* y el no metal, o el nombre del no metal con su número de oxidación en romano y entre paréntesis. Para la **sistemática** se escribe *óxido de* y en seguida el no metal, ambos con prefijos numerales griegos.

### Ejemplos:

| Fórmula                       | N. tradicional      | N. Stock              | N. sistemática      |
|-------------------------------|---------------------|-----------------------|---------------------|
| CO                            | Anhídrido carbonoso | Óxido de carbono (II) | Monóxido de carbono |
| CO <sub>2</sub>               | Anhídrido carbónico | Óxido de carbono (IV) | Dióxido de carbono  |
| I <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | Anhídrido yódico    | Óxido de yodo (V)     | Pentóxido de diyodo |
| SO <sub>2</sub>               | Anhídrido sulfuroso | Óxido de azufre (IV)  | Dióxido de azufre   |
| SO <sub>3</sub>               | Anhídrido sulfúrico | Óxido de azufre (VI)  | Trióxido de azufre  |



## Actividad 3

Toma tu lista de cationes, aniones y tu tabla periódica y escribe 5 fórmulas más de óxidos ácidos.

**Ácido:** compuesto que, al disolverse en agua, aumenta la concentración de iones hidrógeno, que es capaz de formar sales por reacción con algunos metales.

- **Hidruros.** Son combinaciones del hidrógeno con otros elementos. Para este caso veremos la combinación del hidrógeno con los no metales.
- **Hidruros no metálicos (con carácter ácido).** Es la combinación del hidrógeno con los halógenos F, Cl, Br, I (cuando actúan con número de oxidación  $-1$ ) y Se, Te y S (cuando actúan con número de oxidación  $-2$ ). Estos elementos se caracterizan porque al combinarse con el agua producen soluciones ácidas, llamándose también **hidrácidos**.

En la nomenclatura **tradicional** se utiliza la palabra *ácido* primeramente, y en seguida el nombre del no metal con la terminación *-hídrico*. En la **Stock** se inicia con el no metal en terminación *-uro* y en seguida la palabra *de hidrógeno*. Para la **sistemática** se escribe primero el nombre del no metal con terminación *-uro* y en seguida la palabra *de hidrógeno*, la cual deberá de llevar un sufijo número griego, excepto cuando solo se trate de un hidrógeno.

**Ejemplos:**

| Fórmula           | N. tradicional     | N. Stock              | N. sistemática          |
|-------------------|--------------------|-----------------------|-------------------------|
| HBr               | Ácido bromhídrico  | Bromuro de hidrógeno  | Bromuro de hidrógeno    |
| HCl               | Ácido clorhídrico  | Cloruro de hidrógeno  | Cloruro de hidrógeno    |
| H <sub>2</sub> S  | Ácido sulfhídrico  | Sulfuro de hidrógeno  | Sulfuro de dihidrógeno  |
| H <sub>2</sub> Se | Ácido selenhídrico | Selenuro de hidrógeno | Selenuro de dihidrógeno |
| HF                | Ácido fluorhídrico | Fluoruro de hidrógeno | Fluoruro de hidrógeno   |

**Actividad 4**

Toma tu lista de aniones y escribe 5 fórmulas más de hidruros no metálicos de carácter ácido.

- **Hidruros no metálicos (o hidrobases).** Contrario a los anteriores, este grupo de hidruros no presentan un carácter ácido y están formados por no metales como el N, Si, Sb, O, P y As.

Para la nomenclatura **tradicional** se emplean nombres sin seguir ninguna regla. En el caso de la nomenclatura **Stock** se nombra primero como *hidruro*, seguido del no metal con su respectivo número de oxidación en romano y entre paréntesis. Para la nomenclatura **sistemática** se escribe también la palabra *hidruro* con su prefijo numérico, y a continuación el nombre del no metal con la preposición *de*.

**Ejemplos:**

| Fórmula          | N. tradicional | N. Stock                   | N. sistemática          |
|------------------|----------------|----------------------------|-------------------------|
| NH <sub>3</sub>  | Amoniaco       | Hidruro de nitrógeno (III) | Trihidruro de nitrógeno |
| H <sub>2</sub> O | Agua           | Hidruro de oxígeno (II)    | Dihidruro de oxígeno    |
| SbH <sub>3</sub> | Estibina       | Hidruro de antimonio (III) | Trihidruro de antimonio |
| PH <sub>3</sub>  | Fosfina        | Hidruro de fósforo (III)   | Trihidruro de fósforo   |
| SiH <sub>4</sub> | Silano         | Hidruro de silicio (IV)    | Tetrahidruro de silicio |

**Actividad 5**

Toma tu lista de cationes, aniones y la tabla periódica y escribe 5 fórmulas más de hidruros no metálicos o hidrobases.

Ahora, abordemos aquellos **compuestos binarios** que están formados por un **metal** y un **no metal**, que al igual que el grupo binario anterior presenta sus particularidades.

### Óxidos metálicos (óxidos básicos)

Son combinaciones entre el oxígeno y un metal. Tienen un carácter básico, ya que al combinarse con el agua forman hidróxidos o bases, los cuales mencionaremos más adelante.

En la nomenclatura **tradicional** se escribe primero la palabra *óxido*, continuándole el nombre del metal con los sufijos, dependiendo de su número de oxidación o la palabra *de*. Para la nomenclatura **Stock** se emplea la palabra *óxido de*, y en seguida el nombre del metal con el número de oxidación en número romano y entre paréntesis. La nomenclatura **sistemática** utiliza la palabra *óxido de*, y posteriormente el nombre del metal con sus respectivos prefijos numerales.

#### Ejemplos:

| Fórmula           | N. tradicional    | N. Stock                | N. sistemática       |
|-------------------|-------------------|-------------------------|----------------------|
| Li <sub>2</sub> O | Óxido de litio    | Óxido de litio          | Monóxido de dilitio  |
| MgO               | Óxido de magnesio | Óxido de magnesio       | Monóxido de magnesio |
| Cu <sub>2</sub> O | Óxido cuproso     | Óxido de cobre (I)      | Monóxido de dicobre  |
| FeO               | Óxido ferroso     | Óxido de hierro (II)    | Monóxido de hierro   |
| MnO <sub>2</sub>  | Óxido mangánico   | Óxido de manganeso (IV) | Dióxido de manganeso |



## Actividad 6

Toma tu lista de cationes o la tabla periódica y escribe 5 fórmulas más de óxidos metálicos o básicos.

### Hidruros metálicos

Resultan de la combinación del hidrógeno (que en este caso presenta un número de oxidación de  $-1$ ) con un metal.

Las tres nomenclaturas emplean la palabra *hidruro* al principio del nombre, y en seguida el nombre del metal con sus respectivos prefijos y sufijos o la palabra *de*, según sea el caso.

**Ejemplos:**

| Fórmula          | N. tradicional       | N. Stock                | N. sistemática         |
|------------------|----------------------|-------------------------|------------------------|
| RbH              | Hidruro de rubidio   | Hidruro de rubidio      | Hidruro de rubidio     |
| BaH <sub>2</sub> | Hidruro de bario     | Hidruro de bario        | Dihidruro de bario     |
| AlH <sub>3</sub> | Hidruro de aluminio  | Hidruro de aluminio     | Trihidruro de aluminio |
| CoH <sub>2</sub> | Hidruro de cobaltoso | Hidruro de cobalto (II) | Dihidruro de cobalto   |
| PbH <sub>4</sub> | Hidruro de plúmbico  | Hidruro de plomo (IV)   | Tetrahidruro de plomo  |

**Actividad 7**

Toma tu lista de cationes o la tabla periódica y escribe 5 fórmulas más de hidruros metálicos.

**Sales**

Son compuestos formados por **un metal** y un **no metal**. Sus nombres siguen las reglas básicas que vimos al principio, según el tipo de nomenclatura. Se designan con el nombre del no metal seguido por el del metal. El nombre del no metal presenta la terminación *-uro* y en el resto se aplica la regla correspondiente.

**Ejemplos:**

| Fórmula                        | N. tradicional     | N. Stock                | N. sistemática        |
|--------------------------------|--------------------|-------------------------|-----------------------|
| CaBr <sub>2</sub>              | Bromuro de calcio  | Bromuro de calcio       | Dibromuro de calcio   |
| B <sub>2</sub> Se <sub>3</sub> | Selenuro de boro   | Selenuro de boro        | Triselenuro de diboro |
| NaCl                           | Cloruro de sodio   | Cloruro de sodio        | Cloruro de sodio      |
| Hg <sub>2</sub> S              | Sulfuro mercurioso | Sulfuro de mercurio (I) | Sulfuro de dimercurio |
| NiI <sub>3</sub>               | Yoduro níquelico   | Yoduro de níquel (III)  | Triyoduro de níquel   |

**Actividad 8**

Toma tu lista de aniones y cationes y escribe 5 fórmulas más de sales binarias.

## Compuestos ternarios o superiores

Este tipo de compuestos están formados por tres o más elementos diferentes, de los cuales el anión es poliatómico, lo que quiere decir que contiene dos o más elementos distintos. La nomenclatura de los compuestos ternarios o superiores es muy similar a la de los compuestos binarios, donde primero se nombra al ion negativo (ion poliatómico) seguido del ion positivo (catión).

Si observas la tabla de iones poliatómicos verás que muchos presentan oxígeno, por lo que se les conoce como oxianiones; en términos generales muestran las terminaciones *-ito* y *-ato*, aunque no nos dice con precisión cuántos oxígenos tienen. La terminación *-ito* muestra que tiene menos que la terminación *-ato*, por ejemplo, **nitrato** ( $\text{NO}_3^{-1}$ ) y **nitrito** ( $\text{NO}_2^{-1}$ ); **fosfato** ( $\text{PO}_4^{-3}$ ) y **fosfito** ( $\text{PO}_3^{-3}$ ).

Algunos otros elementos forman más de dos iones poliatómicos que contienen oxígeno, para lo cual se emplean el prefijo *per-*, que señala que contiene más oxígenos que en el sufijo *-ato* e *hipo-*, que a su vez señala que contiene menos oxígenos que el sufijo *-ito*. Por ejemplo:

| Ion poliatómico    | Nombre     |
|--------------------|------------|
| $\text{IO}^{-1}$   | Hipoyodito |
| $\text{IO}_2^{-1}$ | Yodito     |
| $\text{IO}_3^{-1}$ | Yodato     |
| $\text{IO}_4^{-1}$ | Peryodato  |

Estos prefijos y sufijos están presentes en la mayoría de los nombres de los iones poliatómicos, y como consecuencia lo estarán en los nombres de los compuestos ternarios o superiores.

### Oxiácidos

Los oxiácidos están formados por el hidrógeno como ion positivo y un ion negativo (poliatómico) que contenga oxígeno y un no metal.

Para la nomenclatura **tradicional**, al nombre abreviado del elemento central se le antepone la palabra *ácido*, y el prefijo y/o sufijo a emplear dependerá del número de oxígenos del ion.

En la nomenclatura **Stock** se antepone la palabra *ácido* al nombre del no metal, el cual inicia con la palabra *oxo*, precedida por un prefijo numeral griego según el subíndice del oxígeno. En seguida se escribe el nombre del elemento central con la terminación *-ico*, señalando el número de oxidación con el que actúa dicho elemento, en número romano y entre paréntesis.

En este tipo de nomenclatura, como en la **sistemática**, debemos de conocer el número de oxidación del elemento central. Veamos cómo se obtiene este número.

### Obtención del número de oxidación

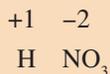
Para obtener el número de oxidación de un elemento tomaremos en cuenta las reglas mencionadas al principio de este capítulo.

#### Ejemplo 1:

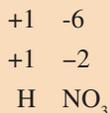
Consideremos la siguiente molécula.



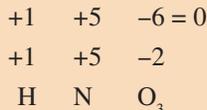
Por regla, sabemos que el oxígeno tiene un número de oxidación de  $(-2)$  y el hidrógeno de  $(+1)$ .



Puesto que tenemos tres oxígenos, la carga total negativa es de  $-6$ , la cual se obtiene simplemente multiplicando  $3(-2)$ . Para el H se mantiene una carga total de  $+1$ .



De acuerdo con las reglas, la suma total de los estados de oxidación debe ser igual a cero; para cumplir con ello nos faltarían  $+5$ , el cual correspondería al elemento central.

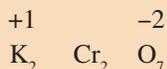


Por lo tanto, el número de oxidación del nitrógeno es de  $+5$ .

#### Ejemplo 2:



Por regla, el oxígeno tiene un número de oxidación de  $-2$  y el potasio de  $+1$ .



Al obtener las cargas totales tenemos.

$$\begin{array}{r} +2 \quad +12 \quad -14 = 0 \\ +1 \quad -2 \\ K_2 \quad Cr_2 \quad O_7 \end{array}$$

Se requiere de +12 para sumar cero. Este +12, corresponde para el cromo, pero puesto que tenemos dos cromos hay que dividir el +12 entre los dos cromos, obteniendo:

$$\begin{array}{r} +2 \quad +12 \quad -14 = 0 \\ +1 \quad +6 \quad -2 \\ K_2 \quad Cr_2 \quad O_7 \end{array}$$

Por último, el número de oxidación del cromo en la molécula es de +6.

La nomenclatura **sistemática** no emplea la palabra ácido, por lo que empieza el nombre con *oxo*, anteponiendo el prefijo numérico. En seguida, se pone el nombre del elemento central con la terminación *-ato* y su respectivo número de oxidación entre paréntesis y en número romano. A continuación se escriben las palabras *de hidrógeno*.

### Ejemplos:

| Fórmula                         | N. tradicional  | N. Stock                     | N. sistemática                     |
|---------------------------------|-----------------|------------------------------|------------------------------------|
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>  | Ácido sulfúrico | Ácido tetraoxosulfúrico (VI) | Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno  |
| H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>  | Ácido sulfuroso | Ácido trioxosulfúrico (IV)   | Trioxosulfato (IV) de hidrógeno    |
| H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> | Ácido arsénico  | Ácido tetraoxoarsénico (V)   | Tetraoxoarseniato (V) de hidrógeno |
| HNO <sub>3</sub>                | Ácido nítrico   | Ácido trioxonítrico (V)      | Trioxonitrato (V) de hidrógeno     |
| HNO <sub>2</sub>                | Ácido nitroso   | Ácido dioxonítrico (III)     | Dioxonitrato (III) de hidrógeno    |



## Actividad 9

Toma tu lista de aniones y escribe 5 fórmulas más de oxiácidos.

### Oxisales

Las oxisales resultan de la combinación de un catión metálico y un anión poliatómico oxigenado. Sus nombres se derivan del nombre de los aniones que le dan origen.

Para la nomenclatura **tradicional** se empieza con el nombre del anión, cuyos prefijos *hipo-*, *per-* y los sufijos *-ato* e *-ito*, dependiendo del estado de oxidación en que se encuentren o del número de oxígenos del ion, seguido del catión cuyo sufijo dependerá del número de oxidación.

En la nomenclatura **Stock** el ion negativo se nombra igual que en la nomenclatura anterior, con la diferencia de que el número de oxidación del metal se escribe al final en número romano y entre paréntesis.

Por lo que respecta a la nomenclatura **sistemática** se emplea primero la palabra *oxo* anteponiéndole un prefijo numérico griego, el sufijo *-ato* y el número de oxidación del no metal, y a continuación el nombre del metal con su respectivo número de oxidación en número romano y entre paréntesis.

### Ejemplos:

| Fórmula   | N. tradicional         | N. Stock                | N. sistemática                       |
|---|------------------------|-------------------------|--------------------------------------|
| KClO  | Hipoclorito de potasio | Hipoclorito de potasio  | Monoxoclorato (I) de potasio         |
| KClO <sub>2</sub>                               | Clorito de potasio     | Clorito de potasio      | Dioxoclorato (III) de potasio        |
| KClO <sub>3</sub>                               | Clorato de potasio     | Clorato de potasio      | Trioxoclorato (V) de potasio         |
| KClO <sub>4</sub>                               | Perclorato de potasio  | Perclorato de potasio   | Tetraoxoclorato (VII) de potasio     |
| AlPO <sub>3</sub>                               | Fosfito de aluminio    | Fosfito de aluminio     | Trioxofosfato (III) de aluminio      |
| Ni <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> | Sulfato níquelico      | Sulfato de níquel (III) | Tetraoxosulfato (VI) de níquel (III) |



## Actividad 10

Toma tu lista de aniones y cationes y escribe 5 fórmulas más de oxisales.

### Hidróxidos

Los hidróxidos son compuestos formados por un ion negativo llamado hidróxido (OH<sup>-</sup>) y un metal. Para escribir su nombre en la nomenclatura **tradicional** se inicia con la palabra *hidróxido*, seguida del metal el cual, dependiendo de su estado fundamental de oxidación, será el sufijo que utilice o simplemente antepondrá la palabra *de*. En la nomenclatura **Stock** la situación es muy parecida a la anterior, con la diferencia de que el número de oxidación del metal (si es variable) se escribirá al final del nombre con número romano y entre paréntesis. Finalmente, la nomenclatura **sistemática** utilizará los prefijos numerales para el hidróxido y en seguida el nombre del metal.

**Ejemplos:**

| Fórmula             | N. tradicional      | N. Stock                | N. sistemática          |
|---------------------|---------------------|-------------------------|-------------------------|
| AgOH                | Hidróxido de plata  | Hidróxido de plata      | Hidróxido de plata      |
| Ca(OH) <sub>2</sub> | Hidróxido de calcio | Hidróxido de calcio     | Dihidróxido de calcio   |
| B(OH) <sub>3</sub>  | Hidróxido de boro   | Hidróxido de boro       | Trihidróxido de boro    |
| Pb(OH) <sub>4</sub> | Hidróxido plúmbico  | Hidróxido de plomo (IV) | Tetrahidróxido de plomo |



## Actividad 11

Toma tu lista de cationes y escribe 5 fórmulas más de hidróxidos.



### AVERIGUA

Si existen algunas otras nomenclaturas que no estén señaladas en este bloque y considera su grado de importancia.



