

TEXTO PARA EL ESTUDIANTE

QUÍMICA

1^o
Medio

María Isabel Cabello Bravo



EDICIÓN ESPECIAL PARA EL MINISTERIO DE EDUCACIÓN
PROHIBIDA SU COMERCIALIZACIÓN

Este libro pertenece a:

Nombre:

Curso:

Colegio:

Te lo ha hecho llegar gratuitamente el Ministerio de Educación a través del establecimiento educacional en el que estudias.

Es para tu uso personal tanto en tu colegio como en tu casa; cuídalo para que te sirva durante todo el año.

Si te cambias de colegio lo debes llevar contigo y al finalizar el año, guardarlo en tu casa.

© Química 1º Año Medio

Autora:

María Isabel Cabello Bravo

Licenciada en Educación. Profesora de Química.
Universidad Metropolitana de Ciencias de la Educación.
Magíster en Ciencias de la Educación.
Universidad Mayor.

2010 Ediciones Cal y Canto®

Nº de inscripción: 180.765

ISBN: 978-956-8623-59-3

1ª Reimpresión 2011 Ediciones Cal y Canto®

Nº de inscripción: 180.765

ISBN: 978-956-8623-59-3

2ª Reimpresión 2012 Ediciones Cal y Canto®

Nº de inscripción: 180.765

ISBN: 978-956-8623-59-3

Director Editorial:

Jorge Muñoz Rau

Editora Jefe:

Alicia Manonellas Balladares

Editores:

Patricia Morales Inostroza

Diseño:

María Jesús Moreno Guldman

Diagramación digital:

Rodolfo Acosta Castillo

Ilustraciones:

Andrés Lizama Yévenes

Fotografías:

Banco de Fotos de Ediciones Cal y Canto

Corrector de pruebas y estilo:

Alejandro Cisternas Ulloa

Jefe de Producción:

Cecilia Muñoz Rau

Asistente de Producción:

Lorena Briceño González

El presente libro no puede ser reproducido ni en todo ni en parte, ni archivado, ni transmitido por ningún medio mecánico, electrónico, de grabación, CD-Rom, fotocopia, microfilmación u otra forma, sin la autorización escrita del editor.

La materialidad y fabricación de este texto está certificado por el IDIEM - Universidad de Chile.

Impreso XXXXXXXX

Se terminó de imprimir xxx.xxx ejemplares en el mes de xxxx de 2012.



QUÍMICA

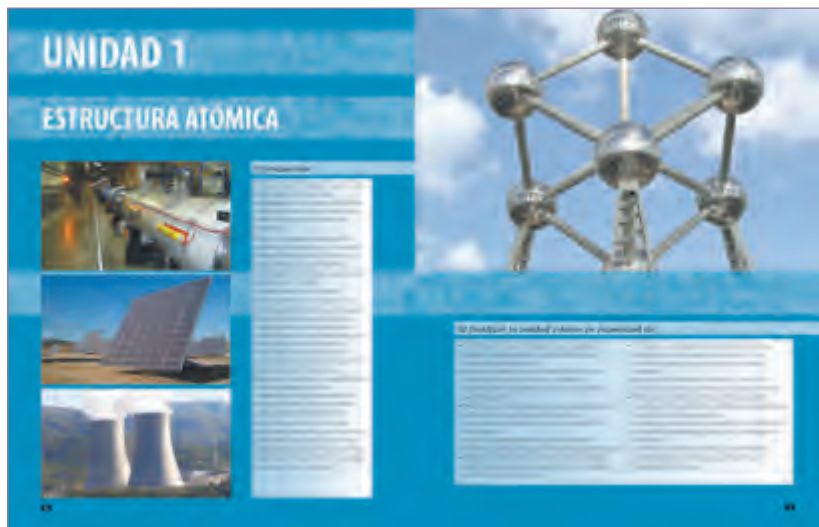
TEXTO PARA EL ESTUDIANTE

1^o
Medio

María Isabel Cabello Bravo

Licenciada en Educación.
Profesora de Química.
Magíster en Ciencias de
la Educación.

ESTRUCTURA DEL TEXTO



ENTRADA DE UNIDAD

Se presenta una introducción de la unidad acompañada de imágenes representativas y motivadoras. También encontrarás los objetivos de aprendizaje de la unidad.



ENTRADA DE TEMA

Se presentan los contenidos que estudiarás en el tema. Además se incluye una evaluación diagnóstica y una sección de activación de los conocimientos previos.



CIENCIA EN ACCIÓN

A través de grupos de trabajo colaborativo o en forma individual, tendrás un acercamiento práctico a los contenidos. Es importante que seas cuidadoso y observes las indicaciones de seguridad presentes en cada actividad.



REVISTA CIENTÍFICA

Aquí te encontrarás con interesantes lecturas del ámbito científico, siempre en el contexto de los temas que se están abordando.



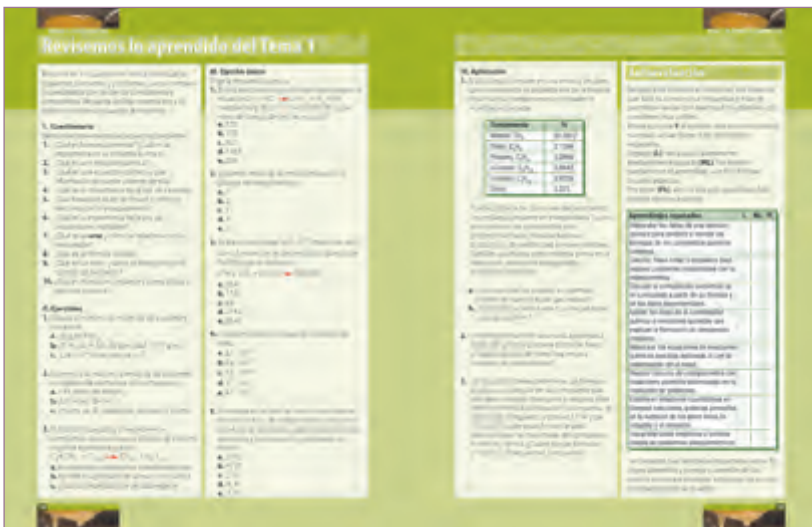
DESAFÍO CIENTÍFICO

Sección que te permite desarrollar y practicar las habilidades de pensamiento y de proceso relacionadas con el tratamiento de los contenidos. Algunos de ellos tienen establecidos los indicadores de aprendizaje y se sugieren a modo de evaluación formativa.



Metacognición

Pequeña sección orientada hacia la reflexión sobre el propio aprendizaje para desarrollar habilidades metacognitivas.



REVISEMOS LO APRENDIDO

Al final de cada tema te encontrarás con la posibilidad de evaluar tus aprendizajes para saber cuál ha sido tu grado de avance y qué tienes que reforzar.



SÍNTESIS

Esta página te será de gran ayuda, ya que en ella encontrarás los conceptos relevantes que te permiten consolidar tu aprendizaje.



CAMINO A...

Te permite ensayar para rendir pruebas nacionales o internacionales.

SABÍAS QUE

En esta entretenida sección podrás enterarte de datos curiosos o de las diversas conexiones que tienen los contenidos tratados con situaciones de nuestra vida diaria.

MÁS QUE QUÍMICA




Relaciona el contexto histórico con el avance de la ciencia en el mundo de hoy.

En <http://>

Bajo este nombre te entregamos páginas web en las que puedes encontrar material complementario o de profundización a los temas.

ÍNDICE

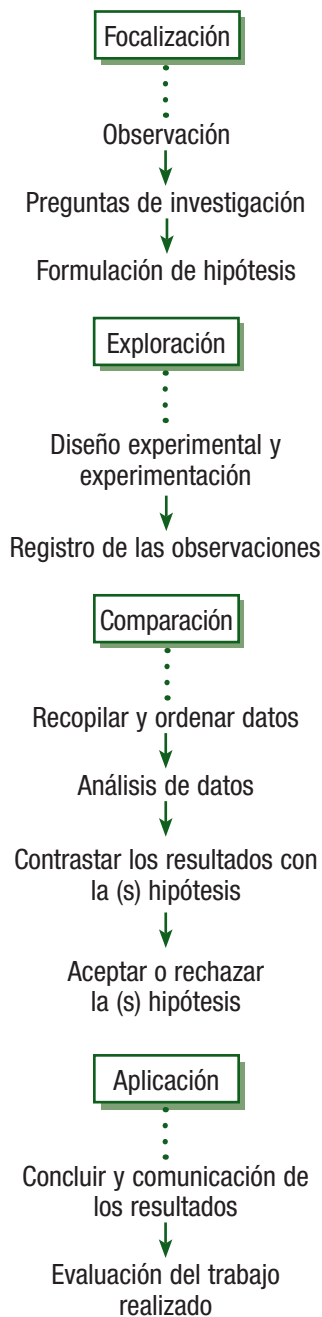
Contenidos

<p>UNIDAD 1 ESTRUCTURA ATÓMICA 12</p>	<p>Tema 1 Modelo mecanocuántico 14</p>	<p>Antecedentes históricos; la revolución en la física clásica 19</p> <ul style="list-style-type: none"> • El comportamiento de las ondas 19 <p>De la física clásica a la física cuántica 22</p> <p>Espectros atómicos..... 25</p> <p>El átomo de hidrógeno, modelo atómico de Niels Bohr 28</p>	<p>La naturaleza dual del electrón 32</p> <p>Mecánica cuántica 33</p> <ul style="list-style-type: none"> • Números cuánticos..... 34 • Orbitales atómicos 36 • Orbitales y sus energías..... 38 • Principios de construcción..... 39 <p>La configuración electrónica 43</p>
	<p>Tema 2 Propiedades periódicas 48</p>	<p>Tabla periódica 53</p> <ul style="list-style-type: none"> • Tabla periódica y configuración electrónica..... 54 <p>Metales, no metales y metaloides..... 60</p> <p>Propiedades periódicas 64</p> <ul style="list-style-type: none"> • Volumen atómico 65 • Radio atómico e iónico..... 66 • Potencial o energía de ionización (P.I.) 67 	<ul style="list-style-type: none"> • Afinidad electrónica o electroafinidad (E.A.) 68 • Electronegatividad (E.N.) 68 • Electropositividad 68 • Estados de oxidación 68 • Puntos de ebullición y fusión 69 • Densidad 69 • Volumen molar 69 • Tendencias periódicas y el modelo mecanocuántico..... 72
<p>UNIDAD 2 ENLACE QUÍMICO 78</p> 	<p>Tema 1 Los átomos se unen 80</p>	<p>Enlace químico 85</p> <p>Símbolos de Lewis 87</p> <p>Enlace iónico o electrovalente 90</p> <ul style="list-style-type: none"> • Predicción de fórmulas de los compuestos iónicos 94 • Compuestos iónicos 96 <p>Enlace covalente..... 100</p> <ul style="list-style-type: none"> • Enlace covalente apolar 103 • Enlace covalente polar 105 	<ul style="list-style-type: none"> • Enlace covalente coordinado o dativo 106 • Compuestos covalentes..... 108 <p>Enlace metálico 110</p> <p>Estereoquímica-Geometría molecular 113</p> <p>Polaridad molecular 120</p> <p>Interacciones moleculares 123</p> <ul style="list-style-type: none"> • Energía de enlace 125
<p>UNIDAD 3 ESTEQUIOMETRÍA 132</p> 	<p>Tema 1 De átomos a compuestos 134</p>	<p>Ecuación química y leyes fundamentales..... 138</p> <ul style="list-style-type: none"> • Ley de Conservación de la Masa y Ley de Lavoisier 139 <p>Cantidad de sustancia y su unidad de medida, el mol 143</p> <p>Fórmulas empíricas y moleculares 158</p> <ul style="list-style-type: none"> • Cálculo de fórmulas empíricas 159 • Cálculo de la fórmula molecular 162 • Ecuaciones químicas 164 	<ul style="list-style-type: none"> • Balance de ecuaciones químicas..... 165 • Información cuantitativa a partir de ecuaciones químicas balanceadas 170 <p>Tipos de reacciones químicas..... 171</p> <p>Estequiometría, cálculo a partir de reacciones químicas 175</p> <ul style="list-style-type: none"> • Método de la relación molar..... 175 <p>Reactivos limitantes..... 182</p> <p>Rendimiento de reacción 185</p>

Actividad exploratoria	Revista científica	Evaluación y síntesis	Autoevaluación
La materia y su naturaleza eléctrica 15	LHC: El experimento del siglo XXI 45	Revisemos lo aprendido del Tema 1..... 46	Autoevaluación 47
Ordenando elementos químicos49 ¿Cómo se clasifican los elementos químicos?57	Importancia de los oligometales ionizados en los seres vivos..... 73	Revisemos lo aprendido del Tema 2..... 74 Síntesis de la Unidad 1 76 Camino a..... 77	Autoevaluación 75
Combinación de átomos.....81	La sangre: un fluido vital que forma enlaces químicos..... 127	Revisemos lo aprendido del Tema 1..... 128 Síntesis de la Unidad 2 130 Camino a..... 131	Autoevaluación 129
Experimento de Lavoisier 135 Composición porcentual a partir de datos experimentales..... 157	Relaciones cuantitativas en los procesos industriales 187	Revisemos lo aprendido del Tema 1..... 188 Síntesis de la Unidad 3 190 Camino a..... 191	Autoevaluación 189

LA ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS

Metodología de la indagación "Ciencia en acción"



Somos capaces de percibir a todos los seres vivos y objetos inertes que están a nuestro alrededor haciendo uso de nuestros órganos de los sentidos: vemos, escuchamos, olemos, gustamos y sentimos todo cuanto está a nuestro alrededor, y nos planteamos preguntas de nuestra realidad.

Esta búsqueda del conocimiento debe estar acompañada de estrategias, vale decir, de formas de elegir, coordinar y aplicar procedimientos para encontrar la respuesta a un problema.

El avance de las ciencias, que es una forma de ver el mundo, en general y en especial de la química, ha sido vertiginoso, exitoso y a expensas de largos períodos de trabajo individual y colectivo.

Es precisamente la acumulación de los conocimientos obtenidos a partir del trabajo científico lo que permite comprender hechos cotidianos, curar enfermedades, mejorar procesos industriales, etc.

A medida que avances en este texto conocerás y aplicarás muchas de las destrezas que emplean los científicos en su trabajo diario, y te darás cuenta de que muchas de ellas ya las utilizas. En las actividades planteadas en este texto podrás practicar y desarrollar habilidades científicas que te permitan comprender informadamente fenómenos naturales, buscar respuestas y soluciones a los problemas que se presentan a diario.



Para desarrollar estas destrezas aplicaremos la metodología de la indagación, que considera las etapas de: Focalización - Exploración - Comparación - Aplicación. Etapas que pondrás en práctica cuando realices **"Ciencia en acción"**, de modo que cuando observes, plantees las preguntas de la investigación y formules hipótesis, te encontrarás en la etapa de *Focalización*. Estarás en la etapa de *Exploración* cuando realices el diseño experimental, experimentes y registres tus observaciones. Establecerás la etapa de *Comparación* cuando recopiles, ordenes la información y analices los datos y, por último, realizarás la etapa de *Aplicación* cuando formules tus conclusiones y evalúes tu trabajo.

NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

Las **normas de seguridad en el laboratorio** serán acordadas con tu profesor(a); no obstante, ten presente las siguientes normas básicas:

1. Usa un delantal para cuidar la ropa de reactivos que sean corrosivos o puedan mancharla.
2. Lee con atención las instrucciones antes de comenzar a hacer las actividades propuestas.
3. Cuando trabajes en equipo, verifica que cada integrante tenga claro sus roles en la actividad experimental.
4. La mesa de trabajo debe estar siempre limpia y ordenada.
5. Los residuos inservibles y los productos sólidos de desecho no deben abandonarse sobre la mesa ni arrojarse al suelo o al desagüe, sino únicamente a los recipientes habilitados para ello o donde indique el profesor o profesora.
6. Si salpica a tu cuerpo, manos, ojos alguna sustancia, infórmale de inmediato a tu profesor(a). Recuerda usar guantes o anteojos de seguridad cuando se indique.
7. Nunca debe calentarse con el mechero un líquido que produzca vapores inflamables. Cuando se caliente un tubo de ensayo debe cuidarse que la boca del tubo no se dirija hacia ninguna persona cercana.
8. Nunca deben dejarse los reactivos cerca de una fuente de calor.
9. Cualquier situación imprevista infórmala a tu profesor(a); por ejemplo: derrame de sustancias, quiebre de material de vidrio o cualquier duda que surja durante el desarrollo de la actividad.
10. No tomes ningún producto químico que el profesor(a) no te haya proporcionado.
11. No huelas, pruebes o toques con la manos ningún reactivo.
12. Los ácidos requieren un cuidado especial. Cuando quieras diluirlos, mézclalos, cuidando que el ácido sea depositado sobre el agua.
13. Los productos inflamables (gases, alcohol, éter, etc.) no deben estar cerca de fuentes de calor. Si hay que calentar tubos con estos productos, se hará a baño María, nunca directamente a la llama.
14. Existen símbolos para indicar el grado de peligrosidad de los reactivos. Están puestos en las etiquetas de los envases.
 - a. **Explosivos:** sustancias que pueden explotar bajo el efecto de una llama.
 - b. **Comburente:** sustancias que, en contacto con otras, originan una reacción fuertemente exotérmica, es decir, liberando calor.
 - c. **Tóxicas:** sustancias que por inhalación, ingestión o penetración cutánea pueden entrañar riesgos graves, agudos o crónicos e incluso la muerte.
 - d. **Irritantes:** sustancias no corrosivas que por contacto inmediato, prolongado o repetido con la piel o mucosas pueden provocar una reacción inflamatoria.
 - e. **Inflamables:** subdivididas como:
 - *Extremadamente inflamables:* sustancias cuyo punto de ignición sea inferior a 0 °C y su punto de ebullición inferior o igual a 35 °C.
 - *Fácilmente inflamables:* sustancias que a temperatura ambiente en el aire pueden inflamarse.
 - f. **Corrosivas:** sustancias y preparados que en contacto con los tejidos vivos puedan ejercer sobre ellos una acción destructiva.
15. Cuando trabajes con aparatos eléctricos verifica que los cables no estén cerca de tus pies; no los desenchufes tirando del cable.
16. Finalmente, cuando termines de trabajar:
 - a. Desecha los reactivos según las indicaciones que se sugieren en el texto y/o consulta a tu profesor o profesora.
 - b. Limpia o lava, si corresponde, los materiales.
 - c. Deja limpio tu lugar de trabajo.

¡Manos a la obra! Con estas consideraciones, tu trabajo y el de tus compañeros – científicos será exitoso y aprenderás química de forma entretenida.



EXPLOSIVO



COMBURENTE



TÓXICO



IRRITANTE



INFLAMABLE



CORROSIVO

HABILIDADES CIENTÍFICAS QUE TRABAJARÁS EN EL TEXTO

Observar

Gracias al uso de tus sentidos, podrás percibir objetos y sucesos. La observación metódica de un fenómeno u objeto en estudio te permitirá, además, desarrollar otras habilidades importantes del proceso científico, como inferir, comparar, clasificar y medir. A partir del proceso de observación surgirá naturalmente una pregunta que guiará el proceso de investigación.

Medir y recopilar datos

En la búsqueda de respuestas para la pregunta de investigación deberás medir y recopilar datos del fenómeno u objeto en estudio. Para ello usarás diferentes medios e instrumentos.

Diseñar, elaborar y usar modelos

Para observar el fenómeno u objeto de estudio emplearás diversos medios, siendo uno de los más comunes los modelos, que son interpretaciones a escala de cosas muy pequeñas o muy grandes. Por ejemplo, el modelo del átomo. Como no puedes manipular un átomo, harás un modelo de él, aumentando su tamaño ¡millones de veces! Esto, además, te permitirá poner en práctica la creatividad. De hecho, los experimentos en sí mismos son modelos que te harán obtener respuestas.

Predecir

Incluso, antes de poner a funcionar tu modelo o de efectuar un experimento, hurgando en tus conocimientos y experiencias, junto a la información que te entregue la observación, podrías predecir lo que sucederá.

Inferir

Formarás tu propio juicio a partir de la observación y del razonamiento. Esta inferencia es válida, pero no siempre correcta, razón por la que tu juicio se transforma en una hipótesis, la que deberás necesariamente poner a prueba para saber si es o no correcta.

Formular hipótesis

Las hipótesis son suposiciones sobre la relación existente entre variables que explican el comportamiento de un objeto o que influyen en un hecho. Al experimentar podrás confirmarla o no. Si no puedes comprobarla, será necesario que formules una nueva y la pongas a prueba.

Identificar y controlar variables

En cursos anteriores has aprendido que existen dos tipos de variables: las independientes (causas) y las dependientes (efectos). Al identificar las variables en un trabajo experimental podrás controlarlas y ver qué ocurre con el objeto o hecho estudiado, es decir, cómo se comporta la independiente y qué efecto tiene sobre la dependiente.

Experimentar

Como te has podido dar cuenta, experimentar te permitirá observar la validez de la hipótesis planteada. Para ello realizarás diferentes procesos, utilizando instrumentos y reactivos para controlar variables, efectuar observaciones, medir y recopilar datos.



Presentar datos y resultados

Los datos obtenidos (no sólo en actividades experimentales, también en actividades teóricas y prácticas) podrás presentarlos en tablas, gráficos o esquemas para mostrar ordenada y coherentemente los resultados obtenidos. Tendrás que comparar los resultados con las hipótesis que planteaste antes de experimentar.

Sacar conclusiones y comunicar

Basándote en los datos obtenidos y en la presentación de los resultados, podrás aceptar o rechazar tus hipótesis, según si los resultados las respaldan o no lo hacen, sacar conclusiones gracias al análisis que hagas de ellos, las que deberás comunicar para compartir tus aprendizajes con otros compañeros–científicos.

Todo lo anterior será posible sólo si **trabajas individualmente** o **en equipo** con responsabilidad, efectividad y eficiencia. Cuando trabajas así, logras alcanzar los objetivos de aprendizajes, pues tú y todos los de tu equipo se involucran en la aventura de “aprender ciencias”.

Ten presente los siguientes consejos cuando debas realizar un trabajo en equipo:

- 1. Objetivo claro y común:** cada uno de los integrantes del equipo sabe qué hacer y por qué lo harán.
- 2. Responsabilidad:** cada integrante sabe que su trabajo es fundamental para el éxito del equipo y, por ende, actúa con responsabilidad y sentido del deber, considerando que sus acciones inciden en el bienestar de todos los miembros. Por ejemplo, al respetar las normas de seguridad en laboratorio.
- 3. Organización:** se distribuirán todas las tareas que emanen de una actividad. Esto no significa que dividirán los trabajos parcializadamente, haciendo responsable a cada uno de una determinada parte; al contrario, se organizarán para que todos y cada uno conozcan las diferentes etapas y resultados del trabajo y así puedan suplir las necesidades que emerjan si uno de los integrantes se ausenta.
- 4. Coordinación:** cada uno de los integrantes sabe la actividad que debe realizar, se ha preocupado de estar informado(a) y actúa en conjunto con sus compañeros–científicos.
- 5. Rotación:** las tareas deberán rotar entre los integrantes del equipo en cada actividad para que todos puedan desarrollar y practicar las habilidades asociadas a la tarea. Por ejemplo: observar, medir, presentar resultados, comunicar, etc.

UNIDAD 1

ESTRUCTURA ATÓMICA



Introducción

El modelo atómico de la materia, como su nombre lo indica, es una aproximación a la realidad del átomo que se ha construido a lo largo de la historia con aportes de diversos científicos.

En el curso anterior estudiaste los modelos propuestos por J. Thomson, E. Rutherford y N. Bohr. Cada uno de ellos, además de otros científicos, contribuyeron a modelar lo que hoy se conoce como “modelo mecanocuántico de la materia”.

Dicho modelo es motivo de estudio para esta unidad, desde sus principios y fundamentos físicos, matemáticos y químicos hasta su descripción del comportamiento de los electrones, ya que gracias a él las ciencias han evolucionado vertiginosamente, permitiendo a los científicos explicar a cabalidad un gran número de fenómenos cotidianos y extraordinarios, como la energía nuclear, la transmutación de los elementos, los fuegos artificiales y algo tan simple como preparar una taza de café.

Lee con atención la información entregada y desarrolla cada una de las actividades propuestas, porque han sido elaboradas con la finalidad de que descubras y comprendas el maravilloso mundo atómico y químico.