## Cierre de bloque

1. Escribe el nombre y el número de oxidación fundamental de los siguientes elementos:

| Elemento | Nombre | Estado de oxidación fundamental |
|----------|--------|---------------------------------|
| Ni       |        |                                 |
| K        |        |                                 |
| Rb       |        |                                 |
| Mg       |        |                                 |
| Pb       |        |                                 |
| Mo       |        |                                 |
| Al       |        |                                 |
| Cr       |        |                                 |
| Na       |        |                                 |
| Ge       |        |                                 |
| Zn       |        |                                 |
| Sr       |        |                                 |
| Sn       |        |                                 |

| Elemento | Nombre | Estado de oxidación fundamental |
|----------|--------|---------------------------------|
| Hg       |        |                                 |
| Ag       |        |                                 |
| Ba       |        |                                 |
| B        |        |                                 |
| Fe       |        |                                 |
| Co       |        |                                 |
| Cu       |        |                                 |

2. Anota el nombre de los compuestos según la nomenclatura Stock.

| Compuesto                  | Nombre |
|----------------------------|--------|
| $\text{CO}_2$              |        |
| $\text{Na}_2\text{CO}_3$   |        |
| $\text{NH}_3$              |        |
| $\text{H}_3\text{PO}_3$    |        |
| $\text{Rb}_2\text{O}$      |        |
| HF                         |        |
| $\text{CH}_4$              |        |
| $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$ |        |
| $\text{HgClO}_2$           |        |
| $\text{FeH}_3$             |        |

3. Escribe el nombre de los siguientes compuestos según la nomenclatura sistemática.

| Compuesto                    | Nombre |
|------------------------------|--------|
| $\text{Mg}(\text{OH})_2$     |        |
| $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ |        |
| $\text{SO}_3$                |        |
| $\text{NaHCO}_3$             |        |
| $\text{Au}_2\text{O}_3$      |        |
| $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$   |        |
| $\text{Sn}(\text{IO}_3)_4$   |        |
| $\text{H}_2\text{CrO}_4$     |        |
| $\text{H}_2\text{Se}$        |        |
| $\text{AlH}_3$               |        |

4. Enuncia el nombre de los siguientes compuestos según la nomenclatura tradicional.

| Compuesto  | Nombre |
|------------|--------|
| $H_2S$     |        |
| $PH_3$     |        |
| $NO_2$     |        |
| $FeCl_3$   |        |
| $HBrO_3$   |        |
| $FeS_2O_3$ |        |
| $NH_4OH$   |        |
| $H_2CO_3$  |        |
| $Cu_2O$    |        |
| $SrH_2$    |        |

5. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos según la nomenclatura Stock.

| Nombre                     | Fórmula |
|----------------------------|---------|
| Óxido de cobre (I)         |         |
| Hidruro de arsénico (III)  |         |
| Teluro de hidrógeno        |         |
| Ácido heptaoxocrómico (VI) |         |
| Hipoclorito de francio     |         |

6. Anota la fórmula de los siguientes compuestos de acuerdo con la nomenclatura sistemática.

| Nombre                             | Fórmula |
|------------------------------------|---------|
| Trióxido de dicloro                |         |
| Tetrahidruro de plomo              |         |
| Dihidróxido de bario               |         |
| Trioxoarseniato (III) de hidrógeno |         |
| Trioxocarbonato (IV) de plomo (II) |         |

7. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos de acuerdo con la nomenclatura tradicional.

| Nombre              | Fórmula |
|---------------------|---------|
| Anhídrido carbónico |         |
| Óxido mangánico     |         |
| Ácido sulfhídrico   |         |
| Metano              |         |
| Ácido arsénico      |         |

8. Obtén los números de oxidación para cada uno de los átomos en las moléculas siguientes.

- $\text{HMnO}_4$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- $\text{CoPO}_3$
- $\text{Ra}(\text{IO}_3)_2$
- $\text{N}_2\text{O}_3$
- $\text{Au}_2(\text{SO}_3)_3$
- $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- $\text{NH}_3$
- $\text{H}_2\text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{S}$



## Actividad experimental

### Nomenclatura química

#### Problema:

- ¿Reconoces los diferentes grupos de sustancias?
- ¿Cómo se nombran las sustancias o compuestos?

#### Objetivo:

- Nombrar los diferentes tipos de sustancias aplicando la nomenclatura de la UIQPA.

**Material, reactivos y equipo:**

|                                       |                  |
|---------------------------------------|------------------|
| Vaso de precipitados de 250 mL        | Agua             |
| Agitador                              | Trozo de potasio |
| Tela de alambre con centro de asbesto |                  |
| Espátula                              |                  |
| Probeta graduada de 100 mL            |                  |
| Papel tornasol azul y rojo            |                  |

**Medidas de higiene y seguridad:**

Cuida de no manejar el potasio con las manos.

**Procedimiento experimental:**

1. Mide 150 mL de agua empleando la probeta y colócalos en un vaso de precipitados de 250 mL.
2. Añade un trozo pequeño de potasio y cubre el vaso de precipitados con la tela de alambre con centro de asbesto y espera a que termine la reacción.
3. Humedece la punta de un agitador de vidrio con el producto de la reacción y moja un trozo de papel tornasol azul. Observa el cambio en la coloración.
4. Realiza la misma operación que en el punto anterior pero ahora con papel tornasol rojo. Observa el cambio en la coloración.

**Reporte del experimento:**

- A. Dibuja los pasos principales de la experiencia.  
 B. Llena el siguiente cuadro de observaciones:

| Sustancias | Compuesto formado | Coloración papel tornasol rojo | Coloración papel tornasol azul |
|------------|-------------------|--------------------------------|--------------------------------|
|            |                   |                                |                                |
|            |                   |                                |                                |

**Análisis:**

- ¿Cuál es la fórmula del compuesto formado y qué nombre tiene?
- ¿Qué tipo de sustancia es?
- ¿Cuál papel tornasol cambió? ¿Por qué?

**Investigación:**

- Los grupos de compuestos y ¿qué propiedades tienen?



# BLOQUE VII

## Representa y opera reacciones químicas

### Unidad de competencia

Reconoce los procesos químicos como fenómenos de su entorno y demuestra la validez de la ley de la conservación de la materia al balancear ecuaciones químicas.

### Atributos de las competencias genéricas que se desarrollan en este bloque:

- 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas.
- 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.
- 5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
- 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.
- 5.6 Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información.
- 6.1 Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo a su relevancia y confiabilidad.



6.3 Reconoce los propios prejuicios, modifica sus propios puntos de vista al conocer nuevas evidencias, e integra nuevos conocimientos y perspectivas al acervo con el que cuenta.

7.1 Define metas y da seguimiento a sus procesos de construcción de conocimientos.

8.2 Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.

8.3 Asume una actitud constructiva, congruente con los conocimientos y habilidades con los que cuenta dentro de distintos equipos de trabajo.

### Este bloque sirve para que:

- Resuelvas cuestionarios y/o una colección de ejercicios donde completes ecuaciones químicas, efectuando el balanceo correspondiente.
- Resuelvas ejercicios de identificación del tipo de reacción: síntesis, descomposición, simple sustitución y doble sustitución.
- Argumentes los resultados de la experimentación sobre reacciones redox.
- Expliques las reacciones químicas que observas en tu entorno identificando cuáles generan productos nocivos.

### Con el aprendizaje y la práctica estarás en condiciones de:

- Valorar la observación e identificación experimental de los cambios químicos.
- Valorar la ley de la conservación de la materia como principio fundamental de la química moderna.
- Aprender la importancia de las reacciones de óxido-reducción en tu entorno y en tu organismo.
- Valorar las repercusiones positivas o negativas sobre el medio ambiente y la sociedad, provocadas por los procesos químicos.



## EXAMINA TUS CONOCIMIENTOS VII

En la naturaleza se presentan una infinidad de reacciones químicas de las cuales casi no nos percatamos. Los cambios químicos se suceden a cada instante y en cualquier lugar, por ejemplo, tu cerebro en estos momentos está experimentando reacciones químicas que sintetizan sustancias como las hormonas para llevar a cabo funciones vitales en diferentes órganos de nuestro cuerpo. Cada célula de nuestro organismo es un sitio increíble de reacciones químicas, donde se descomponen y se forman nuevas sustancias, todas ellas desempeñando un papel determinante en la maquinaria viviente que representamos. Sin embargo, nuestro cuerpo no es el único lugar donde se llevan a cabo reacciones químicas; también las tenemos en la atmósfera, el agua, el suelo, en el interior del planeta y en el espacio exterior.

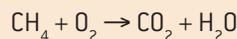
Una reacción química presupone un cambio a escala molecular, donde se rompen enlaces químicos y se forman otros, dando lugar a la formación de nuevas moléculas. El efecto conjunto de estas transformaciones a escala molecular se traduce en cambios químicos observables.



### Actividad 1

Ahora bien:

1. ¿Sabes cómo se representa una reacción química? Ejemplifica.
2. ¿Reconoces alguna ley que esté implícita en las reacciones químicas?
3. ¿Qué son los reactivos y los productos?
4. ¿Qué significa balancear una ecuación?
5. ¿Podrías decirme si la siguiente ecuación química está balanceada?:



6. ¿Qué le hace falta?
7. ¿Conoces algún o algunos métodos para balancear una ecuación química?
8. ¿Cómo se define la oxidación y la reducción?

Contesta a estas preguntas, sin consultar por el momento alguna fuente de información bibliográfica o documental, y compáralas con tus compañeros de clase. Organícense en grupos para que resuelvan la mayor cantidad de preguntas y compartan sus dudas.

## Reconoce el significado de los símbolos en la escritura de ecuaciones químicas

**Reaccionante:** cada una de las sustancias que participa en una reacción química, produciendo otra u otras diferentes de la primitiva.

**Producto:** sustancia resultante de un determinado proceso químico o biológico.

Las sustancias químicas que participan en una reacción química y las proporciones en que lo hacen se representan por una **ecuación química**, la cual se emplea para realizar diferentes cálculos.

Una ecuación química es una forma de describir una reacción química, en la cual empleamos símbolos y fórmulas que representan las sustancias que intervienen en un proceso químico determinado. Las sustancias iniciales se denominan **reactivos**, y las finales **productos**, separados por una flecha ( $\rightarrow$ ) que significa *produce*.

### reactivos $\rightarrow$ productos

En la medida de lo posible, es conveniente señalar en la ecuación química el estado físico de los reactivos y productos, así como de algunas condiciones de temperatura, presión y volumen.

**Tabla 1** Símbolos usados comúnmente en las ecuaciones químicas

| Símbolo       | Significado  |
|---------------|--|
| +             | Más o añadido a (se coloca entre las sustancias)   |
| $\rightarrow$ | Forma, da, produce (apunta a los productos)        |
| (s)           | Estado sólido (se escribe después de una fórmula)  |
| (l)           | Estado líquido (se escribe después de una fórmula) |
| (g)           | Estado gaseoso (se escribe después de una fórmula) |
| (ac)          | Solución acuosa (sustancia disuelta en agua)       |
| $\Delta$      | Calor (se escribe sobre la flecha)                 |

Representemos la combustión del gas metano para formar dióxido de carbono y agua.



En una ecuación química los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha en relación con la flecha, colocando un signo + cuando se tenga más de un reactivo o producto. De cierta forma, una ecuación química se asemeja en gran parte a una ecuación algebraica, en la que la flecha representaría el signo igual (=).

Considerando lo anterior, una reacción química establece un principio de relación cualitativa y cuantitativa entre reactivos y productos. La relación cualitativa está en función de la clase de átomos que intervienen en la reacción, y la relación cuantitativa con la cantidad de estos átomos. El fundamento de esta relación lo establece la **ley de la conservación de la materia** enunciada por Lavoisier a finales del siglo XVIII, y que dice que *en toda reacción química la masa no se crea ni se destruye, sólo se transforma de una sustancia a otra*.

Si partimos de este principio y vemos la ecuación de combustión del metano, podemos observar que cumple con la primera condición, es decir, la clase de átomos

es la misma, tanto en reactivos como productos. La clase de átomos que intervienen en la reacción (C, H y O) son los mismos tanto en reactivos como productos, sólo que formando compuestos diferentes, pero el número de éstos no es el mismo entre reactivos y productos.

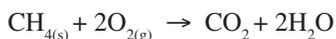
| Átomos | Reactivos | Productos |
|--------|-----------|-----------|
| C      | 1         | 1         |
| H      | 4         | 2         |
| O      | 2         | 3         |

Como podrás observar el H y el O no se encuentran en las mismas proporciones en uno y otro lado de la ecuación. Entonces, ¿qué hacemos? ¿Cómo igualamos esos números?

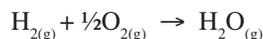
**Balance de materia:**  
aplicación de la ecuación de conservación de la materia a un sistema determinado.

Para tener el mismo número de átomos tanto en reactivos como en productos y que la ecuación esté **balanceada** en cantidad de átomos, lo único que podemos hacer es colocar en el lado izquierdo de las moléculas un coeficiente, el cual tiene la propiedad de multiplicarse con cada elemento y su respectivo subíndice. Cuando se consigue balancear una ecuación química, se dice que la reacción está ajustada o balanceada, lo que significa que puede ser considerada como una igualdad.

Para balancear la ecuación química coloquemos un 2 al oxígeno, y de igual manera en la molécula del agua de la siguiente manera.



Así, tenemos la misma cantidad de átomos del lado izquierdo (reactivos) como del lado derecho (productos). En ocasiones se llega a emplear coeficientes fraccionarios para balancear una ecuación, pero cabría mencionar que jamás se cambian los subíndices de los compuestos. Un ejemplo donde se emplea una fracción podría ser la formación de agua.



Colocar coeficientes para balancear una ecuación en ocasiones resulta sencillo, pero en muchos casos no es tan simple, y nos tardaríamos un buen rato tratando de balancearla. Por esto se han propuesto diferentes métodos para balancear las ecuaciones químicas como son; tanteo, algebraico, óxido-reducción e ion electrón.

Aquí sólo tocaremos los métodos por tanteo y óxido-reducción.

## Conoce los métodos de balanceo de ecuaciones químicas

Puesto que una reacción química cumple con la ley de la conservación de la materia, entonces, toda ecuación química que manipulemos debe de estar balanceada y para ello debemos de considerar que tanto para productos como reactivos no se pueden cambiar los subíndices de las fórmulas químicas, ya que cambiaría la identidad de productos y reactivos, por lo que, lo único que podemos hacer es manipular coeficientes de las fórmulas hasta que la cantidad de átomos de cada

elemento en ambos lados de una ecuación sean iguales. Todo esto nos ayudará a realizar cálculos basados sobre ecuaciones químicas que veremos en este apartado en los métodos para balancear una ecuación.

## Método por tanteo o de ensayo y error

El balanceo por tanteo es un procedimiento que consiste en igualar el número de átomos de reactivos con el de los productos por medio de la colocación de coeficientes en las moléculas que los contienen, hasta que se igualen cuantitativamente ambos miembros de la ecuación química, y de esta manera se cumpla con la ley de la conservación de la materia.

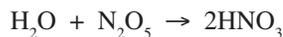
Para balancear una ecuación química por tanteo se sugiere considerar los siguientes puntos:

1. Verificar que la ecuación esté correctamente escrita, es decir, que cada fórmula de reactivos y productos sean los correctos.
2. Hacer un primer balance de átomos de uno y otro lados de la ecuación para poder determinar por dónde vamos a empezar.
3. Empezar ajustando los metales, después los no metales, luego el hidrógeno y al final el oxígeno.
4. Colocar los coeficientes del lado izquierdo de la fórmula, eligiendo aquel que produzca las mínimas cantidades de átomos. El coeficiente elegido tendrá la propiedad de multiplicar a cada átomo de la fórmula.
5. Cada vez que coloquemos un coeficiente ajustar los átomos en el otro lado de la ecuación hasta asegurarse que cada elemento está balanceado.

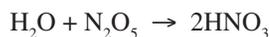
### Ejemplo:



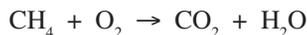
Si hacemos un recuento de átomos de cada elemento vemos que ninguno está balanceado, ya que en los reactivos tenemos 2 átomos de hidrógenos, 6 átomos de oxígeno y 2 átomos de nitrógeno, mientras que en los productos tenemos 1 átomo de hidrógeno, 1 átomo de nitrógeno y 3 átomos de oxígeno. Puesto que en la reacción no tenemos metales, empecemos a balancear el no metal, que en este caso sería el nitrógeno, y puesto que en reactivos tenemos 2 nitrógenos, coloquemos un 2 a la molécula  $\text{HNO}_3$  para balancear al nitrógeno.



Al balancear el nitrógeno también queda balanceado el H con 2 átomos y también el oxígeno con 6 de cada lado de la ecuación química.

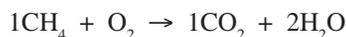


| Reactivos | → | Productos |
|-----------|---|-----------|
| N = 2     |   | N = 2     |
| H = 2     |   | H = 2     |
| O = 6     |   | O = 6     |

**Ejemplo:**

Considerando de nuevo los puntos anteriores para balancear una ecuación, podemos constatar que el único elemento que se encuentra balanceado en la ecuación es el carbono, y puesto que no hay metales, iniciaremos con este elemento el proceso de balanceo.

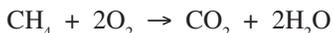
Puesto que en ambos lados de la ecuación tenemos un carbono, coloquemos un 1 tanto en el  $\text{CH}_4$  como en el  $\text{CO}_2$  para señalar que ya tenemos balanceado este elemento. Es importante hacer notar que por regla no se coloca el número 1 en una ecuación, pues se sobreentiende que existe, pero con el fin de ilustrar este ejemplo sí lo colocaremos. Continuando, podemos ver que el hidrógeno no está equilibrado, teniendo 4 en reactivos y 2 en productos. Coloquemos un 2 en la molécula del agua para balancearlos.



Nos restaría balancear los oxígenos, puesto que en reactivos tenemos 2 y en productos 4, lo que quiere decir que nos faltan 2. Entonces coloquemos un 2 al  $\text{O}_2$  para equilibrarlo.



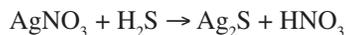
Por último, escribimos la ecuación sin el número 1.