Al finalizar la unidad estarás en capacidad de:

- Identificar información relevante que sustenta el modelo mecanocuántico, relacionándola con el comportamiento atómico.
- Describir la cuantización de la energía del átomo utilizando información teórica y evidencias experimentales para relacionarla con el espectro electromagnético.
- Relacionar la estructura atómica de la materia con los números cuánticos, prediciendo su comportamiento en átomos de número atómico menor que 20.
- Describir el átomo desde el punto de vista de la mecánica cuántica, utilizando evidencias experimentales.
- Definir los cuatro números cuánticos, relacionándolos con la estructura atómica para describir los estados permitidos para un electrón.
- Formular la configuración electrónica de diversos elementos químicos para relacionarlos con los números cuánticos y su ubicación en la Tabla periódica.
- Explicar las propiedades periódicas a partir de la ubicación de diversos átomos en la Tabla periódica.
- Relacionar el número atómico con los números cuánticos y las propiedades periódicas para ubicar los elementos en la Tabla periódica.
- Predecir las características metálicas y no metálicas de los distintos elementos a partir de su configuración electrónica.
- Identificar problemas, hipótesis, procedimientos experimentales, inferencias y conclusiones en investigaciones clásicas.



TEMA 1

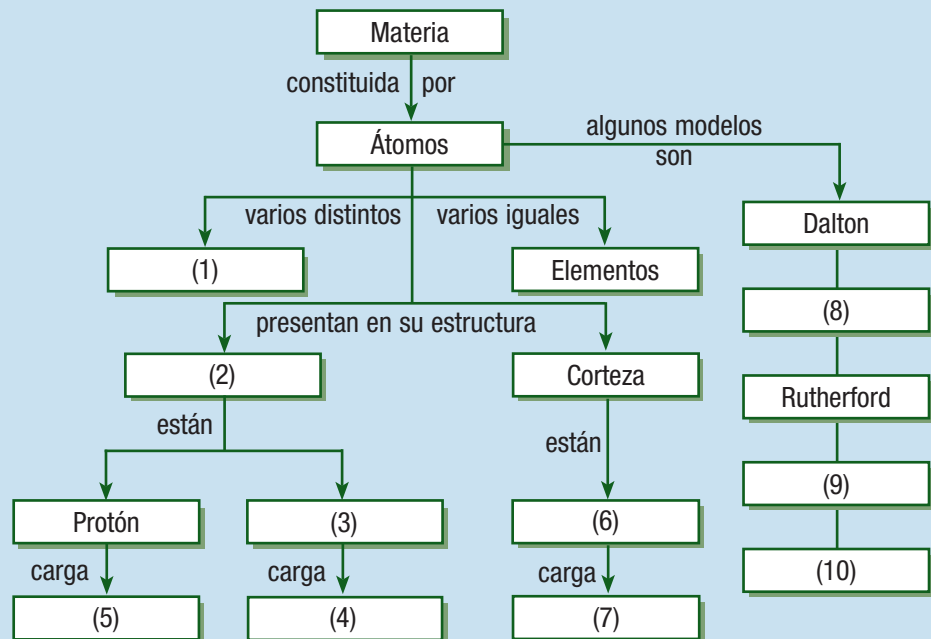
Modelo mecanocuántico

Estudiarás en este tema:

- Antecedentes históricos, la revolución en la física clásica.
- De la física clásica a la física cuántica.
- Espectros atómicos.
- El átomo de hidrógeno, Modelo atómico de Niels Bohr.
- Naturaleza dual del electrón.
- Mecánica cuántica.
- La configuración electrónica.

El desarrollo del modelo mecanocuántico de la materia vino a revolucionar el conocimiento que los científicos tenían hasta principios del siglo XX, tanto del átomo como de otros fenómenos físicos; por ejemplo, la luz.

Completa el siguiente esquema según lo aprendido en el curso anterior.



Cabello electrizado por contacto con el generador de Van der Graaf.

Y para comenzar...

1. Cuando usas chalecos o bufandas de lana suele suceder que al momento de sacarlos de tu cuerpo el pelo sigue el movimiento de estos porque “se pega a la ropa”.
 - ¿Cómo puedes explicar este hecho?
2. Al frotar un objeto plástico en tu pelo o sobre la ropa y luego acercarlo al extremo de una hoja de papel, esta última es atraída por el plástico.
 - ¿Por qué crees que sucede eso?
 - Si no se frota el plástico, ¿es posible que este atraiga al papel?
3. Al acercar dos globos que han sido frotados en el cabello de dos individuos, se observa que estos se repelen. Esto sucede porque:
 - a. Los globos...
 - b. El cabello...

Comenta tus respuestas con tus compañeros y compañeras. ¿Llegaron todos a las mismas respuestas? De lo contrario, ¿cuál es la idea que más se repite?, ¿cuál de todas las respuestas es la correcta?



La materia y su naturaleza eléctrica

Estudiaremos:

- El comportamiento eléctrico de la materia.

Introducción

Para abordar con éxito un trabajo, los científicos aplican el método científico, que en términos muy simples se define como la forma en que podemos estudiar cualquier aspecto del Universo mediante observaciones cuidadosas y experimentos muy bien planificados. En esta actividad podrán seguir la secuencia de un trabajo experimental, es decir, aplicar dicho método y practicar algunas de las destrezas indicadas en las primeras páginas del texto.

Paso 1: La observación

En la actividad "Y para comenzar..." observaron que al usar prendas de vestir de lana, el pelo experimentaba una atracción, y que al frotar un objeto de plástico sobre la ropa o el pelo, era capaz de atraer trozos de papel. Es decir, observaron un hecho científico y se habrán preguntado ¿por qué al frotar un cuerpo este es capaz de atraer a otro?

Paso 2: Preguntas de investigación

Para entender un fenómeno, los científicos y ahora ustedes, plantearán preguntas de investigación; por ejemplo: ¿qué sucede en un cuerpo cuando es frotado con otro?, ¿si el plástico no es frotado, es capaz de atraer papel?, ¿si cambio el plástico por un objeto metálico, se producirá atracción con el papel?, **¿qué otras preguntas de investigación se les ocurren?** Todas ellas, pueden ser respondidas y sometidas a distintas pruebas experimentales.

Paso 3: Formulación de hipótesis

Basados en sus experiencias y conocimientos previos, los científicos dan posibles explicaciones a sus observaciones o respuestas a las preguntas planteadas, estas son las hipótesis de su trabajo. Por ejemplo: para la pregunta ¿qué tipo de materiales "electrizan" el pelo cuando lo frotan?, la hipótesis planteada podría ser, "el pelo se electriza cada vez que es frotado por un material sintético". Para determinar si la o las hipótesis son correctas o no por medio de la experimentación, deben ser planteadas como enunciados en los que las variables involucradas sean observables o medibles.

Objetivos de la actividad

- Observar el comportamiento eléctrico de la materia.
- Observar la atracción y repulsión entre objetos.
- Valorar la experimentación científica como medio de comprobación y explicación de fenómenos cotidianos.
- Reconocer los pasos que se deben seguir en un experimento.
- Comprender la importancia de tomar mediciones exactas durante un experimento.
- Aprender a trabajar en equipo.
¿Qué hipótesis de trabajo podrían plantear considerando los objetivos a y b de la actividad y del diseño experimental planteado en el paso 4?

CIENCIA EN ACCIÓN



Habilidades a desarrollar:

- Observar.
- Predecir.
- Recopilar datos.
- Identificar variables.
- Interpretar datos.
- Formular conclusiones.

Materiales

- Dos globos.
- Dos trozos de hilo de 15 cm de largo, aproximadamente.
- Una pieza de ropa de lana o acrílico (de preferencia un guante o un calcetín).
- Una hoja de papel blanco.



Paso 4: Diseño experimental

El diseño experimental debe permitir comprobar si la hipótesis de trabajo es válida o errada. Lean con atención cada uno de los procedimientos propuestos.

1. Dispongan sobre la mesa de trabajo todos los materiales. Recuerden trabajar en un lugar limpio.
2. Dividan la hoja de papel en trozos pequeños de similar tamaño y guárdenlos.
3. Inflen los globos hasta un tamaño medio, similar para ambos, y átenlos con los trozos de hilo por separado.
4. Froten sólo un globo en el cabello de un compañero o compañera por 15 segundos. Asegúrense de frotar todo el globo. Luego levántenlo sobre la cabeza del compañero o compañera algunos centímetros.
5. Repitan el punto 4, pero dispongan el globo sobre los trozos de papel dispuestos en la mesa.
6. Froten ambos globos sobre el cabello de dos compañeros o compañeras distintos(as) por 30 segundos. Tomen los globos por los hilos, déjenlos colgar libremente, acérquenlos con cuidado sin permitir que se toquen.
7. Rápidamente, un integrante del grupo pondrá su mano entre ambos globos.
8. Repitan los puntos 4 al 7, reemplazando el cabello de los compañeros o compañeras por el calcetín o guante de lana o de acrílico.
9. Frote una regla plástica en el cabello de un compañero o compañera y acérquela a uno de los globos. Luego frote la regla con el calcetín o guante de lana o de acrílico y acérquela a uno de los globos.

**Paso 5: Registro de observaciones**

Los científicos deben hacer un registro de observaciones ordenado, en el que reúnan los datos para luego analizarlos y obtener conclusiones.

En esta ocasión se propone reunir los datos en la siguiente tabla. En otras actividades, ustedes como grupo, más adelante, deberán decidir cómo registrar las observaciones.

Procesos	Observaciones
1. ¿Qué sucede al frotar el globo en el cabello de un compañero o compañera y levantarlo sobre su cabeza?	
2. ¿Qué se observó al frotar un globo en el cabello de un compañero o compañera y disponerlo sobre los trozos de papel que estaban en la mesa?	
3. ¿Qué se observa cuando se frotran ambos globos sobre el cabello de dos compañeros o compañeras por 30 segundos y luego se disponen uno cerca del otro?	
4. ¿Qué se observa cuando se frotran ambos globos sobre el cabello de dos compañeros o compañeras por 30 segundos y luego se disponen uno cerca del otro y un compañero o compañera puso su mano entre ambos globos? ¿Qué sintió el o ella en su mano?	
5. ¿Qué sucedió al reemplazar la superficie de frotación?	
6. ¿Qué sucede al frotar una regla plástica y acercarla a uno de los globos?	



Paso 6: Recopilación y ordenamiento de datos

Al registrar las observaciones podrán recopilar datos y ordenarlos para posteriormente hacer un análisis. En este caso emplearán la tabla propuesta a continuación.

Para completar la tabla usen la siguiente simbología:

- + Atracción débil
- + + + Atracción fuerte
- Repulsión débil
- - - Repulsión fuerte

Proceso	Material que se acerca		
	Cabello	Papel	Globo
Globo frotado con cabello			
Globo frotado con guante o calcetín de lana o acrílico			

**Paso 7: Análisis de datos**

Al analizar los datos obtenidos podrán responder las preguntas de investigación planteadas y, finalmente, comprender por qué al frotar un cuerpo, este es capaz de atraer a otro.

Para dar respuestas a estas preguntas se debe estructurar un orden de análisis que les permita someter a prueba las hipótesis. Contesten las siguientes preguntas. Si lo estiman necesario pueden consultar a su profesor o profesora, pues les orientará en el análisis:

1. Indiquen en qué casos observaron atracción eléctrica (o electrostática) y repulsión eléctrica (o electrostática).
2. Analicen los resultados experimentales que han obtenido del comportamiento que tiene el globo frotado sobre el cabello de un estudiante y los trozos de papel; busquen una explicación coherente a sus observaciones. Consideren sus conocimientos de la estructura del átomo.
3. A partir de lo que saben de la estructura del átomo, qué asociaciones pueden establecer entre sus observaciones y la naturaleza eléctrica de los átomos y de la materia.
4. Si observaron luminosidad durante la actividad, ¿cómo podrían explicarla?
5. ¿Qué asociaciones pueden establecer del comportamiento de la materia al ser frotada con el movimiento de los electrones en los átomos?
6. ¿Existirá una relación entre los electrones y la luminosidad desprendida por fricción de los distintos materiales?

Paso 8: Conclusión y comunicación de resultados

Con los datos e información que tienes puedes aceptar o rechazar tus hipótesis. Finalmente, están en condiciones de señalar por qué al frotar un cuerpo, este es capaz de atraer a otro.

Respondan las siguientes preguntas, relacionen sus respuestas con la actividad que han realizado e incorpórenlas en los resultados:

1. ¿Qué es la "fuerza electrostática"? ¿Cómo se relaciona con esta experiencia?
2. Investiguen cómo funciona un pararrayo y apliquen lo aprendido en este laboratorio para explicar qué ocurre cuando recibe una descarga eléctrica de la atmósfera.

Redacten una conclusión en la que señalen sus observaciones experimentales y explicaciones sobre el hecho.

Para comunicar sus resultados a sus compañeros y compañeras elaboren un díptico informativo y entreguen una copia a cada grupo de trabajo.

Paso 9: Evaluación del trabajo realizado

Es importante evaluar el trabajo del equipo para observar fortalezas y debilidades. Las primeras, con el fin de reforzarlas, y las segundas, de superarlas.

Completa la siguiente tabla en forma individual, con responsabilidad y seriedad, marcando con una **X** el casillero que corresponda, y posteriormente reúnete con tus compañeros y compañeras de trabajo para conversar y concluir.

La simbología utilizada como indicador de evaluación es:

- + Lo hice bien.
- + - Lo hice, pero podría haberlo hecho mejor.
- No lo hice.

CUIDA EL AMBIENTE:

Una vez terminada la actividad, eliminen los residuos en el basurero y dejen su puesto de trabajo limpio.

Criterios de evaluación	Indicadores de logro		
	+	+ -	-
Me preocupé de leer las habilidades que voy a desarrollar en esta actividad experimental.			
Examiné cada uno de los pasos planteados en “Ciencia en acción”.			
Repasé los pasos que no comprendí con la primera lectura.			
Me preocupé de entender el diseño de la actividad experimental.			
Fui responsable en las labores que me fueron confiadas.			
Me preocupé de conocer las acciones de cada uno de los integrantes del equipo.			
Fui respetuoso del trabajo realizado por los otros integrantes del equipo.			
Cooperé activamente para que el trabajo desarrollado fuera efectivo y seguro.			
Actué coordinadamente con mi equipo.			
Mis compañeros y compañeras actuaron responsablemente.			
Cuidé de dejar mi espacio de trabajo limpio y ordenado.			
En general, evalúo mi participación en “Ciencia en acción” como:			



¿Quieres decir algo más?

Finalmente, conversa con tu equipo de trabajo.

1. ¿Qué dificultades se presentaron durante el trabajo? ¿Qué soluciones y medidas se tomarán para que no se vuelvan a repetir en las próximas actividades en las que trabajen juntos(as)?
2. ¿Qué aprendieron en esta jornada respecto al trabajo en equipo?

Antecedentes históricos; la revolución en la física clásica

Hoy se sabe que cuando los átomos reaccionan son sus electrones los que interactúan, conocimiento que tiene su origen en la comprensión del comportamiento de la estructura electrónica del átomo y que fue obtenido luego de varios aportes realizados desde el mundo de la física, la matemática y la propia química, revolucionando el conocimiento y entendimiento que se creía tener de la materia microscópica.

Durante el siglo XIX, diversos físicos trataron de comprender el comportamiento de los átomos y moléculas a partir de las leyes físicas existentes en la época, pero sus intentos fracasaban al explicar el comportamiento de la materia microscópica con leyes que se aplicaban a la perfección y con éxito en la explicación del comportamiento de objetos grandes o materia macroscópica.

En 1900, **Max Planck**, el joven científico alemán, revolucionó el mundo de la física. Cuando observaba y analizaba los datos de radiación emitida por sólidos calentados a varias temperaturas, dedujo que la energía era emitida únicamente en números enteros múltiplos de cantidades bien definidas, a las que llamó **cuantos**. Esta idea puso de cabeza al mundo físico, que aceptaba, hasta ese momento, que la energía era continua, por ende, cualquier cantidad de energía se podía liberar en un proceso de radiación.

El comportamiento de las ondas

Para comprender el mundo atómico es preciso entender el comportamiento de la luz, partiendo por definir la luz visible (aquella que perciben nuestros ojos) como un tipo de **radiación electromagnética**. Fue James Maxwell, en 1873, quien demostró teóricamente que la luz visible contaba con ondas electromagnéticas y que además era capaz de transportar energía, razón por la que se le conoce también como **energía radiante**. Las radiaciones electromagnéticas se caracterizan por moverse a través del vacío a una velocidad de $3 \cdot 10^8$ m/s (velocidad de la luz) y por poseer carácter ondulatorio (similar al de las olas).