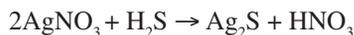
Haciendo un balance de átomos y elementos tenemos:

| Reactivos | → | Productos |
|-----------|---|-----------|
| C = 1     |   | C = 1     |
| H = 4     |   | H = 4     |
| O = 4     |   | O = 4     |

La ecuación está balanceada.

**Ejemplo:**

El Ag y el H no están balanceados. Empezaremos con la plata (Ag) colocando un 2 en  $\text{AgNO}_3$  para igualarlos con el número de Ag en los productos.



Emplearemos el 2 que colocamos ahora para balancear al N. Para ello utilizamos un 2 para la molécula  $\text{HNO}_3$  y de esta manera balancearlos.



Una vez hecho esto, el resto de los elementos quedan balanceados.

| Reactivos | → | Productos |
|-----------|---|-----------|
| Ag = 2    |   | Ag = 2    |
| N = 2     |   | N = 2     |
| S = 1     |   | S = 1     |
| H = 2     |   | H = 2     |
| O = 6     |   | O = 6     |

Te puedes percatar que balancear una ecuación por el método de tanteo no es tan complicado, pero cuando nos enfrentamos con ecuaciones como la siguiente:



la solución requiere de más tiempo.

## Balanceo por óxido-reducción (redox)

Existe una gran cantidad de reacciones químicas en las que hay elementos que cambian su número de oxidación, lo cual implica que se lleva a cabo una transferencia de electrones en la que un elemento se oxida (pierde electrones) y otro se reduce (gana electrones). A este tipo de reacciones se le conoce como **óxido-reducción** o **redox**.

Anteriormente, la oxidación (adición de oxígeno) y la reducción (traslado de oxígeno) estaban relacionados con compuestos que aumentaban o disminuían su cantidad de oxígenos, como por ejemplo:

- $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

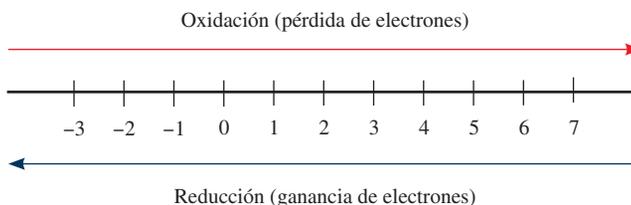
En la primera reacción el hierro se oxida, ya que se le adicionan oxígenos, y en la segunda el cobre se reduce, puesto que se trasladan oxígenos a otro átomo. Aunque esto es válido, existen otras reacciones en las que no interviene el oxígeno, y sin embargo los elementos de sus compuestos se oxidan y se reducen.

En la actualidad empleamos el concepto de pérdida y ganancia de electrones con mayor profundidad, dado que abarca una mayor cantidad de reacciones químicas. A la pérdida de electrones se le llama **oxidación** y a la ganancia de electrones **reducción**.

Ambos procesos, oxidación y reducción, van siempre unidos. Esto quiere decir que cuando existe un elemento que pierda electrones habrá otro que los acepte. Al perder o ganar electrones un átomo, su número de oxidación cambiará de la manera siguiente:

- Al oxidarse un átomo, pierde electrones, por lo que su número de oxidación se irá haciendo mayor.
- Al reducirse un átomo, gana electrones, por lo que su número de oxidación se irá haciendo menor.

Veamos la siguiente representación.



El balanceo por óxido-reducción (redox), consiste básicamente en igualar o balancear el número de electrones ganados con el número de electrones perdidos. Para balancear una ecuación por este método se deben considerar los siguientes pasos:

**Número de oxidación:**  
número de electrones que han de tomar o ceder un ion o un átomo de un determinado estado de combinación.

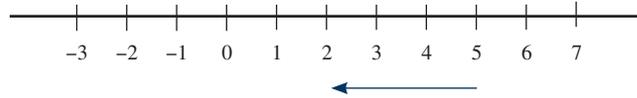
1. Obtén el **número de oxidación** de cada átomo de cada molécula de la ecuación.
2. Determina qué elementos cambian de número de oxidación de reactivos a productos.
3. Escribe dos semirreacciones de los átomos que cambian de reactivos a productos, tal como aparecen en la reacción con sus respectivos subíndices. Anota el cambio de número de oxidación de acuerdo con la tabla de óxido-reducción.
4. Al anotar las dos semirreacciones, el número de electrones que se ganan y se pierden deben ser iguales. Si esto no sucede, se multiplica una o ambas reacciones por un número, de tal forma que se puedan igualar los electrones ganados y perdidos.
5. Se suman ambas reacciones para obtener una sola. Al sumar las semirreacciones los electrones ganados y perdidos deben neutralizarse aritméticamente.
6. Los coeficientes obtenidos en los productos de la semirreacción deberán colocarse en la reacción original, aunque en ocasiones se colocan los de los reactivos. Estos coeficientes no deben modificarse y servirán para balancear el resto de la ecuación.
7. Se sugiere balancear los átomos en menor proporción, seguidos de los de mayor proporción, y por último, el hidrógeno y el oxígeno, en ese orden.

Antes de tomar una ecuación y balancearla, hagamos unos ejercicios con las semirreacciones que mencionamos en el método para balancear ecuaciones redox.

**Ejemplos:**

a) ¿Cuántos electrones gana el  $N^{+5}$  al pasar a  $N^{+2}$ .

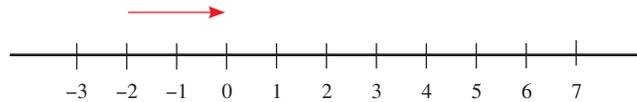
Determinaremos mediante la tabla de óxido-reducción el cambio.



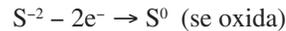
Vemos que gana  $3e^-$  y escribimos:



b) ¿Cuántos electrones pierde el  $S^{-2}$  cuando cambia a  $S^0$ ?



Pierde  $2e^-$  y escribimos:



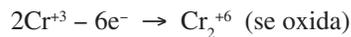
c) ¿Cuántos electrones pierde el  $Cr^{+3}$  a  $Cr_2^{+6}$ ?



Pierde  $3e^-$  y escribimos:



Ahora, en esta semirreacción tenemos que ajustar el número de átomos de cromo, porque del lado izquierdo tenemos 1 y del lado derecho tenemos 2. Puesto que cada cromo pierde  $3e^-$ , al ajustar el número de átomos también se ajusta el número de electrones perdidos, quedándonos así un total de  $6e^-$ .



Bien, ahora sí con estos ejemplos podemos balancear toda una ecuación empleando los pasos del método óxido-reducción.

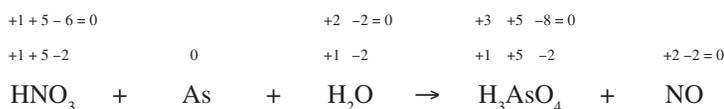
Consideremos la siguiente ecuación.



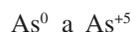
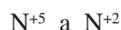
**Etapa 1.** Tenemos que obtener el número de oxidación de cada elemento de cada molécula de la ecuación. Para ello, retomaremos las reglas que señalamos en el bloque anterior para obtener el número de oxidación.

#### Reglas para obtener el número de oxidación

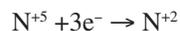
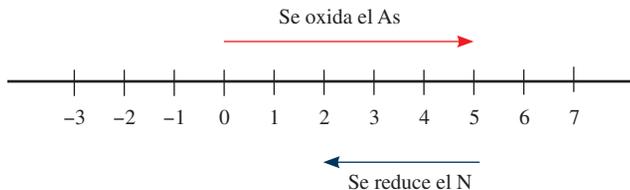
1. La suma de todos los números de oxidación de una molécula es igual a cero.
2. El número de oxidación de todos los elementos libres es cero.
3. El del hidrógeno en sus compuestos es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1.
4. El del oxígeno en sus compuestos es -2, excepto en los peróxidos que es -1.
5. El de los iones es igual a la carga del ion.



**Etapa 2.** Los elementos que cambian de número de oxidación son:



**Etapa 3.** Escribimos las semirreacciones tomando en cuenta la tabla de óxido-reducción.

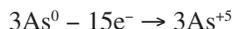


**Etapa 4.** Puesto que el número de electrones ganados y perdidos debe ser igual, y en este caso no lo es, ya que tenemos  $+3\text{e}^-$  y  $-5\text{e}^-$ , debemos multiplicar ambas semirreacciones por un número que nos dé esa igualación. Para que esto suceda por lo general el número de electrones de una reacción multiplica a la otra y viceversa, quedando así:

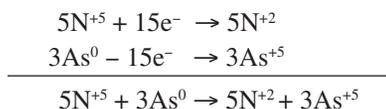




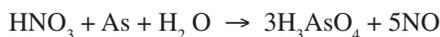
y como si fuera una expresión algebraica tenemos.



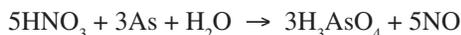
**Etapla 5.** Sumamos las semirreacciones para llegar a una sola expresión, donde finalmente se neutralizan el número de electrones ganados con el número de electrones perdidos, quedando las cargas balanceadas.



**Etapla 6.** Los coeficientes obtenidos en los productos de esta última reacción parcial se sustituyen en la ecuación original, con la consigna de que no deben ser cambiados, y que a partir de ellos se balancea toda la ecuación.



**Etapla 7.** Iniciamos balanceando el As, pues es el que está en menor proporción. Para igualar ambos lados colocamos un 3 en el As de los reactivos. Aprovechamos y balanceamos el N, con lo cual ya contamos con 5, por lo que colocamos otro número igual en los reactivos.



Habrás notado que los coeficientes que acabamos de colocar coinciden con los de la semirreacción de la etapa 5. Como veremos más adelante, esto no siempre es así, e incluso tenemos la alternativa, según se presente la reacción, de empezar colocando los coeficientes de los reactivos de la semirreacción en la ecuación original.

Procedemos a balancear el resto de la ecuación. Para balancear el H podemos ver que en los productos hay un total de 9H mientras que en los reactivos hay 7H. Puesto que no podemos cambiar el 5 que tenemos en  $\text{HNO}_3$  decimos que ya tenemos 5H, por lo que nos faltarían 4 para equilibrarlos con los 9 que hay en los productos. Los 4H que faltan tendrían que salir del  $\text{H}_2\text{O}$ , y para ello simplemente colocamos un 2 como coeficiente, que al multiplicarse con el  $\text{H}_2$  del agua nos darían los 4 que nos faltan.



Por último, constatamos que la suma de oxígenos de reactivos es igual a la suma de oxígenos de productos, con un total en ambos lados de 17.

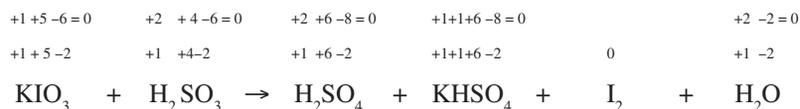
**BALANCE**

| Reactivos | Productos |
|-----------|-----------|
| As = 3    | As = 3    |
| N = 5     | N = 5     |
| H = 9     | H = 9     |
| O = 17    | O = 17    |

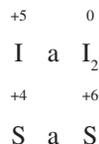
Veamos otro ejemplo:



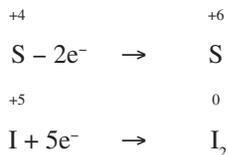
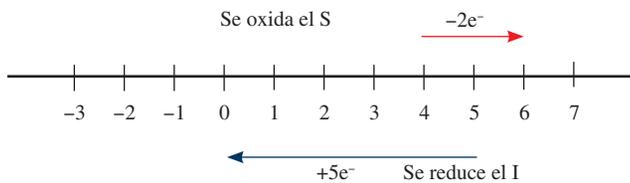
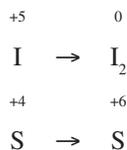
**Etapla 1.** Obtenemos el número de oxidación de cada uno de los elementos presentes en las distintas moléculas.



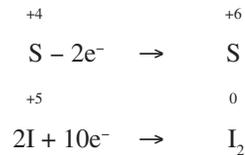
**Etapla 2.** Al observar los cambios en el número de oxidación ente reactivos y productos podemos ver que el I y el S son los que cambian.



**Etapla 3.** Escribimos las dos semirreacciones y contabilizamos el cambio de número de oxidación.

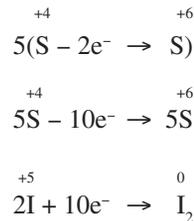


En la última semirreacción donde interviene el I, los átomos de I del lado izquierdo no son iguales a los del lado derecho, por lo que colocamos un 2 del lado izquierdo, y puesto que el I gana 5 electrones, éste también se vería afectado al duplicar el número de I en la semirreacción, quedándonos todo de la siguiente manera:

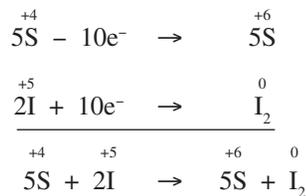


**Etapas 4.** Considerando que el cambio de electrones entre una y otra reacciones debe ser igual, y que para este ejemplo no lo son, entonces busquemos un número o números que al multiplicar las reacciones llegue a esa igualación del cambio electrónico.

Puedes observar que con multiplicar la primera reacción por 5 se llega a cumplir la condición.



**Etapas 5.** Sumamos las dos semirreacciones y obtenemos sólo una, la cual emplearemos para la etapa siguiente.

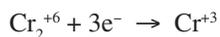


**Etapas 6.** De acuerdo con la regla, los coeficientes de los productos de la semirreacción se sustituyen en la ecuación original. Pero, en la ecuación original resulta que tenemos dos moléculas con  $\text{S}^{+6}$  ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  y  $\text{KHSO}_4$ ) por lo que nos preguntaríamos: ¿en cuál de las dos moléculas se puede colocar el 5 que aparece en la semirreacción con  $\text{S}^{+6}$ ? En este caso, sería más conveniente probar mejor con los coeficientes de los reactivos de la semirreacción.

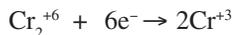


**Etapas 7.** Empecemos a balancear la ecuación, recordando que los coeficientes que pusimos no deben cambiarse. El I ya se encuentra balanceado con 2 átomos de ambos lados, por lo que tendríamos que poner un 1 como coeficiente de  $\text{I}_2$  (aunque casi nunca se escribe el 1, hagamos una excepción con la finalidad de ver que esa

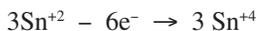
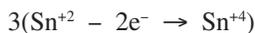
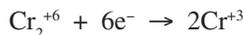




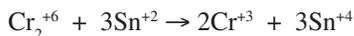
Considerando que se tienen 2 cromos del lado izquierdo:



#### Etapa 4



#### Etapa 5



#### Etapa 6



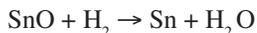
#### BALANCE

| Reactivos | Productos |
|-----------|-----------|
| Cr = 2    | Cr = 2    |
| Sn = 3    | Sn = 3    |
| K = 2     | K = 2     |
| Cl = 20   | Cl = 20   |
| H = 14    | H = 14    |
| O = 7     | O = 7     |

#### Etapa 7



Un aspecto del óxido-reducción es que siempre van de la mano. No puede existir una sin la otra. Ahora, si una sustancia se oxida, necesariamente la otra es la causante de la oxidación, y a esta sustancia se le llama **agente oxidante**. Por otro lado, si una sustancia se reduce, la otra será la causa de la reducción, y ésta se llama **agente reductor**. Por ejemplo:



En esta reacción el óxido estañoso se reduce (pierde el oxígeno) y el  $\text{H}_2$  se oxida (gana el oxígeno), lo que quiere decir que  $\text{SnO}$  es el agente oxidante, porque provoca que el  $\text{H}_2$  se oxide, y el  $\text{H}_2$  será el agente reductor porque hace que el  $\text{SnO}$

se oxide. Por lo tanto: el agente oxidante es la sustancia que se reduce y el agente reductor es la sustancia que se oxida.

Revisa los tres ejemplos de reacciones óxido-reducción que se desarrollaron y determina los agentes oxidantes y reductores.



## Actividad 2

1. Balancea por tanteo las siguientes ecuaciones.

- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3$
- $\text{SF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HF}$
- $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{H}_2 \rightarrow \text{V}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Respuestas: a) 2, 2, 3 b) 1, 1, 2 c) 1, 3, 1, 4 d) 1, 5, 3, 4 e) 1, 2, 1, 2.

2. Resuelve por óxido-reducción las siguientes ecuaciones.

- $\text{As} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KClO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{KCl} + \text{CO}_2$
- $\text{HIO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Respuestas: a) 3, 5, 2, 3, 5 b) 1, 4, 1, 2, 2 c) 2, 16, 2, 2, 5, 8  
d) 2, 3, 2, 3 e) 2, 5, 5, 1, 1.

### AVERIGUA

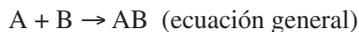


Por simple inspección, determina las características del método ion electrón para balancear ecuaciones químicas y determina si alguno de los ejemplos presentes hasta el momento se pudiera resolver por este método.

## Distingue los diferentes tipos de reacciones químicas

Las reacciones químicas se pueden clasificar de varias maneras, dependiendo de los procesos, quedando para este caso en cuatro grupos.

## Reacciones de combinación, adición o síntesis

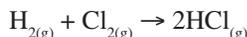
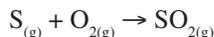


**Síntesis:** obtención de un compuesto químico a partir de moléculas más sencillas.

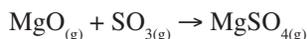
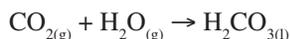
La ecuación general nos muestra que un solo compuesto (AB) se obtiene a partir de dos elementos o compuestos (A + B).

### Ejemplos:

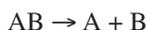
a) Elemento + elemento  $\rightarrow$  compuesto



b) Compuesto + compuesto  $\rightarrow$  compuesto complejo



## Reacciones de descomposición

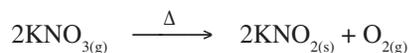


**Descomposición:** en una descomposición simple, una sustancia se rompe en dos sustancias más simples.

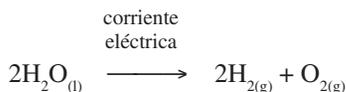
En estas reacciones, los compuestos se disocian para formar dos o más sustancias. Por lo general esta disociación se lleva a cabo por la acción de energía como el calor, electricidad, etc., y vienen siendo el inverso de las reacciones de combinación.