Observa la Figura 1. En ella se aprecia que las ondas presentan una *longitud de onda*, que corresponde a la distancia entre las crestas o entre los valles, expresadas comúnmente en metros (m), centímetros (cm) o nanómetros (nm). Y la *amplitud* que es la distancia vertical desde la línea media de la onda a la cresta o al valle de la misma. La *frecuencia*, por su parte, indica la cantidad de veces que la longitud de onda completa pasa por un punto dado en un segundo, expresada en ciclos por segundos (ciclo/s), unidad denominada Hertz (Hz).

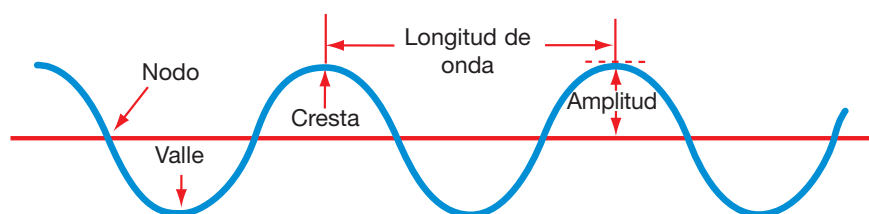


Figura 1. Esquema de una onda periódica.

MÁS QUE QUÍMICA

Brown, Lemay y Bursten, en su texto "Química, la ciencia central", señalan que un método muy simple para determinar la frecuencia de las ondas, por ejemplo cuando una lancha pasa por un lago formando olas, es haciendo flotar un corcho y contando el número de veces que este realiza un ciclo completo de movimiento ascendente y descendente en un segundo de duración.



Como todas las radiaciones electromagnéticas se mueven a la velocidad de la luz, es posible establecer una relación entre la longitud de onda (λ) y la frecuencia (ν).

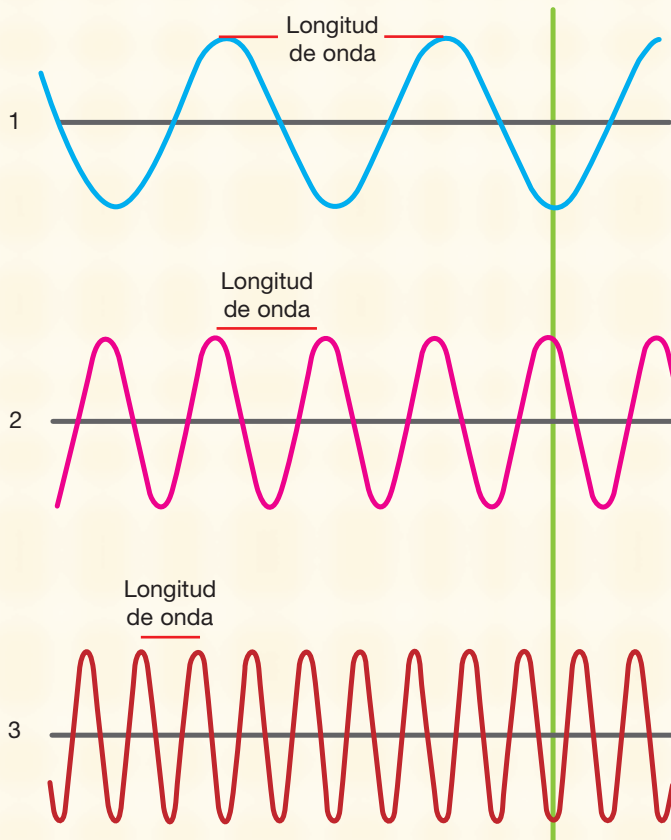


DESAFÍO CIENTÍFICO

Indica la alternativa correcta a la pregunta según observes en las siguientes imágenes:

Habilidades a desarrollar:

- Observar.
- Interpretar
- Deducir.



1. ¿Cuál de las ondas enumeradas tendrá la mayor frecuencia?
 - a. 1
 - b. 2
 - c. 3
2. ¿Cuál de las ondas enumeradas tendrá la menor frecuencia?
 - a. 1
 - b. 2
 - c. 3
3. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a la relación entre λ y ν ?
 - a. Mientras mayor sea λ , mayor será ν .
 - b. No existe una relación fija entre λ y ν .
 - c. Existe una relación inversa entre λ y ν .
4. ¿Cómo es la amplitud de onda en las imágenes 1, 2 y 3 al establecer la comparación? Fíjate en la línea verde.
 - a. Igual
 - b. Distinta
 - c. No hay relación
5. ¿Cuál de las imágenes tiene mayor número de montes y valles?
 - a. 1
 - b. 2
 - c. 3



A partir del comportamiento de las ondas, se establece que la relación entre la longitud de onda y la frecuencia se puede expresar como:

$$\lambda \nu = c$$

Donde: λ (lambda) es la longitud de onda.
 ν (nu) corresponde a la frecuencia.
 c es la velocidad de la luz.

Existen diversos tipos de radiaciones electromagnéticas según la longitud de onda y la frecuencia. El espectro electromagnético ordena dichas radiaciones según la longitud de onda que presentan (Figura 2).

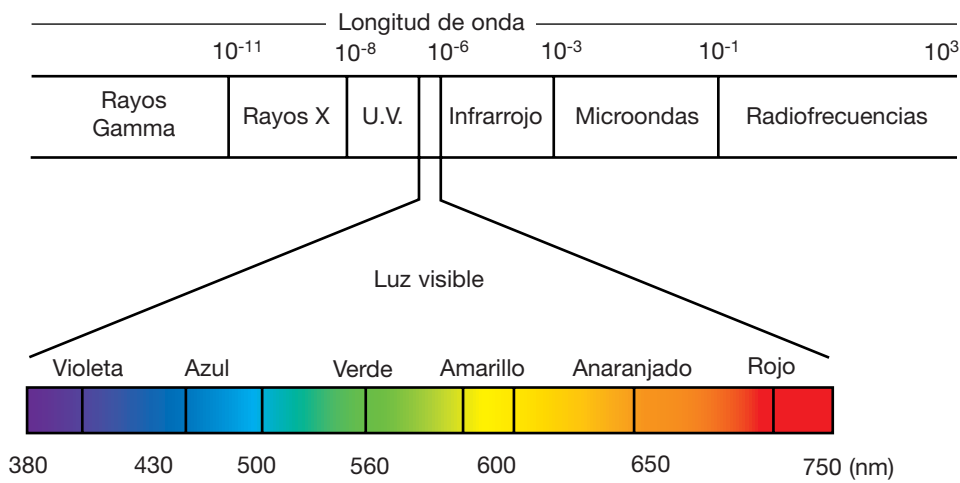


Figura 2. Espectro electromagnético.

Podrás observar que la luz visible corresponde a una pequeña porción del espectro, cuyas longitudes de onda (λ) van desde los 380 a los 750 nm, aproximadamente.

Existen diferentes unidades de medida para expresar la longitud de onda, dependiendo del tipo de radiación. Por ejemplo:

Unidad	Símbolo	Longitud	Tipo de radiación
Angstrom	Å	10^{-10}	Rayos X
Nanómetro	nm	10^{-9}	Ultravioleta, visible
Micrómetro	μm	10^{-6}	Infrarrojo
Milímetro	mm	10^{-3}	Infrarrojo
Centímetro	cm	10^{-2}	Microondas
Metro	m	1	TV, radio

De la física clásica a la física cuántica

A pesar de que el modelo ondulatorio de la luz explicaba muchos aspectos de su comportamiento, existían aun a fines del siglo XIX algunos fenómenos que este modelo no era capaz de interpretar.

El primero de ellos se denomina **radiación de cuerpo oscuro**, que hace referencia a la emisión de luz por parte de objetos calientes que antes de calentarse son oscuros. Un claro ejemplo de este fenómeno son los quemadores de las estufas eléctricas, pues al estar apagadas se conservan en color negro y una vez encendidas toman un color rojo intenso.



Figura 3. Comparación de las estufas eléctricas a cuarzo para visualizar el fenómeno de la radiación del cuerpo oscuro.



Max Karl Ernest Ludwig Planck (1858 – 1947). Obtiene en 1918 el Premio Nobel de Física por su contribución al estudio de la física por medio de su teoría cuántica.

Muchos científicos trataban de entender este fenómeno buscando una relación entre la longitud de onda y la intensidad. Pero las leyes de la física existentes no “cuadraban” en dicho escenario. Algunas de ellas lograban aclarar el comportamiento para longitudes de onda larga, pero fallaban en la explicación del comportamiento de las longitudes de onda corta, y viceversa.

En 1900, el físico alemán Max Planck resuelve el problema con una hipótesis revolucionaria: “la energía sólo puede liberarse (o ser absorbida) por los átomos en paquetes discretos con un tamaño mínimo”, a los que denominó **cuantos**, definiéndolos como “la mínima cantidad de energía que puede ser emitida o absorbida en forma de radiación electromagnética”.

A partir de ello propuso que la energía (E) de un solo cuanto era igual a una constante (h) multiplicada por la frecuencia (ν):

$$E = h\nu$$

La unidad para medir la frecuencia es Hertz (Hz), que indica una oscilación por segundo.

La constante de proporcionalidad para esta relación (h) es conocida como Constante de Planck y tiene el valor $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

De acuerdo con la **Teoría Cuántica de Planck**, la energía se emite o absorbe siempre en múltiplos de la relación $h\nu$; por ejemplo, $h\nu$, $2h\nu$, $3h\nu$, etc., es decir, 1 cuanto, 2 cuantos, 3 cuantos, respectivamente. Por esto se indica que la **energía está cuantizada**, o sea, que sus valores están restringidos a ciertas cantidades, hecho absolutamente contrario a lo conocido en la época y definido en la “física clásica”, que suponía un comportamiento continuo de la materia. Nace así la *física cuántica*.

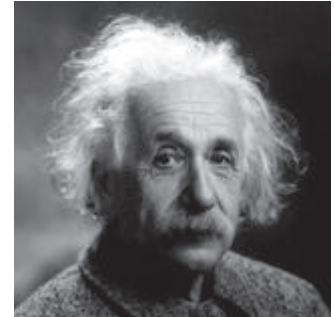
Esta idea parece compleja, pero se aplica completamente a la vida cotidiana. Raymond Chang en su libro “Química” señala la siguiente analogía para comprender el concepto de cuantos de mejor manera:



“...Una carga eléctrica también está cuantizada; sólo puede haber números enteros múltiplos de e , la carga del electrón. La materia misma está cuantizada, como el número de protones, electrones y neutrones, así como el número de átomos en una muestra de materia debe también ser entero. Aun los procesos en los sistemas vivos incluyen fenómenos cuantizados. Los huevos puestos por las gallinas están cuantizados, y una gata preñada da a luz un número entero de gatitos, no medio o tres cuartos de gatitos”.



Figura 4. Una persona moviéndose en una rampa es una analogía de cambios continuos de energía potencial y la persona cambia su energía cuantizada entre cada peldaño ya que no puede pisar entre ellos. (Extraído del libro de química de Brown y Lemay)



Albert Einstein (1879 – 1955). Físico americano, nacido en Alemania. Obtiene el Premio Nobel de Física en 1921 por su explicación del efecto fotoeléctrico. También se hizo acreedor a la Medalla Copley en 1925, mayor reconocimiento al trabajo científico, en cualquiera de sus campos, otorgado por la Real Sociedad de Londres, y a la Medalla Max Planck en 1929 por sus contribuciones extraordinarias a la Física teórica, entregada por la Sociedad de Física Alemana.

Otro fenómeno que no explicaba la física clásica era la emisión de electrones por superficies metálicas en las que incidía la luz, conocido como **efecto fotoeléctrico**.

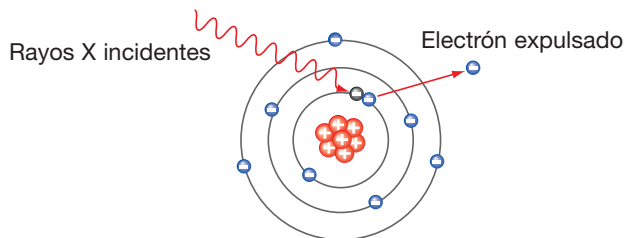


Figura 5. Efecto fotoeléctrico.

Diversos experimentos demostraban que ciertos metales expuestos a una luz que presentaba una frecuencia mínima, denominada **frecuencia umbral**, emitían electrones desde la superficie en una cantidad proporcional a la intensidad de la luz, pero no su energía.

A la luz de lo propuesto por Max Planck, en 1905 Albert Einstein sugiere que para explicar el fenómeno no se puede pensar en la luz como un “rayo de luz en términos de onda”, sino como un “rayo de partículas” a las que denominó **fonones**. Cada uno de estos posee una energía E , que se puede calcular con la fórmula:

$$E = h\nu$$

- Donde:
- E Es la energía.
 - h Constante de Planck ($6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$).
 - ν Corresponde a la frecuencia de la luz (Hertz).

Podrás observar que la ecuación propuesta es igual a la formulada por Planck, esto porque la radiación electromagnética es emitida o absorbida en la forma de fotones.

Se entiende, entonces, que los electrones se mantienen en un metal por fuerzas de atracción, y que para liberarlos se debe emplear luz de frecuencia suficientemente alta. Es decir, un rayo de luz resplandeciente sobre una superficie metálica se puede considerar como el disparo de un rayo de partículas (fotones) sobre los átomos del metal. Si su frecuencia es tal que $h\nu$ es igual (como mínimo) a la energía de enlace de los electrones, entonces estos se soltarán de la superficie del metal. Si la energía es mayor, no solo se romperán los enlaces, sino que además los electrones adquirirán energía cinética.



Figura 6. Una aplicación del efecto fotoeléctrico son las celdas solares. Cuando la luz solar incide sobre las placas de metales semiconductores, estos sueltan los electrones de su superficie y adquieren cierta energía cinética que les permite desarrollar una corriente eléctrica que es almacenada en baterías.

La relación que expresa el efecto fotoeléctrico está dada por la siguiente ecuación:

$$h\nu = E_c + E_e$$

Donde: E_c Es la energía cinética.
 E_e Es la energía de enlace del electrón al metal.



DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Aplicar.
- Resolver problemas.
- Interpretar.

1. Observando el espectro electromagnético, explica por qué los rayos gamma son dañinos para la salud.
2. Calcula la energía de un fotón de luz amarilla de longitud de onda igual a 587 nm.
3. Si un láser emite luz con una frecuencia de $4,7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$, ¿cuál es la energía de un fotón de la radiación del láser?
4. Señala por qué la ecuación propuesta por Planck para explicar la cuantización de la energía es igual a la propuesta por Einstein para explicar la energía de los fotones.
5. De acuerdo con tus conocimientos, ¿por qué se recomienda no apuntar a la cara ni a los ojos de una persona con los punteros láser? Utiliza para tu explicación los conceptos de longitud de onda, frecuencia, fotón.



Espectros atómicos

El tercer fenómeno que no podía explicar la *física clásica* era la emisión de luz de átomos en estado gaseoso, excitados electrónicamente, conocido como **espectros de emisión**.

Desde el siglo XVII se sabía, por los trabajos de Newton y Huygens, que la radiación luminosa, la luz, se desvía al atravesar un medio de densidad distinta, como el agua, sufriendo sus componentes una dispersión en diferentes ángulos y se pueden identificar visualmente por los diversos colores que muestran.

Así, cuando la luz blanca que procede del Sol atraviesa gotas de lluvia, esta se desvía, y sus componentes, que son la luz de color rojo, naranja, amarillo, verde, azul, índigo y violeta, se separan, formando el arco iris. Esto ocurre debido a que los componentes de la luz blanca del Sol, en desplazamiento general de 300.000 km por segundo, tienen diferentes longitudes de onda. En cambio, cuando la radiación está formada por una sola longitud de onda se indica que es monocromática.



Figura 7. Formación de un arco iris.

Si mediante suministro de energía, por ejemplo calorífica, se estimula un determinado elemento en su fase gaseosa, sus átomos emiten radiación en ciertas frecuencia del espectro visible, lo que constituye su **espectro de emisión**. Si el mismo elemento, también en estado de gas, recibe radiación electromagnética, sus átomos absorben radiación en ciertas frecuencias del visible, precisamente en las mismas en las que emite cuando se estimula mediante calor. Este será su **espectro de absorción**.