### Ejemplo:

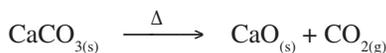
a) De óxidos metálicos o de oxisales

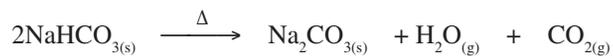


b) De hidrólisis



c) De descomposición térmica






## AVERIGUA

Si existe alguna otra manera de descomposición química y cita ejemplos.

## Reacciones de desplazamiento simple

Son aquellas en las que un elemento reemplaza a otro en un compuesto, formando un nuevo compuesto y un elemento diferente.



La primera reacción general se aplica cuando A es un metal que reemplazaría a B para formar AC, esto, siempre y cuando A sea más reactivo que B. Para saber si A es más reactivo que B nos basamos en una tabla llamada *serie de actividad o serie electromotriz*.

| Serie electromotriz o serie de actividad |                 |
|--|-----------------|
| Metales                                  | Halógenos       |
| Li                                       | F <sub>2</sub>  |
| K  | Cl <sub>2</sub> |
| Ba                                       | Br <sub>2</sub> |
| Na                                       | I <sub>2</sub>  |
| Mg                                       |                 |
| Be                                       |                 |
| Al                                       |                 |
| Mn                                       |                 |
| Zn                                       |                 |
| Fe                                       |                 |
| Cd                                       |                 |
| Co                                       |                 |
| Ni                                       |                 |
| Sn                                       |                 |
| Pb                                       |                 |
| H  |                 |
| Cu                                       |                 |
| Ag                                       |                 |
| Hg                                       |                 |
| Au                                       |                 |

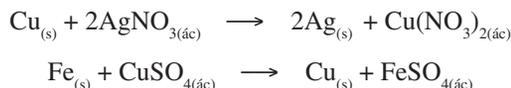
De acuerdo con la tabla, el elemento metálico más activo sería el Li y el menos activo el Au, y para los halógenos el F<sub>2</sub> sería el más activo, disminuyendo hasta el I<sub>2</sub>.

Lo anterior quiere decir que un átomo de cualquier elemento de la serie tiene la capacidad de reemplazar a los átomos de los elementos que están debajo de él. Así, por ejemplo, el Na puede desplazar al Mn de una sal, pero el Hg no desplaza al Ni por estar debajo en la lista.

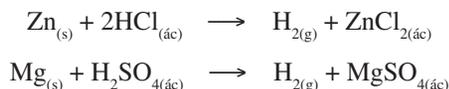
La segunda reacción general es aplicable a las reacciones donde están presentes los halógenos, en donde A representa un halógeno reemplazando a C para formar BA, con la condición de que A sea un halógeno más reactivo que C.

### Ejemplos:

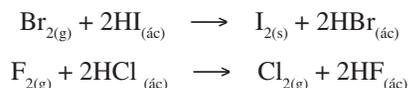
a) Metal + sal → metal + sal



b) Metal + ácido → hidrógeno + sal



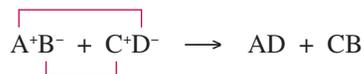
c) Halógeno + halogenuro → halógeno + halogenuro



## Reacciones de doble sustitución o doble desplazamiento



Este tipo de reacciones ocurre cuando reaccionan dos compuestos y se genera un intercambio de iones entre ellos. Esto quiere decir que el ion positivo de un compuesto se combina con el ion negativo del otro y viceversa.

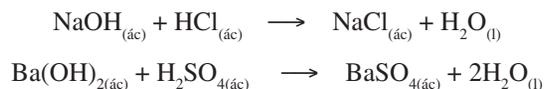


Recuerda que el ion positivo siempre se escribe del lado izquierdo de una fórmula y el ion negativo del lado derecho.

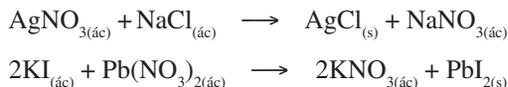
Las reacciones de doble desplazamiento se clasifican como de **neutralización** y de **precipitación** que se acompañan de algún hecho como desprendimiento de calor, producción de un precipitado o la formación de un gas.

### Ejemplos:

a) Neutralización (ácido vs. base):

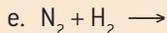
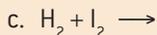
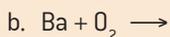


b) Precipitación. Cuando se obtiene un precipitado se coloca (s) después de la fórmula en la ecuación:

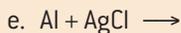
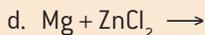
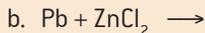
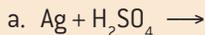


## Actividad 3

1. Completa y balancea las siguientes ecuaciones.



2. Utiliza la tabla de serie electromotriz para señalar cuáles de las siguientes reacciones pueden realizarse y cuáles no. Completa y balancea las ecuaciones posibles.



3. Relaciona las siguientes columnas.

- |   |                    |
|---|--------------------|
| <input type="checkbox"/> Pérdida de electrones.   | 1. Agente oxidante |
| <input type="checkbox"/> Sustancia que causa una disminución en el estado de oxidación de otra sustancia. | 2. Reducción       |
| <input type="checkbox"/> Ganancia de electrones.  | 3. Ionización      |
| <input type="checkbox"/> Sustancia que causa un incremento en el estado de oxidación de otra sustancia.   | 4. Oxidante        |
|   | 5. Agente reductor |

4. Complementa las siguientes reacciones y balancéalas.

- $K_3PO_4 + BaCl_2 \rightarrow$
- $NaSO_4 + PbCl_2 \rightarrow$
- $NaOH + H_3PO_4 \rightarrow$
- $Bi_2S_3 + HCl \rightarrow$
- $Ca(NO_3)_2 + NaCl \rightarrow$



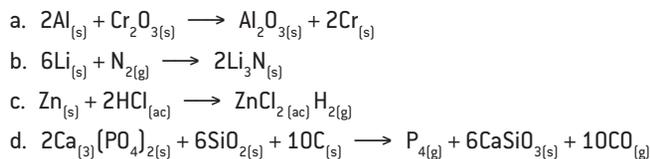
## Cierre de bloque

- ¿Qué entiendes por oxidación?
- Indica el estado de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos aplicando las reglas.
  - $HClO_3$
  - $Ca_3(PO_4)_2$
  - $NaNO_3$
  - $H_2O_2$
  - $KH$
- Determina el número de oxidación del manganeso en los compuestos:
  - $MnO_2$
  - $Mn_2O_3$
- Determina el número de oxidación del cloro en los compuestos:
  - $Cl_2O_7$
  - $Cl_2O$
  - $Cl_2O_5$

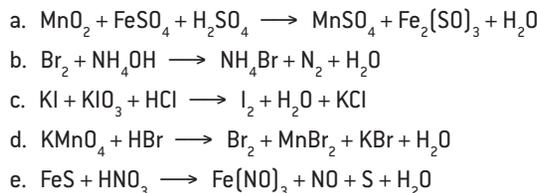
5. ¿Qué información proporciona una ecuación química balanceada?
6. Escribe una ecuación química para la obtención de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno.
7. Escribe la ecuación química siguiente: Zinc metálico + Ácido clorhídrico  $\rightarrow$  Cloruro de zinc + Hidrógeno.
8. ¿Por qué es importante balancear una ecuación química?
9. Balancea las siguientes ecuaciones por el método de tanteo.
  - a.  $\text{Zn} + \text{HBr} \rightarrow \text{ZnBr}_2 + \text{H}_2$
  - b.  $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{H}_2$
  - c.  $\text{La}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{La}(\text{OH})_3$
  - d.  $\text{Mg}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3$
  - e.  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
10. El hipoclorito de sodio se emplea en solución acuosa como desinfectante y desodorizante por su acción bactericida. Se produce industrialmente por burbujeo de cloro gaseoso en una solución de hidróxido de sodio, obteniéndose también como subproducto cloruro de sodio.
  - a. Escribe la reacción química correspondiente, balanceándola.
11. Indica cuál de las siguientes reacciones representa una oxidación o una reducción:
  - a.  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{+3} + 3\text{e}^-$
  - b.  $\frac{1}{2}\text{Cl}_2 + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$
  - c.  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^-$
  - d.  $\text{Fe}^{+3} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{+2}$
12. Para producir de manera industrial carbonato de sodio que se utiliza para producir hidróxido de sodio, se desarrolló un proceso llamado *Leblanc* en Francia a finales del siglo XVII. La secuencia de reacciones es la siguiente:
  - a. Cloruro de sodio + Ácido sulfúrico  $\rightarrow$  Sulfato de sodio + Ácido clorhídrico
  - b. Sulfato de sodio + Carbonato de calcio + Carbono  $\rightarrow$  Carbonato de sodio + Sulfato de calcio + Dióxido de carbono
  - c. Carbonato de sodio + Hidróxido de calcio  $\rightarrow$  Hidróxido de sodio + Carbonato de calcio
    - i. Escribe las ecuaciones correspondientes y balancéalas.
    - ii. Identifica las reacciones redox.
    - iii. Identifica los agentes oxidantes y reductores.
13. ¿Qué significa que un elemento sea oxidante?

14. Escribe la ecuación química balanceada para las reacciones siguientes:
- El abrasivo denominado carburo de silicio, SiC, es parecido al diamante. Se forma al reaccionar dióxido de silicio, con carbono elemental a 2000 °C obteniéndose carburo de silicio y monóxido de carbono.
  - El ácido fluorhídrico se usa para grabar el vidrio, ya que reacciona con el sílice SiO<sub>2(s)</sub>, del vidrio. Los productos de la reacción son el tetrafluoruro de silicio y el agua.

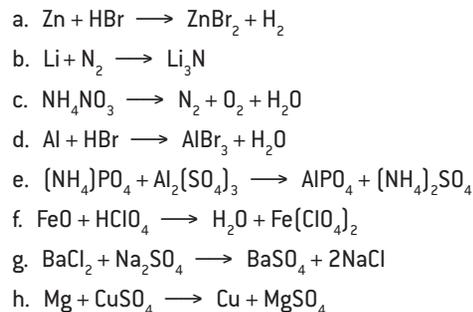
15. Identifica el agente oxidante y el agente reductor en cada una de las siguientes reacciones:



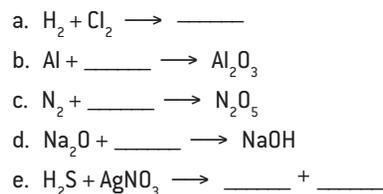
16. Balancea las siguientes ecuaciones por el método de óxido-reducción



17. Señala a qué tipo de reacción pertenecen las siguientes ecuaciones químicas:



18. Completa y balancea las siguientes reacciones:



19. Identifica las reacciones químicas de tu entorno que generan productos nocivos.
20. Realiza en equipo un informe sobre los procesos químicos que se utilizan para solucionar problemas cotidianos de contaminación.



## Actividad experimental

### Reacciones químicas de sustancias cotidianas

#### Problema:

¿Qué tipo de reacciones químicas realizan algunas sustancias cotidianas y cómo las identifico?

#### Objetivo:

- Observar algunas reacciones de sustancias cotidianas presentes en casa y aprender a identificarlas.

#### Material, reactivos y equipo:

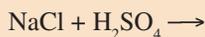
|                              |  |
|------------------------------|--|
| 3 tubos de ensayo            | NaCl (sal de mesa)                         |
| Gradilla para tubo de ensayo | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> concentrado |
| 3 goteros                    | Vinagre                                    |
| Papel tornasol rojo          | NaOH                                       |
|                              | NaHCO <sub>3</sub>                         |
|                              | Fertilizante ordinario                     |

#### Medidas de higiene y seguridad:

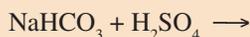
Tener mucho cuidado al manejar el ácido y el hidróxido. No colocar la nariz directamente en los tubos de ensayo.

**Procedimiento experimental 1**

1. Coloca una pequeña cantidad de NaCl en un tubo de ensayo que se encuentre bien seco y limpio.
2. Añádele al tubo dos gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado.
3. Observa el color y el olor que genera la reacción. Para poder oler correctamente acerca y abanica con tu mano el gas que se desprende hacia tu nariz.
4. Completa la siguiente reacción y registra tus observaciones.

**Procedimiento experimental 2**

5. Coloca una pequeña cantidad de bicarbonato de sodio,  $\text{NaHCO}_3$ , en un tubo de ensayo limpio y seco.
6. Añade al tubo dos gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado.
7. Repite los dos pasos anteriores, pero en lugar de agregar ácido sulfúrico, añade vinagre (ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ).
8. Registra tus observaciones y completa la siguiente reacción.

**Procedimiento experimental 3**

9. Coloca un poco de fertilizante ordinario en un tubo de ensayo limpio y seco.
10. Añade 2 mL de NaOH 1M y coloca un papel tornasol rojo cerca de la boca del tubo, pero sin tocar las paredes de éste o la sustancia reaccionante.
11. Ahora repite la misma operación pero coloca un papel tornasol rojo previamente mojado por agua de la llave.
12. Registra tus observaciones y concluye.

**Reporte del experimento:**

- A. Dibuja los pasos principales de la experiencia.
- B. Elabora cuadros donde registres tus observaciones de las tres actividades experimentales.
- C. Reporta las reacciones químicas que se lograron en los experimentos.

**Análisis:**

- ¿Qué tipo de reacciones identificaste en los experimentos?
- ¿El fertilizante contiene sales de amonio? Explica.
- ¿Qué estás identificando en la reacción del bicarbonato de sodio?

- Al llevarse a cabo la reacción del NaCl con el ácido sulfúrico, ¿qué elemento químico lograste identificar? Explica.
- ¿Qué diferencias y semejanzas existen entre las reacciones químicas que observaste?

**Investigación:**

- ¿Qué otras sustancias caseras contienen amonio?
- ¿Qué diferencia existe entre ecuación y reacción química?



# BLOQUE VIII

## Entiende los procesos asociados con el calor y la velocidad de reacción química

### Unidad de competencia

Reconoce la influencia de los factores que intervienen en la rapidez con que se llevan a cabo las reacciones químicas y la cantidad de calor que se intercambia cuando se desarrollan. Así mismo, valora la importancia del desarrollo sostenible y adopta una postura crítica y responsable ante el cuidado del medio ambiente.

### Atributos de las competencias genéricas que se desarrollan en este bloque:

- 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas.
- 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.
- 5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
- 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.



- 5.6 Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información.
- 6.1 Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo a su relevancia y confiabilidad.
- 6.3 Reconoce los propios prejuicios, modifica sus propios puntos de vista al conocer nuevas evidencias, e integra nuevos conocimientos y perspectivas al acervo con el que cuenta.
- 7.1 Define metas y da seguimiento a sus procesos de construcción de conocimientos.
- 8.2 Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.
- 8.3 Asume una actitud constructiva, congruente con los conocimientos y habilidades con los que cuenta dentro de distintos equipos de trabajo.

### Este bloque sirve para que:

- Describas el concepto de entalpía de reacción, utilizándolo como criterio para distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.
- Resuelvas ejercicios relacionados con la variación de la entalpía de reacción, identificando aquellas reacciones que son exotérmicas o endotérmicas.
- Expliques la forma en que algunos factores (naturaleza de los reactivos, tamaño de partícula, temperatura, presión, concentración, catalizadores) modifican la velocidad de reacción.
- Sigas el método científico, realizando una actividad experimental sobre velocidad de reacción y factores que la modifican.
- Expliques la noción de desarrollo sustentable y las acciones necesarias para promoverlo.
- Participes en la discusión en equipo y plenaria sobre el consumismo e impacto ambiental, distando alternativas de solución.

## Con el aprendizaje y la práctica estarás en condiciones de:

- Mostrar interés por comprender los cambios energéticos en las reacciones químicas que se dan en su entorno.
- Valorar la conveniencia de la lentitud o la rapidez de algunos procesos químicos que se presentan en tu vida diaria.
- Considerar el desarrollo sostenible como una medida para aminorar los problemas ambientales.
- Colaborar con tus compañeros de equipo para apoyar el desarrollo sostenible.

## EXAMINA TUS CONOCIMIENTOS VIII

En el mundo que nos rodea se dan un sinnúmero de reacciones químicas, no obstante, sólo nos percatamos de unas cuantas puesto que nuestra atención la tenemos centrada en otro tipo de cuestiones, lejos de las reacciones químicas. Sin embargo, estamos directamente involucrados en muchas reacciones que afectan nuestra vida de manera directa o indirecta y sin que nosotros las determinemos están presentes.

Existen reacciones que se involucran directamente con nosotros como aquellas que se desarrollan en el cuerpo humano, donde cada órgano y cada célula de nuestro cuerpo es un espacio que alberca una gran cantidad de reacciones químicas; muchas de ellas llevándose de manera espontánea y algunas otras requiriendo de energía para que se desarrollen. Tan solo la descomposición de las moléculas que forman los alimentos y que deben ser incorporadas a nuestras células, tienen que ser degradadas a moléculas más simples y para ello se requiere de energía, que es tomada de otras moléculas como el ATP. De igual manera, otras reacciones producirán cierta cantidad de energía al momento de realizarse. Todas estas reacciones son vitales para el buen funcionamiento de la maquinaria celular y del cuerpo en su conjunto.

Pero es evidente que no son las únicas reacciones químicas que se llevan a cabo en la naturaleza, suceden también en la atmósfera, el suelo, el agua, en las entrañas de la tierra y en todo el cosmos. El conjunto de todas ellas han llevado a la evolución a todas las especies que han habitado este planeta.

Muchas reacciones han tardado años para que se desarrollen, mientras que otras lo hacen en fracciones de segundo. Nosotros hemos podido controlar y modificar algunas reacciones simplemente por el hecho de conocer sus propiedades y características de las mismas, de tal suerte que las adaptamos a nuestras necesidades para determinados procesos, sobretodo de carácter industrial como el de la alimentación y la transformación.

En definitiva, las reacciones químicas tienen implicaciones importantísimas desde el punto de vista energético, ya que es la fuente que mueve al Universo de lo vivo y no vivo, estableciendo los cambios que éstos sufren a través del tiempo. Es por esto que es importante conocer las condiciones energéticas en que se realiza una reacción para poder definir su dirección y requerimientos para que se logre y en cierto momento poder controlarla o dirigirla en beneficio de las condiciones humanas.



### Actividad 1

Dicho lo anterior, podemos rescatar algunas cuestiones como:

1. ¿Qué es energía?
2. ¿Cómo se mide la energía?
3. ¿Qué sucede a nivel molecular cuando se presenta una reacción química?

4. ¿Has oído hablar de las reacciones exotérmicas y endotérmicas? ¿Cómo se definen?
5. ¿Cómo se puede medir el calor que absorbe o libera una reacción química?
6. ¿Podemos alterar la velocidad de una reacción? ¿Cómo?
7. ¿Qué pasa a nivel molecular? Explica.

Medita de manera personal las preguntas planteadas y posteriormente reúnete con tus compañeros para que analicen sus respuestas y se retroalimenten. Elaboren un cuadro donde muestren el grado de conocimiento que tienen sobre el tema y compárenlo una vez que hayan concluido el bloque.

## Explica los cambios energéticos en las reacciones químicas

Cuando empezamos a estudiar química llegamos a saber que el objeto de estudio son los cambios que se suceden en la materia y la energía. El concepto de materia es más fácil de entender, puesto que la podemos ver y tocar; sin embargo, el concepto de energía es un poco más abstracto. Cuando realizamos una actividad física gastamos una gran cantidad de energía, y dentro de nuestro cuerpo acontecen reacciones químicas que liberan esta energía para que podamos realizar con dinamismo cualquier actividad física e incluso mental. Todas estas transformaciones de **energía** que se dan en la naturaleza son estudiadas por la **termoquímica**, la cual es una rama de esta ciencia que estudia las manifestaciones de la energía en forma de calor que tienen lugar en las reacciones químicas.

**Energía:** capacidad de realizar trabajo.

Todas las sustancias presentan un contenido energético que se almacena en sus átomos o moléculas, y lo hacen en forma de energía química. Este contenido de energía depende de los átomos y, sobre todo, del tipo de enlace químico que las forman. Las reacciones químicas siempre van acompañadas de un cambio de energía. Cuando las sustancias participan en una reacción química, la energía química se libera, se almacena o se convierte en otra forma de energía.

En una reacción química, el contenido energético de los reactivos se distribuye en los productos, conduciéndose a un estado más estable, liberándose energía al entorno en forma de **calor**. Ésta es una de las razones por las que se lleva a cabo una reacción, en el que los reactivos pasan de un estado de mayor energía a uno de menor energía (más estable) cuando se convierten en productos.

Hasta hace unos años la energía que se libera o suministra en una reacción se medía en calorías o kilocalorías. Una **caloría** se define como el calor necesario para aumentar la temperatura de 1 g de agua líquida pura en 1 °C, de 14.5 °C a 15.5 °C.

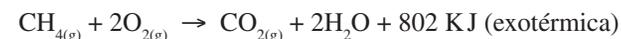
**Calor:** forma de energía que se transfiere entre dos cuerpos a diferente temperatura, siempre del cuerpo de mayor al de menor temperatura.

En la actualidad se emplea el **joule** (J) el cual pertenece al Sistema Internacional (SI) de energía térmica, ya que guarda una relación directa con la energía mecánica. Pero el joule por sí mismo resulta una medida bastante pequeña para su uso en la química, por lo que se emplea el **kilojoule** (KJ), que equivale a 1 000J. El factor de conversión para relacionar los joules con las calorías es:

$$1 \text{ joule (J)} = 4.184 \text{ calorías (cal)}$$

Siempre que una reacción química libere calor estaremos hablando de una **reacción exotérmica**, y cuando lo absorba lo haremos de una **reacción endotérmica**.

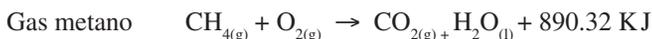
Son ejemplos de reacciones exotérmicas y endotérmicas:



En la reacción exotérmica se puede escribir el calor del lado derecho de la reacción (se libera), mientras que en una reacción endotérmica el calor se escribe como parte de los reactivos (se suministra). En muchas reacciones químicas es más importante la energía que se libera que los mismos productos. Un ejemplo clásico es la energía que se obtiene del proceso de respiración de los animales. Es la energía vital que lleva a cabo diversas funciones metabólicas.



En nuestros días, empleamos combustibles fósiles para obtener la energía que utilizamos en nuestras actividades. Probablemente empleas el gas para calentar y cocer los alimentos. Pues bien, este gas es un combustible que libera una gran cantidad de energía y para que encienda requiere de una flama (piloto) o una chispa. Esa energía que estamos suministrando para que la reacción química se realice se llama **energía de activación**, y una vez iniciada la reacción, continuará generando energía para que la reacción avance.



El calor liberado o absorbido durante una reacción química en condiciones determinadas de presión y temperatura se llama **entalpía** y se representa con la letra **H**. Cuando hablamos de entalpía, H, debemos de enfocarnos en los **cambios** ( $\Delta H$ ) más que en el valor de H, ya que ésta no se puede medir y sólo medimos el cambio de entalpía. La letra  $\Delta$  representa **cambio de**.

Puesto que la entalpía no es la misma entre los reactivos y productos, la forma de conocer esa diferencia entre entalpías y poder medir el cambio es:

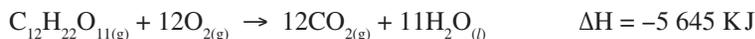
$$\Delta H = H \text{ productos} - H \text{ reactivos}$$

La entalpía de una reacción puede ser positiva o negativa. Cuando la entalpía de los productos es menor que la de los reactivos,  $\Delta H$  es negativa y hablándose trata de una **reacción exotérmica**. Pero cuando la entalpía de los productos es mayor

que la de los reactivos,  $\Delta H$  es positiva, nos estaremos refiriendo a una **reacción endotérmica**.

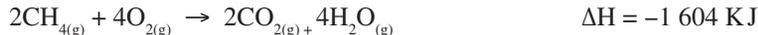
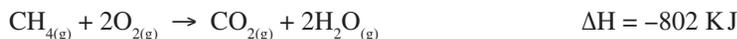
|                |          |                |                             |
|----------------|----------|----------------|-----------------------------|
| $\Delta H = -$ | <b>o</b> | $\Delta H < 0$ | <b>Reacción exotérmica</b>  |
| $\Delta H = +$ | <b>o</b> | $\Delta H > 0$ | <b>Reacción endotérmica</b> |

### Ejemplos:



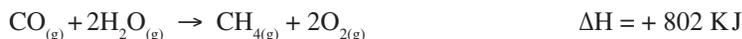
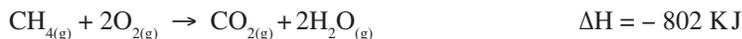
Cabe mencionar que la entalpía presenta algunas propiedades en las reacciones químicas.

- a) Es exclusiva, quiere decir que el valor de  $\Delta H$  es directamente proporcional a la cantidad de reactivo que se consume. Como ejemplo tomemos el gas butano que tratamos anteriormente.

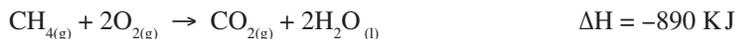
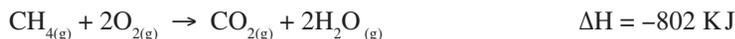


Quiere decir que al duplicar la cantidad de gas butano se libera el doble de calor. Si triplicamos la cantidad de gas también se triplicará el calor liberado, y así sucesivamente.

- b) La magnitud de  $\Delta H$  en una reacción inversa es la misma, pero con signo contrario.



- c) El valor de  $\Delta H$  de una reacción depende del estado de agregación de reactivos y productos.

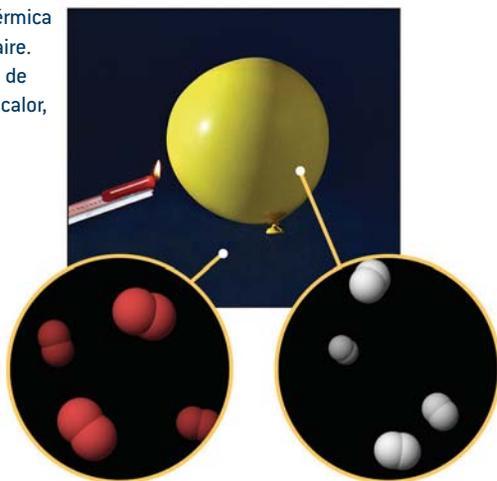


Quiere decir que al obtener  $\text{H}_2\text{O}$  gaseosa o  $\text{H}_2\text{O}$  líquida se generan energías diferentes.

- d) Los valores de  $\Delta H$  en una reacción dependen de la temperatura, la cual se expresa preferentemente a  $25\text{ }^\circ\text{C}$  o  $298\text{ }^\circ\text{K}$ .

La combustión exotérmica del hidrógeno en el aire. Ocorre transferencia de energía en forma de calor, luz y trabajo.

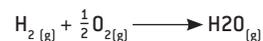
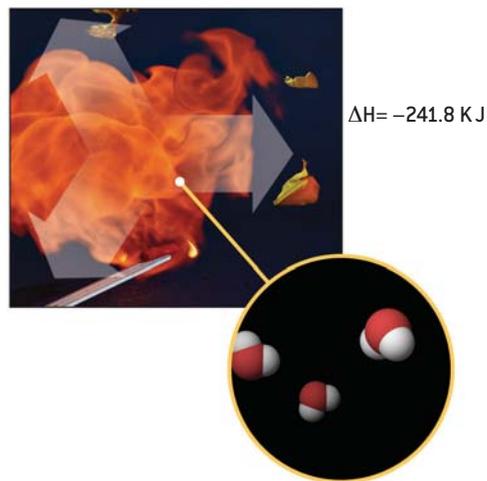
a) Una vela encendida se acerca a un globo lleno con hidrógeno gaseoso.



$O_2$  (alrededores)

$H_2$  (sistema)

b) Cuando el globo se rompe, la llama de la vela lleva a ignición la mezcla de hidrógeno y oxígeno.



Ahora, surgen dos preguntas: ¿Cómo se obtiene la entalpía de una reacción? ¿De qué manera se obtuvo el  $\Delta H$  de la reacción del metano.

La respuesta a la primera pregunta está relacionada con un concepto que se llama **entalpía estándar de formación** ( $\Delta H_f^0$ ) o también conocido como **calor de formación** de un compuesto, el cual se define como el cambio de calor que resulta de la formación de una molécula de un compuesto a partir de sus elementos en su estado estándar, y se expresa en KJ/mol. El **estado estándar**, indicado por  $^0$ , se refiere a la condición de 1 atmósfera de presión y  $25^\circ\text{C}$  (298 K) de temperatura. Si un elemento existe en más de una forma (sólido, líquido o gas) en condiciones estándar se utiliza la más estable del elemento para la reacción de formación. Ilustremos con el siguiente ejemplo que nos ayudará a responder de forma parcial la segunda pregunta.

La  $\Delta H_f^0$  del  $CO_{2(g)}$  en condiciones estándar está dada a partir del estado estándar del C en forma de grafito sólido, que es la forma más estable de este elemento. Por otro lado, la forma más estable del oxígeno es en forma de  $O_{2(g)}$ . La entalpía estándar de formación para una molécula de  $CO_2$  estaría dada por la reacción:



Un ejemplo más sería la  $\Delta H_f^0$   $H_2O_{(g)}$  a partir del  $H_{2(g)}$  que es la forma más estable del  $H_2$  y del  $O_{2(g)}$  que también sería su forma más estable.



Por último, el  $\Delta H_f^0$  del  $CH_{4(g)}$  sería



Los valores de entalpía de formación de muchos compuestos se encuentran en tablas y nos ayudan a calcular los cambios de entalpía de una reacción química.

**Tabla 1** Selección de entalpías molares estándar de formación a 298 K

| Sustancia  | Nombre                   | Entalpía molar estándar de formación (KJ/mol) |
|--|--------------------------|---|
| C (grafito)  | grafito                  | 0   |
| C (diamante)                                       | diamante                 | +1.8  |
| CH <sub>4(g)</sub>                                 | metano                   | -74.87  |
| C <sub>2</sub> H <sub>6(g)</sub>                   | etano                    | -83.85  |
| C <sub>3</sub> H <sub>8(g)</sub>                   | propano                  | -104.7  |
| C <sub>4</sub> H <sub>10(g)</sub>                  | butano                   | -127.1  |
| C <sub>2</sub> H <sub>4(g)</sub>                   | eteno (etileno)          | +52.47  |
| CH <sub>3</sub> OH <sub>(l)</sub>                  | metanol                  | -238.4  |
| C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH <sub>(l)</sub>    | etanol                   | -277.0  |
| C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11(s)</sub> | sacarosa                 | -2 221.2                                      |
| CO <sub>(g)</sub>                                  | monóxido de carbono      | -110.53                                       |
| CO <sub>2(g)</sub>                                 | dióxido de carbono       | -393.51                                       |
| CaCO <sub>3(s)</sub> *                             | carbonato de calcio      | -1207.6                                       |
| CaO <sub>(s)</sub>                                 | óxido de calcio          | -635.0  |
| H <sub>2(g)</sub>                                  | hidrógeno                | 0   |
| HCl <sub>(g)</sub>                                 | cloruro de hidrógeno     | -92.31  |
| HCl <sub>(ác)</sub> *                              | ácido clorhídrico (1 M)  | -167.2  |
| H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>                    | agua líquida             | -285.83                                       |
| H <sub>2</sub> O <sub>(g)</sub>                    | vapor de agua            | -241.83                                       |
| N <sub>2(g)</sub>                                  | nitrógeno                | 0   |
| NH <sub>3(g)</sub>                                 | amoníaco                 | -45.90  |
| NH <sub>4</sub> Cl <sub>(s)</sub>                  | cloruro de amonio        | -314.55                                       |
| NO <sub>(g)</sub>                                  | óxido nítrico            | +90.29  |
| NO <sub>2(g)</sub>                                 | dióxido de nitrógeno     | +33.10  |
| NaCl <sub>(s)</sub>                                | cloruro de sodio         | -411.12                                       |
| NaCl <sub>(ác)</sub> *                             | cloruro de sodio (1 M)   | -407.3  |
| NaOH <sub>(s)</sub>                                | hidróxido de sodio       | -425.93                                       |
| NaOH <sub>(ác)</sub> *                             | hidróxido de sodio (1 M) | -470.1  |
| S <sub>8(s)</sub>                                  | azufre                   | 0   |
| SO <sub>2(g)</sub>                                 | dióxido de azufre        | -2 296.84                                     |
| SO <sub>3(g)</sub>                                 | trióxido de azufre       | -395.77                                       |

**Entalpía de reacción:**  
variación de entalpía  
producida en una  
reacción química.

Al observar la tabla encontramos que la entalpía estándar de formación más estable de cualquier elemento es cero, puesto que no se requiere una reacción de formación si el elemento se encuentra en su estado estándar. Otra característica es que la mayoría de los compuestos presentan un  $\Delta H_f^0$  negativo, lo que muestra que la formación de estos compuestos es exotérmica. Mientras mayor sea el valor nega-

tivo de los compuestos éstos tendrán una estabilidad térmica superior; lo que comparando dos compuestos de la tabla vemos que el NaCl es más estable que el  $\text{NH}_3$ .

Para medir los cambios de entalpía de una reacción empleamos la siguiente ecuación:

$$\Delta H_r^0 = \Sigma [\Delta H_f^0 \text{ productos}] - \Sigma [\Delta H_f^0 \text{ reactivos}]$$

En donde:

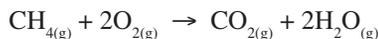
$$\Delta H_r^0 = \text{Entalpía estándar de reacción}$$

$$\Sigma = \text{“La suma de”}$$

Al momento de realizar los cálculos para obtener la entalpía estándar de reacción debemos considerar los coeficientes que balancean la ecuación, y en su caso multiplicarlos por la  $\Delta H_f^0$  del compuesto, según corresponda.

### Ejemplo:

Para responder completamente a la segunda pregunta que nos formulamos antes de empezar a hablar de la entalpía de formación, obtengamos la  $\Delta H_r^0$  del metano.



A partir de los datos de la tabla tenemos:

$$\Delta H_f^0 \text{ CH}_{4(g)} = -74.87 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ O}_{2(g)} = 0 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ CO}_{2(g)} = -393.51 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ H}_2\text{O}_{(g)} = -241.83 \text{ KJ/mol}$$

Por lo tanto:

$$\Delta H_r^0 = \Sigma \Delta H_f^0 [\text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}] - \Sigma \Delta H_f^0 [\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)}]$$

$$\Delta H_r^0 = [(393.51 \text{ KJ/mol}) + 2 (241.83 \text{ KJ/mol})] - [(74.87 \text{ KJ/mol}) + 2 (0 \text{ KJ/mol})]$$

$$\Delta H_r^0 = -877.17 \text{ KJ/mol} + 74.87 \text{ KJ/mol} = -802.3 \text{ KJ/mol}$$

### Ejemplo:

Calculemos el  $\Delta H_r^0$  para la combustión del benceno.



$$\Delta H_f^0 \text{ C}_6\text{H}_{6(l)} = +48.95 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ O}_{2(g)} = 0 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ CO}_{2(g)} = -393.51 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ H}_2\text{O}_{(l)} = -285.83 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_r^0 = \Sigma \Delta H_f^0 [12\text{CO}_{2(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)}] - \Sigma \Delta H_f^0 [2\text{C}_6\text{H}_{(l)} + 15\text{O}_{2(g)}]$$

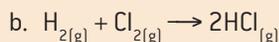
$$\Delta H_r^0 = [12(-393.51 \text{ KJ/mol}) + 6(-285.83 \text{ KJ/mol})] - [2(48.95 \text{ KJ/mol}) + 15(0 \text{ KJ/mol})]$$

$$\Delta H_r^0 = -6\,437.1 \text{ KJ/mol} - 97.9 \text{ KJ/mol} = -6\,535 \text{ KJ/mol}$$

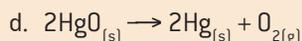
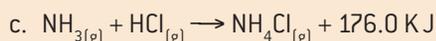


## Actividad 2

1. Indica si los cambios siguientes son exotérmicos o endotérmicos.

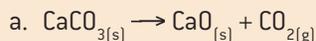


$$\Delta H_r^0 = -184.62 \text{ KJ/mol}$$



$$\Delta H_r^0 = -181.66 \text{ KJ/mol}$$

2. Obtén el  $\Delta H_r^0$  de las siguientes reacciones.



$$\Delta H_f^0 \text{ CaCO}_{3(s)} = -1\,207.6 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ CaO}_{(s)} = -635.0 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ CO}_{2(s)} = -393.51 \text{ KJ/mol}$$



$$\Delta H_f^0 \text{ NO}_{(g)} = +90.20 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ O}_{2(g)} = 635.0 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{ NO}_{2(g)} = +33.1 \text{ KJ/mol}$$

3. Define una reacción exotérmica y una endotérmica. Ejemplificalas con un caso de tu vida diaria.

## AVERIGUA

¿Qué tipo de reacciones exotérmicas y/o endotérmicas se llevan a cabo en nuestras células? Explica el caso de las reacciones endotérmicas.

## Explica el concepto de velocidad de reacción

Durante el bloque hemos hablado que un cambio químico lleva implícito una transformación de la estructura atómico-molecular y estos cambios los representamos mediante reacciones químicas, en donde una sustancia se transforma en otra, dándose un reordenamiento de los átomos mediante la ruptura de los enlaces químicos de los reactivos y la formación de nuevos enlaces en los productos.

Vimos también que las reacciones químicas van acompañadas de un desprendimiento o absorción de energía, la cual se manifiesta por lo general en forma de calor, por lo que ese calor desprendido o absorbido en una reacción química se llama calor de reacción, el cual tiene un valor para cada reacción bajo determinadas condiciones de temperatura y presión.

Vamos a ver ahora que toda reacción química tiene un principio y que para que tengan lugar las transformaciones se requiere de tiempo, hasta llegar al estado final de la reacción. La rama de la química que se encarga de estudiar las etapas de transformación de una reacción química en el tiempo es la **cinética química**.

La cinética química se basa en un modelo para explicar cómo tiene lugar una reacción química, llamado **teoría de las colisiones**.

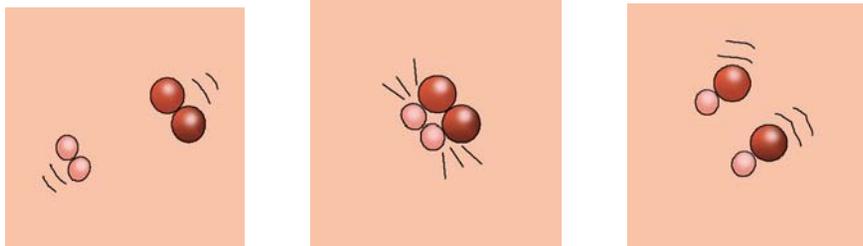
Esta teoría señala que para que se pueda llevar a cabo una reacción química se requiere que los átomos, moléculas o iones entren en contacto, es decir, que **choquen**. Que mediante colisiones **eficaces** se puedan romper los enlaces químicos de los reactivos, dando lugar a la formación de nuevos enlaces, para de esta manera obtener los productos de la reacción.

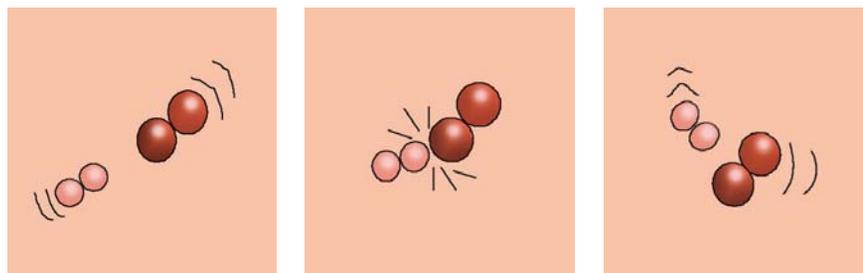
Para que los choques sean eficaces se deben de cumplir ciertas condiciones:

- Que los átomos, moléculas o iones de los reactivos deben chocar unos con otros.
- Que la energía de los reactivos sea la suficiente para romper y formar nuevos enlaces.
- El choque se debe de producir con una orientación adecuada.

**Eficaz:** capacidad de lograr un efecto deseado o esperado.

Choques eficaces



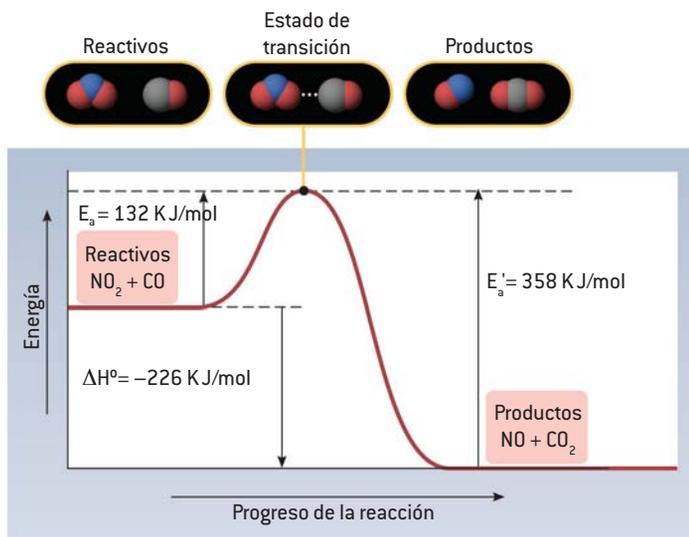


Choques ineficaces

Para que los choques entre los átomos o moléculas se lleve a cabo en una reacción química se requiere de una energía mínima suficiente para romper enlaces y formar otros. Bien, a esta energía mínima para que se lleve a cabo la reacción se le llama **energía de activación** y como su nombre lo indica, ésta energía inicia la actividad en la reacción química. La energía de activación se puede suministrar mediante una chispa, frotación, una flama, por radiación, entre otras formas.



Analogía con la energía de activación química. Para que la pelota de volibol pase sobre la red, la jugadora debe impartirle suficiente energía.



La reacción de  $\text{NO}_2$  y  $\text{CO}$  para dar  $(\text{NO}$  y  $\text{CO}_2)$  requiere de una energía de 132 KJ/mol. La reacción inversa (para  $\text{NO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}$ ) requiere 358 KJ/mol. El cambio neto de entalpía para la reacción de  $\text{NO}_2$  y  $\text{CO}$  es  $-226$  KJ/mol.

Pensemos en el siguiente ejemplo: un encendedor.

¿Qué se requiere para que se lleve a cabo la combustión del gas que contiene el encendedor?

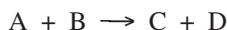
Al ser una reacción de combustión se requiere necesariamente de oxígeno. Pero el simple contacto del gas del encendedor con el oxígeno no provoca la reacción química. Entonces, lo que hacemos es que, a través de la generación de una chispa mediante el frotamiento del dispositivo que tiene el encendedor y la apertura conjunta de la válvula se provoca la reacción química de combustión, que dura el tiempo que tengamos activada esta válvula o simplemente hasta que exista gas u oxígeno.



Los encendedores al generar una chispa provocan la reacción de combustión.

Algunas reacciones, como la que describimos es casi instantánea, sin embargo hay muchas reacciones que se desarrollan lentamente, como la del hierro en presencia del aire (oxidación) y otras que son aún más lentas, como la formación del petróleo. Luego entonces, tenemos reacciones que se llevan en décimas de segundo (como una explosión), en minutos, horas, días, meses y años.

La rapidez con que ocurre una reacción química, en la que se consumen los reactivos y se forman los productos, se llama **velocidad de reacción**, es decir, es una medida de la cantidad de reactivo desaparecido o de producto formado en el tiempo. Para explicar la rapidez consideremos una reacción general como la siguiente.



A y B = reactivos

C y D = productos

Conforme transcurre la reacción, la cantidad (concentración) de A y B al ir reaccionando va disminuyendo, mientras que la cantidad de C y D va aumentando. La velocidad de una reacción se puede medir por la variación (cambio) que experimenta la concentración de uno de los reactivos o de los productos de la reacción en el tiempo. La velocidad se expresa en relación con uno de los reactivos o uno de los productos.

Para expresar la velocidad, por ejemplo, en función de uno de los reactivos tenemos:

$$\text{Velocidad de reacción} = - \frac{\text{cambio de [A]}}{\text{cambio en el tiempo}} = \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

El símbolo  $\Delta$  significa *cambio de* y los corchetes [ ] significan *concentración o cantidad*.

Todo cambio está dado por:

$$\Delta = \text{condiciones finales} - \text{condiciones iniciales}$$

El signo negativo de la fórmula se coloca con el único fin de no alterar el significado de la velocidad, puesto que la velocidad se expresa en valores positivos. Comprendamos el significado del signo negativo con un ejemplo muy simple.

Imagina que quemamos 10 g de papel (reactivo A), y que al final de la reacción nos quedan 2 g que ya no reaccionan y que la reacción tarda 2 minutos en efectuarse. Al calcular el cambio de concentración (cantidad) del reactivo A tendríamos.

$$\Delta [A] = \text{condiciones finales} - \text{condiciones iniciales}$$

$$\Delta [A] = 2 \text{ g} - 10 \text{ g} = -8 \text{ g}$$

$$\Delta t = 2 \text{ min} - 0 \text{ min} = 2 \text{ min}$$

A nivel de interpretación no podemos hablar de masa negativa, puesto que estaríamos contradiciendo la ley de la conservación de la materia que tratamos

anteriormente y aunque matemáticamente el resultado de  $-8\text{ g}$  es correcto, interpretativamente es incorrecto. Por esto colocamos el signo negativo en la fórmula. Verifiquemos cómo queda la velocidad.

$$V = \frac{\Delta [A]}{\Delta t} = -\frac{-8\text{ g}}{2\text{ min}} = 4\text{ g/min}$$

El resultado nos indica que se queman 4 gramos de papel por minuto, por lo tanto, ésta es la velocidad de la reacción.

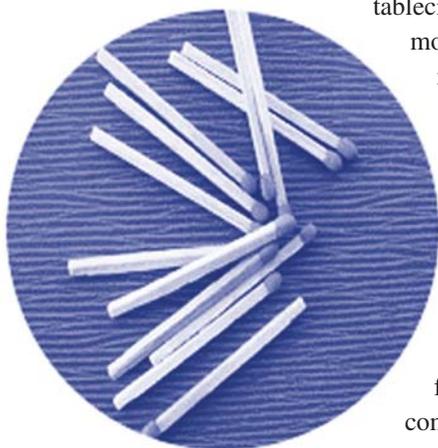
Si queremos expresar la velocidad de la reacción en función de uno de los productos, la expresión sería.

$$V = \frac{\Delta [C]}{\Delta t}$$

Puesto que se está formando el producto, el signo negativo de la expresión anterior no es necesario.

## Factores que modifican la velocidad de reacción

Recuerda que para que una reacción se realice requiere ciertas condiciones que establecimos en la teoría de las colisiones. No obstante, ¿sabías que podemos modificar la velocidad de una reacción química? Podemos hacer que sea más rápida o más lenta según nuestras necesidades, pero no perdamos de vista la propia naturaleza de los reactivos, la cual es imposible modificar, pues está relacionada con su estructura atómica y el tipo de enlace químico que forman. Por ejemplo, cuando ponemos en ácido clorhídrico, HCl, zinc metálico, sodio o cobre, podemos observar que el primero reacciona lentamente, el segundo lo hace de manera violenta, mientras que el tercero casi no reacciona. Cada uno de estos metales siempre reaccionará así con el HCl, y no va a suceder que hoy reaccionan de una forma y mañana de otra. Pero, hay otros factores que sí podemos modificar, y con ello la velocidad de reacción como son: la concentración, la temperatura y los catalizadores.

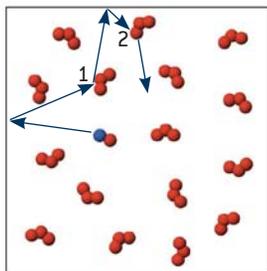


Los cerillos son un buen ejemplo de concentración de los reactivos.

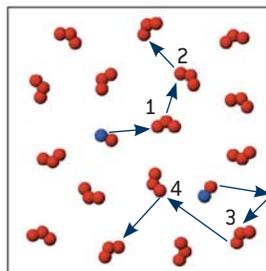
- **La concentración de los reactivos.** Cuando prendemos un cerillo, por efecto de frotación del fósforo con la lija de la caja que lo contiene o algún otro material (lo que hacemos es activar la reacción) se quema lentamente en el aire donde está presente el oxígeno, que es el que reacciona con el fósforo. Ahora, si prendemos un cerillo y lo colocamos en una campana con mayor concentración de oxígeno ¿qué crees que pase?; efectivamente, el cerillo se consumirá a una mayor velocidad y lo que veríamos sería un pequeño “flamazo” y el cerillo consumido. Esto demuestra que al aumentar la concentración de uno de los reactivos (en este caso el oxígeno) provoca un aumento en la velocidad de reacción. Dicho evento es apoyado por la teoría de las colisiones, ya que al existir mayor cantidad de moléculas, el número de choques que se producen son mayores, dando lugar a la transformación de las moléculas de los reactivos en productos.

Efecto de la concentración sobre la frecuencia de las colisiones moleculares:

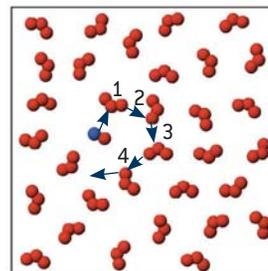
a) Una sola molécula de NO se desplaza entre 16 moléculas de  $O_3$ , se muestra chocando contra dos de ellas por segundo.  
 b) Si dos moléculas de NO se desplazan entre 16 moléculas de  $O_3$ , predeciríamos que ocurrirían cuatro colisiones NO- $O_3$  por segundo.  
 c) Si se duplica el número de moléculas de  $O_3$  (a 32), la frecuencia de las colisiones NO- $O_3$  también se duplica el número de moléculas de  $O_3$  (a 32), la frecuencia de las colisiones NO- $O_3$  también se duplica a cuatro por segundo.



a) 1 NO: 16  $O_3$  - 2 choques/segundo



b) 2 NO: 16  $O_3$  - 4 choques/segundo

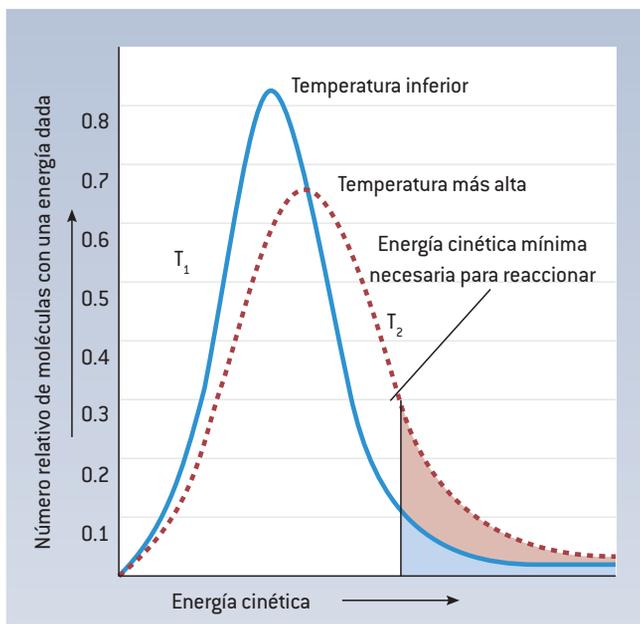


c) 1 NO: 32  $O_3$  - 4 choques/segundo

- Temperatura.** La cocina es un gran laboratorio químico y la mayor parte de las cosas que hacemos es cocer los alimentos. Para ello, suministramos una temperatura más alta y de esta forma aceleramos la cocción. Aunque, en otras ocasiones, lo que hacemos es introducir los alimentos al refrigerador para retardar su descomposición natural. Con esta acción disminuimos la temperatura, y retardamos la velocidad de descomposición. Así, por lo general, un aumento en la temperatura provoca un aumento en la velocidad de reacción; de manera inversa, un decremento en la temperatura disminuye la velocidad de reacción. La temperatura actúa sobre la velocidad de reacción de dos maneras: la primera, al aumentar la temperatura aumenta también la energía cinética de las moléculas y, por consiguiente, los choques se hacen más frecuentes y la segunda y más importante, es que ante una absorción mayor de energía de las moléculas aumenta la posibilidad de choques más *eficientes*. La velocidad de una reacción se duplica, en general, aproximadamente por cada  $10^\circ C$  que aumenta la temperatura.

**Temperatura:** magnitud física que se percibe por la sensación de caliente o frío. Está relacionada con la energía cinética de agitación de las moléculas.

Curva de distribución de la energía cinética. En el eje vertical se indica el número relativo de moléculas que tienen la energía indicada en el eje horizontal. La gráfica indica la energía mínima necesaria para una reacción arbitraria. A temperatura más alta, un número mayor de moléculas tienen la suficiente energía como para reaccionar.



- **Catalizadores.** Un catalizador es una sustancia que, aún en pequeñas cantidades, aumenta la velocidad de una reacción química; mientras que aquellas sustancias que entorpecen la velocidad de una reacción reciben el nombre de *inhibidores*, los cuales no son catalizadores. Los catalizadores tienen la peculiaridad de no intervenir en el producto de la reacción, lo que quiere decir que éste no sufre ninguna alteración en su composición química. Un ejemplo de catalizador es el óxido mangánico,  $\text{MnO}_2$ , el cual se emplea en la descomposición del agua oxigenada. Podemos mantener agua oxigenada almacenada por mucho tiempo ya que su descomposición es muy lenta, pero si le agregamos  $\text{MnO}_2$  la reacción se acelera. Los catalizadores más eficientes e importantes son las **enzimas** que se encuentran en las células de nuestro organismo, ya que a una temperatura corporal de  $36.5^\circ\text{C}$  llevan a cabo una gran cantidad de reacciones químicas, y sin su presencia tendríamos que alterar nuestra temperatura y llevarla incluso más arriba de los  $100^\circ\text{C}$ . Verdaderamente son una maravilla de la naturaleza.

**Enzimas:** sustancias que catalizan reacciones químicas.

## AVERIGUA



Reacciones de tu entorno (casa, escuela, medio ambiente) donde es conveniente acelerarlas o retardarlas y por qué.

## Conoce el consumismo e impacto ambiental

Los problemas ambientales son tan antiguos como el hombre, lo que no es nuevo es su dimensión, su escala, y su percepción. Las causas de dichos problemas son variadas: crecimiento demográfico, desarrollo y difusión de la tecnología industrial, desarrollo urbano, migraciones, desarrollo de los medios de comunicación social, entre otros.

El interés masivo por el medio ambiente surge al final de los años 60 del siglo xx, por el deterioro del medio que se atribuyó en principio a la contaminación. Se utilizaron dos acepciones, según se aplicara a países industrializados (concepto tecnológico) o a países en vías de desarrollo (concepto socioeconómico y político). Hoy en día, el concepto es más generalizado, incluyéndose en él temáticas como calidad de vida, asentamientos humanos, salud, etc. Somos hoy perfectamente conscientes de que la Tierra es un planeta con recursos finitos y frágiles ecosistemas que no se deben hipotecar a las generaciones futuras (desarrollo sostenible).

Si nos preguntáramos acerca de la magnitud y alcance de la crisis ambiental, podríamos hablar de tres categorías conceptuales para enmarcar una posible respuesta:

- a) La crisis es perturbadora para la vida, empeorando las condiciones de amplias poblaciones, pero sin amenazar la continuidad de la especie humana en su conjunto.

- b) La crisis perturba profundamente el ecosistema planetario, el cual será capaz, sin embargo, de restablecer su equilibrio, aunque su nuevo estado excluirá a la especie humana.
- c) La crisis acabará destruyendo integralmente el ecosistema planetario, pasando la Tierra a ser un planeta desierto, desprovisto de vida, tal como se la define hoy.

Las opciones *b* y *c* son altamente angustiantes, pero la *a* no deja de ser preocupante, porque cuando se dice —empeorando las condiciones de amplias poblaciones—, aunque la especie humana en su conjunto subsista, muchas personas sufrirán, enfermarán, y morirán. Es oportuno recordar que el Fondo de Población de las Naciones Unidas preveía, hace ya varios años, unos ochocientos millones de refugiados ambientales, sólo en las primeras décadas del siglo XXI.

Aunque ciertamente la magnitud y complejidad de la cuestión planteada hace que nadie esté en condiciones de dar una respuesta concreta, es interesante tomar en cuenta un estudio realizado por la Universidad de Stanford, que indica que nuestra especie está utilizando actualmente, ya sea en forma directa o indirecta, el 25% del Producto Neto Primario, es decir, de toda la energía disponible para cualquier especie que no sea capaz de realizar fotosíntesis.

Esto implica que, como límite teórico, sólo son posibles dos duplicaciones más de la actividad humana, lo que al ritmo actual de crecimiento del uso de recursos, se alcanzaría en dos o tres generaciones. Obviamente, éste es un límite teórico, ya que mucho antes que eso, el ecosistema mundial colapsaría por estrangulamiento de las cadenas tróficas en el contexto de biodiversidad decreciente.

El otro dato interesante es que, desde una perspectiva del agotamiento de los recursos, ya oyen nuestros días, si se extrapolaran los valores de consumo de los países materialmente desarrollados a toda la población mundial, muchos de dichos recursos desaparecerían en brevísimo tiempo. Así, los Estados Unidos, con menos del 5% de la población mundial, consumen el 33% del cobre del planeta. Si todos consumiéramos cobre a ese nivel, harían falta unos 7 planetas Tierra para proveer ese metal.

Hay dos consideraciones a tomar en cuenta en relación con los problemas ambientales:

1. La mayoría de los indicadores de deterioro ambiental crecen en modo exponencial, es decir, acelerado. La cantidad de basura producida, la superficie desertificada o la concentración de dióxido de carbono en la atmósfera, por citar sólo algunos ejemplos, han venido siguiendo esa ley. Para comprender en modo intuitivo cómo opera una función exponencial, es oportuno el ejemplo del estanque. En un estanque flota una planta acuática. La superficie del estanque es tal que se necesita un millón de aquéllas para cubrirla totalmente. La planta se reproduce, duplicando su población a diario. Un simple cálculo muestra que se necesitan tan sólo veinte días, para cubrir el estanque, es decir, superar el millón ( $2^{20} = 1\,048\,576$ ).

Pero lo interesante del ejemplo es que si un observador desprevenido pasara por nuestro escenario el día diecinueve, al ver el estanque mitad cubierto, mitad vacío,

podría erróneamente pensar que aún faltan si no otros diecinueve, al menos varios días más para cubrirlo.

Muchos de los problemas ambientales que han ido incrementándose sostenidamente en las últimas décadas, podrían estar hoy en una especie de “día diecinueve”, es decir, al borde de alcanzar una saturación o umbral crítico.

2. La segunda consideración es que los problemas ambientales no pueden ser considerados en modo aislado, ya que están interrelacionados en una compleja red causal, en la que aparecen lazos de retroalimentación.

Por ejemplo, la liberación de gases de invernadero, como el  $\text{CO}_2$ , es responsable del calentamiento global. Por otra parte, la liberación de clorofluorocarbonos (CFCs) provoca la destrucción del ozono estratosférico. Hasta aquí, ambos problemas aparecen como separados.

Sin embargo, los CFCs, son ellos mismos poderosos termoactivos, contribuyendo también al calentamiento global.

Pero además, la destrucción del  $\text{O}_3$ , provoca el paso de radiación ultravioleta (UV). Esta mayor incidencia de radiación UV está afectando y modificando poblaciones de fitoplancton (organismos vegetales flotantes en los mares que realizan la fotosíntesis), reduciendo la capacidad de absorción de dióxido de carbono de los océanos. He aquí un primer vínculo entre destrucción del ozono y efecto invernadero.

Son muchísimos los lazos y vínculos entre “diversos” problemas ambientales, incluyendo sus conexiones con problemáticas sociales y culturales, tales como el aumento de la pobreza, la migración a las ciudades o la trasculturación.

Aunque no dispongamos de una prueba concreta, hay indicios suficientes para aplicar el principio precautorio y, asumiendo que la máxima gravedad de la crisis es altamente probable, actuar enérgicamente y de inmediato como si tuviéramos la certeza.

En otras palabras, no es necesario “probar” la proximidad del extremo de la muerte y desintegración total del superorganismo planetario para comenzar a actuar. Pero esta acción debe dirigirse a las dinámicas generativas del impacto ambiental negativo, y no meramente a los síntomas.

Diversos indicadores muestran que el problema ambiental se ha propagado mucho más por la intensificación del **consumo** que por el aumento poblacional. Ejemplo de ello es el dato para la generación de basura de muchas ciudades, que desde principios de los años 80 se ha incrementado en un 168% mientras que las poblaciones sólo lo hicieron en un 35% en promedio.

Prácticamente todas las actividades humanas tangibles que son necesarias para un propósito noble de nuestra existencia colectiva pueden ser realizadas mediante el uso de **Tecnologías Apropriadas (TA)**.

Se entiende por TA, toda aquella tecnología que aplicada en algún punto del proceso de producción, distribución, consumo o desecho de los diversos bienes y servicios, permita lograr igual prestación o uso final, con menor impacto ambiental negativo.

Desde el punto de vista de la producción y el consumo de energía, las posibilidades son inmensas: por un lado, las medidas de eficiencia energética permiten

obtener iguales servicios con un consumo mucho menor de energía, mediante artefactos más eficientes como luces compactas, heladeras de bajo consumo, máquinas y equipos de alto rendimiento. Por otro lado, estas medidas de eficiencia se complementan con el desarrollo y aplicación de las energías limpias y renovables en la generación: aplicaciones térmicas y fotovoltaicas de la energía solar, generación eléctrica eólica, energía microhidráulica y mareomotriz, el biogas sustituyendo el gas de yacimiento, y otras tecnologías con diversos grados de desarrollo, sin olvidar el inmenso potencial del hidrógeno como combustible, todas ellas permitiendo sustituir un modelo energético centrado en hidrocarburos escasos y contaminantes, en las peligrosísimas centrales nucleares o en las ambientalmente perturbadoras megacentrales hidroeléctricas.

**Reciclado:** retorno continuo a un reactor químico de una parte del producto de salida, a fin de mejorar el rendimiento del proceso.

La minimización de residuos, su **reutilización** y **reciclado** son importantes, o la fabricación de objetos con criterios ambientales, es decir, revirtiendo el criterio economista vigente de producir para una vida útil que maximice la ganancia del productor en función de un rápido ciclo de descarte y reposición del producto, por otra que sea de menor impacto ambiental para igual prestación, éstos serían poderosos recursos tecnológicos.

Resulta claro que una intervención profunda a nivel de dinámicas generativas exige una renuncia al consumismo, tanto desde los sectores actualmente dominantes, que en su afán de lucro y poder procuran centralizar cada vez más los recursos económicos, como desde el punto de vista de la sociedad en general, que debe progresivamente abandonar su ansia de concentrarse en los grandes centros de consumo intensivo llamados ciudades, y aceptar un estilo de vida más austero en el plano material, aunque mucho más rico en otros aspectos.

Tomado de: [www.eco2site.com](http://www.eco2site.com)



## Cierre de bloque

- ¿Qué significado tiene la propiedad llamada entalpía?
- Clasifica los siguientes procesos como exotérmicos o endotérmicos:
  - La formación de etino:  $2\text{C}_{(s)} + \text{H}_{2(g)} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_{2(g)} \quad \Delta H^0 = +227 \text{ KJ}$
  - La solidificación del agua:  $\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(s)} \quad \Delta H^0 = -6.0 \text{ KJ}$
- La entalpía de combustión de un compuesto orgánico, de fórmula  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$  es de  $-2540 \text{ KJ/mol}$ . Sabiendo que la entalpía estándar de formación del  $\text{CO}_2$  es  $-394 \text{ KJ/mol}$  y la del  $\text{H}_2\text{O}$  es  $-242 \text{ KJ/mol}$ . Calcula la entalpía de formación de dicho compuesto.
- Determina la variación de entalpía que se produce durante la combustión del etino,  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Para ello se dispone de las entalpías de formación a  $25^\circ\text{C}$ , del  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ,  $\text{CO}_{2(g)}$  y  $\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$  que son, respectivamente  $-284 \text{ KJ/mol}$ ,  $-393 \text{ KJ/mol}$  y  $-230 \text{ KJ/mol}$ .

5. Define con tus propias palabras lo que es energía de activación ( $E_a$ ). Ejemplifica.
6. La reacción entre el yodo y el hidrógeno a 25 °C y una atmósfera de presión es  $I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$ ,  $\Delta H = 52 \text{ KJ}$ , lo que nos asegura que dicha reacción es:
- Explosiva
  - Exotérmica
  - Instantánea
  - Endotérmica
7. Tomando en cuenta los datos de la tabla 1 de entalpía de formación, de la página 214, se puede deducir que la entalpía de formación del combustible industrial llamado gas de agua es, según la ecuación:



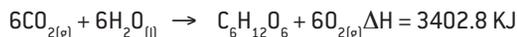
- 131.3 KJ
  - 131.3 KJ
  - 97.2 KJ
  - 97.2 KJ
8. La combustión del pentaborano líquido se produce según la reacción:



Calcula la entalpía estándar de la reacción

$$\Delta H_f^0 B_5H_9(l) = 73.2 \text{ KJ/mol}; \Delta H_f^0 B_2O_3(s) = -1263.6 \text{ KJ/mol}; \Delta H_f^0 H_2O(l) = -285.8 \text{ KJ/mol}$$

9. El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:



Calcula la entalpía de formación estándar de la glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ .

$$\Delta H_f^0 H_2O_{(l)} = -285.8 \text{ KJ/mol}; \Delta H_f^0 CO_{2(g)} = -393.5 \text{ KJ/mol}$$

10. ¿Qué sucede a la velocidad de una reacción cuando incrementamos la concentración de un reactivo? Ejemplifica.
11. ¿Cómo afecta un incremento en la temperatura a la movilidad de las moléculas de un sistema?
12. El azúcar de mesa (sacarosa) cuando se disuelve en agua sufre rompimientos en sus enlaces separándola en sus monómeros respectivos. Si a esta solución se le añade un poco de ácido clorhídrico, la reacción se produce más rápido considerando que el ácido no interviene en el producto de la reacción. ¿Qué papel juega el ácido en esta reacción?

13. Escribe en tu cuaderno los productos químicos que utilizas en el hogar, señalando el uso y abuso de cada uno de ellos y contesta las siguientes preguntas: ¿cuáles son los productos que más usas?, ¿cuáles los de menos uso?, ¿contribuyes al desarrollo sostenible de tu entorno con el uso de los productos químicos del hogar?



## Actividad experimental

### Efecto de la concentración en la velocidad de reacción

#### Problema:

¿De qué forma afecta la concentración de los reactivos a la velocidad de reacción?

#### Objetivo:

- Observar la dependencia de la concentración en la velocidad de reacción. Ejercitar la capacidad de observación y análisis.

#### Preparación:

1. En un vaso de precipitados limpio y seco, coloca 100 mL de agua destilada y deposita una tableta de Alka Setlzer. Mide el tiempo que requiere la reacción.
2. En el segundo vaso de precipitados, limpio y seco, coloca 100 mL de etanol y coloca una pastilla de Alka Setlzer. ¿Qué sucede? Anota tus observaciones
3. En otro vaso de precipitados limpio y seco coloca 90 mL de etanol y 5 mL de agua destilada. Agita hasta lograr una disolución completa y deposita en el seno de la solución una tableta de Alka Setlzer. Mide el tiempo que requiere la reacción.

#### Medidas de higiene y seguridad:

Para esta experiencia no hay medidas especiales de higiene y seguridad, dado que los reactivos son inocuos.

#### Material, reactivos y equipo:

3 tabletas de AlkaSeltzer  
Agua destilada  
Etanol

3 vasos de precipitados de 150 mL  
Pipeta graduada  
Cronómetro (que puede sustituirse por un reloj con segundero)  
Agitador de vidrio

**Reporte del experimento:**

A. Dibuja los pasos principales de la experiencia.

B. Llena el siguiente cuadro de observaciones:

| Experimento | Tiempo de reacción: |
|-------------|---------------------|
| 1           | _____               |
| 2           | _____               |
| 3           | _____               |

**Análisis:**

- ¿Qué sucedió en el segundo experimento? ¿Qué explicación puedes dar del fenómeno?
- En el caso del primer y el tercer experimentos, son iguales los tiempos de reacción?
- ¿Cuál sería la razón de la desigualdad observada en los tiempos de reacción?
- Escribe una hipótesis que pueda explicar los resultados del experimento, coméntala con tus compañeros y con tu profesor.
- Escribe en tu cuaderno una conclusión de lo que observaste en la experiencia.

**Investigación:**

- ¿De qué manera afecta la concentración de los reactivos a la velocidad de reacción?
- ¿Cómo se relaciona lo observado en la experiencia con la teoría cinética molecular?

## Bloque I

**Análisis:** Descomposición de un todo en sus partes para su mejor estudio y comprensión.

**Ciencia:** Actividad que se ocupa de la resolución de problemas mediante la aplicación de la observación, la abstracción y la lógica.

**Experimentación:** Proceso que repite la observación de un fenómeno en condiciones que se pueden establecer y controlar para facilitar y perfeccionar su estudio.

**Hipótesis:** Proposición especulativa o supuesto inicial cuya validez ha de ser confirmada por la experimentación o el razonamiento.

**Método científico:** Método basado en la observación y en el análisis sistemático de hechos, formulación de hipótesis, teorías y comprobación de su validez.

**Observación:** Aplicación atenta de los sentidos sobre un objeto o fenómeno.

**Química Analítica:** Parte de la química que estudia la identificación de las sustancias y sus mezclas.

**Química Inorgánica:** Estudio de las sustancias en cuya composición no interviene el carbono, con inclusión de los referibles al ácido carbónico y sus derivados.

**Química Orgánica:** Estudio de las sustancias en cuya composición interviene el carbono.

## Bloque II

**Condensación:** Paso del estado gaseoso al líquido.

**Deposición:** Proceso contrario al de la sublimación, es decir, es el cambio del estado gaseoso al sólido sin pasar por el estado líquido.

**Energía cinética:** Es la energía del movimiento. Se calcula mediante la fórmula  $E_c = \frac{1}{2} mv^2$ .

**Energía potencial:** Energía que tiene un cuerpo por su posición dentro de un campo de fuerzas. En el caso de la energía potencial, debido a su posición con respecto a la superficie de la Tierra, puede calcularse por la expresión  $E_p = mgh$ .

**Energía:** Principio interno de actividad de la masa. Capacidad para realizar un trabajo.

**Evaporación:** Cambio del estado líquido al gaseoso.

**Fusión:** Cambio del estado sólido al líquido.

**Masa:** Existencia de la materia en forma de partículas.

**Materia:** Todo cuanto existe en el universo.

**Partículas alfa:** Partículas que se desprenden del núcleo durante la emisión radiactiva, con una masa similar a la de un núcleo de helio. Su carga es positiva.

**Partículas beta:** Emisión radiactiva similar a un electrón. Pueden ser beta positivas (positrón) o beta negativas (electrón).

**Propiedades específicas:** Aquellas que distinguen a una sustancia de otra, como la densidad, el punto de fusión, de ebullición, etcétera.

**Propiedades físicas:** Aquellas que pueden observarse o manipularse sin alterar la estructura íntima de la sustancia, como el color, la dureza, etcétera.

**Propiedades generales:** Aquellas que son comunes a cualquier tipo de objeto, como la masa, el volumen, la inercia, etcétera.

**Propiedades químicas:** Aquellas que pueden observarse cuando la sustancia en cuestión interactúa químicamente con otra u otras, como la capacidad de combinación (valencia), la oxidabilidad, etcétera.

**Química:** Ciencia que se encarga del estudio de la materia y la energía, de las interacciones entre ambas, y de las leyes que regulan tales interacciones.

**Radiactividad:** Proceso espontáneo o artificial mediante el cual el núcleo de un átomo emite partículas alfa, beta o rayos gamma.

**Rayos gamma:** Radiación con alto poder de penetración que se obtiene de la desintegración radiactiva.

**Solidificación:** Paso del estado líquido al sólido.

**Sublimación:** Cambio directo del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido.

## Bloque III

**Ánodo:** Electrodo con carga positiva.

**Átomo:** La partícula más pequeña representativa de un elemento.

**Campo magnético:** Región de influencia magnética que rodea a una partícula cargada en movimiento.

**Carga eléctrica:** Propiedad eléctrica fundamental a la cual se atribuyen las atracciones o repulsiones mutuas entre electrones o protones.

**Cátodo:** Electrodo negativo.

**Configuración electrónica:** Disposición de los electrones en los orbitales atómicos.

**Cuanto:** Cantidad mínima con que interviene, en los fenómenos físicos, una magnitud cuantificada.

- Efecto fotoeléctrico:** Ocurre cuando la luz choca contra la superficie de un metal y se emiten electrones de éste.
- Efecto Zeeman:** Desdoblamiento de una línea espectral en varias líneas cuando se somete a la acción de un campo magnético exterior.
- Electrodo:** Conductor de electricidad.
- Electrólisis:** Es la ruptura de compuestos por medio de la electricidad.
- Electrolitos:** Compuestos cuyas soluciones acuosas conducen la electricidad.
- Electromagnetismo:** Parte de la electricidad que estudia la relación entre los campos eléctricos y magnéticos.
- Electrón:** Partícula subatómica con carga negativa que se encuentra fuera del núcleo atómico y forma parte de todos los átomos.
- Espectro de absorción:** Espectro continuo, como el que produce la luz blanca, interrumpido por rayas o bandas oscuras, causadas por la absorción de la luz de ciertas frecuencias en una sustancia a través de la cual pasa la luz.
- Espectro de emisión:** Distribución de longitudes de onda en la luz procedente de una fuente luminosa que pasa a través de un prisma por lo que se observan líneas de colores.
- Estado basal:** Es el estado límite de baja energía o más estable.
- Estado excitado:** Es el estado de mayor energía de un átomo o una molécula.
- Fluorescencia:** Propiedad de ciertas sustancias de absorber radiaciones de una frecuencia y reemitir radiaciones de una frecuencia menor.
- Ion:** Átomo o grupos de átomos que han perdido o ganado uno o más electrones.
- Isótopo:** Átomos cuyos núcleos tienen la misma cantidad de protones, pero distintas cantidades de neutrones.
- Ley de la conservación de la masa:** Señala que en todo proceso físico o químico, la masa total de las sustancias que participan permanece constante, es decir, no hay aumento ni disminución en la cantidad de masa, únicamente transformaciones.
- Ley de las proporciones definidas:** Establece que las masas de los elementos químicos que forman un compuesto se encuentran siempre en una proporción definida y en ninguna otra combinación.
- Ley de las proporciones múltiples:** Sostiene que si dos elementos forman más de un compuesto, las diferentes masas de uno de ellos que se pueden combinar con la misma masa del otro se encuentran en proporciones de números enteros sencillos.
- Ley de las proporciones recíprocas o de Richter:** Establece que cuando dos elementos distintos se combinan con un tercero para formar otros compuestos, lo hacen en cantidades que guardan la misma relación que cuando se combinaban entre sí o en múltiplos o submúltiplos sencillos.

**Longitud de onda:** Distancia entre crestas sucesivas, valles sucesivos o partes idénticas sucesivas de una onda.

**Masa atómica:** Es la masa promedio de una muestra representativa de átomos.

**Neutrón:** Partícula cuya carga eléctrica es nula. Interviene en la constitución de los núcleos atómicos y es inestable fuera de ellos.

**Núcleo:** Parte central de un átomo cargada positivamente, cuya masa coincide prácticamente con la masa atómica.

**Número cuántico:** Cada uno de los números que caracterizan los diferentes orbitales atómicos en los que se encuentran los electrones.

**Número cuántico principal:** Número que determina la posibilidad de encontrar el electrón en las proximidades del núcleo atómico.

**Número cuántico orbital o azimutal:** Caracteriza el módulo del momento angular de un sistema.

**Número cuántico magnético:** Caracteriza la orientación de los orbitales atómicos respecto a un eje especificado.

**Onda:** Una perturbación que se repite en forma periódica en el espacio y en el tiempo, y que se transmite en forma progresiva de un lugar al siguiente, sin transporte neto de materia.

**Orbital:** Función de las coordenadas de un electrón que es la solución de la ecuación de ondas en el campo de fuerzas de un átomo.

**Partícula alfa:** Núcleo de un átomo de helio, formado por dos neutrones y dos protones, emitidos por ciertos núcleos radiactivos.

**Partícula beta:** Electrón o positrón emitido durante la desintegración de un átomo.

**Pila electroquímica:** Generador de corriente eléctrica a partir de la energía desprendida por una reacción química.

**Principio de Aufbau:** Señala que la ocupación de sus niveles energéticos y orbitales de los átomos siempre tiene un orden ascendente de energía.

**Principio de exclusión de Pauli:** Regla que establece que dos electrones en un átomo no pueden tener los mismos cuatro números cuánticos iguales.

**Principio de incertidumbre:** Postula la imposibilidad de conocer simultáneamente y con exactitud la posición y la velocidad de un electrón.

**Protón:** Partícula subatómica con carga positiva que se encuentra en el núcleo del átomo.

**Radiactividad:** Proceso del núcleo atómico que produce la emisión de partículas energéticas.

**Radiactivo:** Término que se aplica a un átomo que tiene un núcleo inestable que puede emitir, en forma espontánea, una partícula y transformarse en el núcleo del otro elemento.

**Rayos canales:** Haz de iones positivos formados por choques de electrones, principalmente en el espacio de Crookes, en un tubo de descarga en el que adquieren una gran velocidad a causa de la intensidad del campo en la proximidad del cátodo, hacia el cual se dirigen.

**Rayos catódicos:** Electrones emitidos a elevada velocidad por el cátodo, en tubos que contienen gases a muy baja presión, cuando se aplican entre ambos electrodos diferencias de potencial de miles de voltios.

**Rayos gama:** Radiaciones electromagnéticas de alta frecuencia, emitidas por núcleos atómicos.

**Rayos X:** Radiaciones electromagnéticas de mayor frecuencia que la ultravioleta; la emiten átomos cuando sus electrones orbitales más internos se excitan.

**Regla de Hund:** Establece que cuando se asignan electrones a los átomos y hay varios orbitales disponibles del mismo tipo, se coloca un solo electrón en cada orbital antes de permitir el apareamiento de electrones.

**Subnivel de energía:** Cada uno de los niveles de energía ligeramente diferentes dentro de un nivel energético principal del átomo.

**Teoría:** Representación abstracta de un conjunto de fenómenos que logra una explicación científica de los mismos, mediante la observación, la experimentación y el razonamiento.

**Uma:** Unidad de masa atómica.

## Bloque IV

**Afinidad electrónica:** Es la energía en la cual el átomo adquiere un electrón.

**Alótropos:** Existencia de un elemento en dos o más formas.

**Ductilidad:** Propiedad que presentan algunos metales y aleaciones al permitir grandes deformaciones mecánicas en frío, sin llegar a romperse.

**Electronegatividad:** Es una medida de atracción que ejerce un átomo de una molécula sobre un par de electrones compartidos.

**Energía de ionización:** Es la que se requiere para extraer un electrón de un átomo cuando éste se encuentra en su estado basal.

**Grupo o familia:** Columnas verticales de elementos en la tabla periódica que tienen estructuras electrónicas semejantes.

**Ley periódica:** Las propiedades de los elementos son función periódica de sus masas atómicas.

**Maleabilidad:** Capacidad de los materiales de sufrir una deformación plástica sin rotura.

**Número atómico:** Es el número de protones que hay en un átomo de un elemento cualquiera.

**Número de masa:** Número de protones más neutrones que existen en un núcleo atómico.

**Periodo:** Filas horizontales de la tabla periódica.

**Tabla periódica:** Ordenación de los elementos químicos según su número atómico, dispuestos de tal modo que los que poseen propiedades químicas similares resultan agrupados.

**Tríada:** Cada uno de los conjuntos de tres elementos químicos de propiedades químicas similares, en los que las propiedades físicas del elemento central de cada tríada son intermedias a las de los otros dos.

## Bloque V

**Afinidad electrónica:** Propiedad de los elementos que describe la tendencia a ganar electrones.

**Aniones:** Iones negativos.

**Capa de valencia:** Capa más externa de un átomo mediante la cual interactúa con otros para formar compuestos.

**Cationes:** Iones positivos.

**Compuesto:** Unión química de dos o más elementos en proporciones estrictamente definidas.

**Electronegatividad:** Propiedad de los elementos que describe la fuerza con la que atraen hacia sí a los electrones de enlace.

**Elementos químicos:** Sustancias simples constituidas por la misma clase de átomos.

**Energía de ionización:** Propiedad de los elementos que indica la energía necesaria para separarle electrones de su capa de valencia.

**Enlace químico:** Fuerza que mantiene unidos a los átomos que forman un compuesto químico.

**Estado basal:** Estado de mínima energía del átomo.

**Ion:** Átomo o grupo de átomos que presentan una carga eléctrica debido a la pérdida o ganancia de electrones.

**No metales:** Elementos de la tabla periódica que se caracterizan por tener propiedades sustancialmente distintas a las de los metales.

**Pares de electrones no enlazantes:** Aquellos que, formando parte de la capa de valencia, no participan en el enlace químico.

**Puente de hidrógeno:** Interacción intermolecular entre átomos de hidrógeno unidos a átomos pequeños y de alta electronegatividad, como el O, N y F.

**Radio atómico:** Distancia promedio entre el núcleo atómico y los electrones más distantes.

**Reducción:** Término que designa la ganancia de electrones y la consiguiente reducción en el número de oxidación de un elemento.

**Regla del octeto:** Los átomos, al reaccionar químicamente, pueden ganar, perder o compartir electrones hasta obtener un total de ocho en su capa de valencia. Esta regla tiene sus excepciones para elementos del cuarto periodo en adelante.

## Bloque VI

**Anión:** Ion con carga eléctrica negativa.

**Catión:** Ion con carga eléctrica positiva.

**Compuesto:** Sustancia formada por dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas.

**Fórmula química:** Notación que emplea símbolos químicos con subíndices numéricos para indicar las propiedades relativas de sus átomos en los diferentes elementos de una sustancia.

**Molécula:** Combinación química de dos átomos o más.

**Nomenclatura:** Es la forma de nombrar los elementos y compuestos.

**Símbolo químico:** Letra mayúscula, seguida o no de otra minúscula que representa un elemento químico.

## Bloque VII

**Agente oxidante:** Sustancia que acepta electrones y se reduce en una reacción de óxido-reducción.

**Agente reductor:** Sustancia que dona electrones y se oxida en una reacción de óxido-reducción.

**Ecuación química:** Es una forma abreviada de una reacción química, en la cual se usan símbolos y fórmulas para representar los elementos y compuestos que intervienen en la reacción.

**Número de oxidación:** Número que se asigna a cada elemento de un compuesto para contar sus electrones durante una reacción.

**Productos:** Sustancia resultante de un determinado proceso físico, químico o biológico.

**Reacciones de combinación, adición o síntesis:** Son aquellas en las que se obtiene un compuesto a partir de dos o más sustancias:  $A + B = AB$ .

**Reacción de descomposición:** Es aquella en la que los compuestos se disocian para formar dos o más sustancias:  $AB = A + B$ .

**Reacción de desplazamiento simple:** Es aquella en la que un elemento es desplazado por un compuesto con mayor actividad química:  $A + BC = AC + B$ .

**Reacción de doble desplazamiento o doble sustitución:** Reacción en la que participan dos compuestos que intercambian sus cationes y aniones:  $AB + CD = AD + CB$ .

**Reacción química:** Proceso en el cual una o más sustancias se convierten en otras sustancias.

**Reactivo:** Sustancia con la que se inicia una reacción química.

**Reducción:** Ganancia de electrones por un átomo, ion o molécula.

**Valencia:** Número entero que expresa la capacidad de combinación de un átomo con otros para formar un compuesto. Representa el número de electrones que cada átomo puede aceptar, ceder o compartir en su unión con otros.

## Bloque VIII

**Caloría:** Cantidad de energía necesaria para aumentar la temperatura de 1.00 gramo de agua líquida pura de 14.5°C a 15.5°C.

**Catalizador:** Es una sustancia que incrementa la velocidad de una reacción química, sin consumirse ella misma.

**Cinética química:** Medida e interpretación de las velocidades de reacción como base cuantitativa de la reactividad química.

**Energía de activación:** Cantidad mínima de energía que debe absorber un sistema para reaccionar.

**Entalpía:** Suma de energía interna de un sistema medida a presión constante.

**Entalpía estándar de formación:** Cambio de entalpía de una reacción para la formación de un mol de un compuesto directamente a partir de sus elementos en su estado físico normal, a la presión atmosférica y a la temperatura de 25°C.

**Enzima:** Sustancias que catalizan de forma muy específica las reacciones de las macromoléculas.

**Joule:** Unidad de energía, trabajo o calor del SI. (1 Joule (J) = 4.148 cal.)

**Reacción endotérmica:** Reacción que se produce por absorción de calor.

**Reacción exotérmica:** Reacción química que se produce con desprendimiento de calor.

**Temperatura:** Propiedad física que determina el sentido de flujo de calor en un objeto que está en contacto con otro objeto.

**Teoría de colisiones:** Suposición de que la velocidad de formación de los productos de una reacción química es proporcional al número de choques entre las moléculas de los reactivos.

**Termoquímica:** Rama de la química que estudia las variaciones de energía (calor absorbido o desprendido) que acompañan a las reacciones químicas y a los cambios de estado.

**Velocidad de reacción:** Cambio de la concentración de un reactivo por unidad de tiempo.



# Bibliografía

- Brown, T. y Lemay, H. *Química. La ciencia central*. Prentice Hall, México, 1998.
- Casabo, Jaime. *Estructura atómica y enlace químico*, Editorial Reverté, México, 2007.
- Chamizo, J. A. *Química mexicana*, Conaculta, Tercer Milenio, México, 2003.
- Chang, Raymond. *Química general para bachillerato*, Editorial McGraw-Hill, 4a. ed., México, 2008.
- Daub, G. W. y Seese, W. S. *Química*. 8a. ed., Editorial Pearson Educación, México, 2005.
- Dickson, T. R. *Química. Enfoque ecológico*. Limusa Noriega Editores, México, 1997.
- Garritz, A. (comp.). *Química en México. Ayer, hoy y mañana*. UNAM, Facultad de Química, México, 1991.
- Garritz, A. y Chamizo, J. A. *Tú y la Química*. Editorial Pearson Educación, México, 2001.
- Hein, M. *Química*. Grupo Editorial Iberoamericana, México, 1992.
- Hill W. J., Kolb y Doris K. *Química para el Nuevo Milenio*. Editorial Pearson Educación, México, 2005.
- Kotz, J. C. *Química y reactividad química*, 5a. ed., Editorial Thomson Internacional, México, 2003.
- Mahan, B. C. y Myers, R. J. *Curso de Química Universitario*. Ed. Addison-Wesley Iberoamericana, México, 1990.
- Martínez V. A., Castro A. C. M. *Química*. Santillana, México, 1998.
- Sherman, A., Sherman, S. J. y Rusikoff, L. *Conceptos básicos de Química*. Grupo Patria Cultural, México, 2001.
- Spencer, James N. *Química, estructura y dinámica*. Editorial CECSA, México, 2000.
- Umland, J. B. *Química general*. Editorial Thomson Internacional, 3a. ed., México, 2000.
- Zumdahl, Steven. *Fundamentos de química*. Editorial McGraw-Hill, 5a. ed., México, 2007.

## Páginas electrónicas

- [www.ecotintes.com/tintes%20\\_prehispanicos.htm](http://www.ecotintes.com/tintes%20_prehispanicos.htm)
- [www.jmcs.org.mx/PDFS/V48/23%20Ago%202004/J-Qu%EDm%20Amer%20Lat](http://www.jmcs.org.mx/PDFS/V48/23%20Ago%202004/J-Qu%EDm%20Amer%20Lat)
- [www.fundacionarmella.com/index.php?seccion=10&idioma=es&id=227&nom\\_sec=](http://www.fundacionarmella.com/index.php?seccion=10&idioma=es&id=227&nom_sec=)  
<http://www.conacyt.mx/Comunicacion/Revista/199/Articulos/Actividadesquimicas/Actividades01.htm>
- [www.aefq.org/chamiza.html](http://www.aefq.org/chamiza.html)
- <http://www.arrakis.es/~cris/Conferencia.htm>
- [redalyc.uaemex.mx/pdf/475/47545309](http://redalyc.uaemex.mx/pdf/475/47545309)
- [home.clara.net/rod.beavon/lotharme.htm](http://home.clara.net/rod.beavon/lotharme.htm)
- [web.lemoyne.edu/~giunta/meyer.html](http://web.lemoyne.edu/~giunta/meyer.html)
- <http://mooni.fccj.org/~ethall/period/period.htm>
- [www.eco2site.com](http://www.eco2site.com)



# Campo ciencias experimentales

El estudio de la química es determinante en la cultura general de los jóvenes para entender el mundo que les rodea desde una perspectiva de interés y respeto por la naturaleza. Al mismo tiempo les permite descubrir la manera en que su contribución es determinante para el equilibrio ecológico del cual forman parte.

Este libro, primero de dos volúmenes, está estructurado en bloques de conocimiento basados en los enfoques de competencias con el propósito de brindar los elementos teóricos y metodológicos relacionados con los conceptos y las teorías de la materia. Desarrolla la química como herramienta para la vida, explica el modelo atómico y sus aplicaciones, la interpretación de la tabla periódica, los enlaces químicos y la nomenclatura inorgánica y los procesos asociados con el calor y la velocidad de las reacciones químicas.

La estructura, de los ocho bloques que conforman este texto, incluye actividades que permiten la evaluación continua mediante actividades experimentales, esquemas, tablas, fotografías, evaluaciones y artículos informativos relacionados con la química cotidiana.