Se cumple, así, la llamada **Ley de Kirchoff**, que nos indica que todo elemento absorbe radiación en las mismas longitudes de onda en las que la emite. Los espectros de absorción y de emisión resultan ser, pues, el inverso uno del otro.

Puesto que el espectro, tanto de emisión como de absorción, es característico de cada elemento, sirve para identificar a cada uno de ellos en la Tabla periódica por simple visualización y análisis de la posición de las líneas de absorción o emisión en su espectro.

MÁS QUE QUÍMICA

La idea de que la energía de la luz depende de la frecuencia nos permite comprender los efectos que las radiaciones electromagnéticas tienen sobre la materia. Por ejemplo, ¿te has fijado que en todos los centros médicos, hospitales y clínicas se advierte al público acerca del uso de Rayos X? Esto porque tiene una frecuencia de onda elevada (puedes observar el espectro electromagnético de la página 21) y, por ende, una longitud de onda corta, y los fotones de este tipo poseen alta energía, la que puede causar daños a los tejidos e incluso producir cáncer.



Estas características se manifiestan ya se trate de un elemento puro o bien combinado con otros elementos, por lo que se obtiene un procedimiento bastante fiable de identificación.

Fuente: <http://personales.ya.com/casanchi/fis/espectros/espectros01.htm>

Observa, el siguiente ejemplo, en el que se presenta el espectro del hidrógeno.

Espectro de absorción

Cuando la radiación atraviesa un gas, este absorbe una parte del espectro, apareciendo líneas negras, únicas y características de cada elemento, como si fuese una “huella dactilar”.



Espectro de emisión

Un gas excitado libera radiación sólo en ciertas longitudes de onda.



Fue en 1885 cuando el maestro de escuela suizo Johann Balmer observó que las frecuencias de las cuatro líneas del espectro de hidrógeno se ajustaban a una ecuación matemática simple. Posteriormente, y gracias a nuevos descubrimientos de ese espectro (líneas adicionales en las regiones del ultravioleta y del infrarrojo), la fórmula de Balmer se extendió a una más general, conocida como **ecuación de Rydberg**, que permite calcular las longitudes de onda de todas las líneas espectrales del hidrógeno.

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

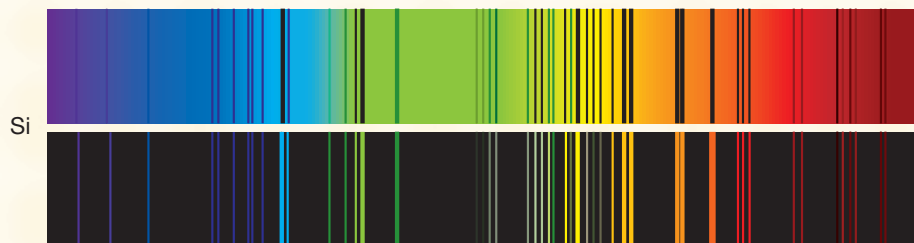
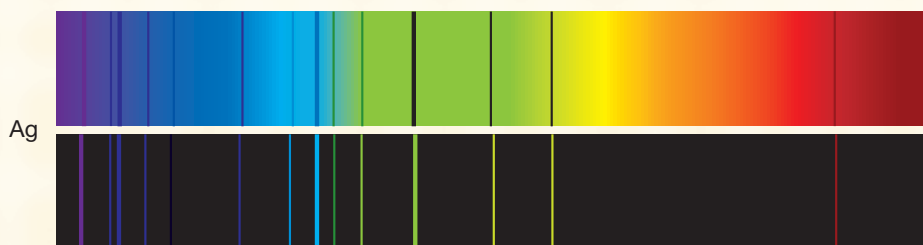
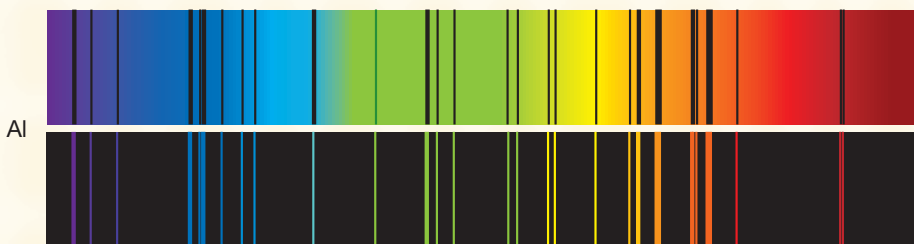
Donde: λ Longitud de onda de la línea espectral.
 R_H Constante de Rydberg igual a $1,096776 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$
 n_1 y n_2 Enteros positivos, donde n_2 es mayor que n_1 , y corresponden al número cuántico principal, que será estudiado en detalle posteriormente.

El espectro de absorción atómica es una representación gráfica que indica cantidad de luz absorbida a diferentes valores de λ , que depende, fundamentalmente, de la estructura química de la sustancia.

El espectro de emisión atómica de un elemento es un conjunto de frecuencias de las ondas electromagnéticas emitidas por átomos de ese elemento. Cada espectro de emisión atómico de un átomo es único y puede ser usado para determinar si ese elemento es parte de un compuesto desconocido.

**DESAFÍO
CIENTÍFICO**

Observa, a continuación, los espectros de absorción y emisión de los siguientes átomos:

**Habilidades a desarrollar:**

- Comparar.
- Interpretar.

1. ¿Cuáles son las diferencias y semejanzas que puedes establecer entre los espectros de absorción y emisión del mismo átomo?
2. ¿Por qué crees que es importante estudiar los espectros de los distintos átomos?
3. ¿Por qué los espectros de absorción muestran casi todos los colores del arco iris?
4. ¿Por qué el espectro de emisión sólo muestra algunos colores?
5. Señala si la información presentada corresponde a un problema, una hipótesis, un procedimiento experimental, una inferencia o una conclusión.
6. Indica la importancia de estudiar los espectros atómicos.



El átomo de hidrógeno, modelo atómico de Niels Bohr



Niels Bohr (1885 – 1962), físico danés. Recibió el Premio Nobel de Física en 1922 por sus trabajos sobre la estructura atómica y la radiación.

Considerando lo propuesto por el modelo atómico Rutherford (modelo planetario), el físico danés Niels Henrik David Bohr trató de explicar el espectro de emisión del hidrógeno suponiendo inicialmente, y tal como postuló Ernest Rutherford, que los electrones se movían en órbitas circulares alrededor del núcleo atómico. Pero según la física clásica, una partícula como el electrón (con carga eléctrica), que se mueve en trayectoria circular, debería perder energía constantemente por emisión de radiación electromagnética, razón por la que en algún momento el electrón debía “caer” en el núcleo.

Para sustentar su explicación, Bohr validó las ideas de Planck respecto a los cuantos de energía y postuló que:

1. Solo estarían permitidas órbitas con ciertos radios, correspondientes a energías definidas por los electrones de un átomo.
2. Un electrón en una órbita permitida tendrá una energía específica, presentándose entonces como un **electrón en estado de energía permitida**, razón por la que no irradia energía y no cae al núcleo.
3. Un electrón puede absorber o emitir energía. Cuando pasa de un **estado permitido de energía** (estable) a otro de mayor energía, el electrón absorbe energía. Mientras que cuando un electrón pasa a un nivel de menor energía, se emite energía, dicha emisión podría ser en forma de un fotón, es decir, luz visible.

Desde esta perspectiva, los electrones ocupan regiones del espacio asociadas a niveles de energía cuánticos, pudiéndose expresar las energías asociadas al electrón del átomo de hidrógeno con la ecuación:

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

Donde R_H = Constante de Rydberg igual a $1,096776 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$
 n = Número cuántico principal, que puede tener valores 1, 2, 3, 4.

El hidrógeno tiene un solo electrón, que ocupa el nivel más bajo de energía. La ocupación de los niveles energéticos define el estado del sistema. El **estado fundamental o basal** es el que representa el estado de más baja energía, como muestra el siguiente diagrama:

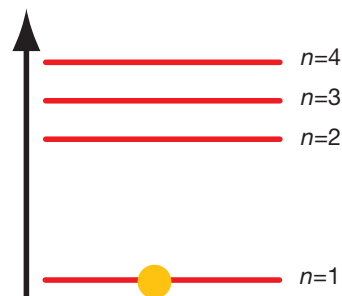


Figura 8. Diagrama de energía del átomo de hidrógeno.

Además, se pueden generar estados excitados, como muestran las siguientes figuras:

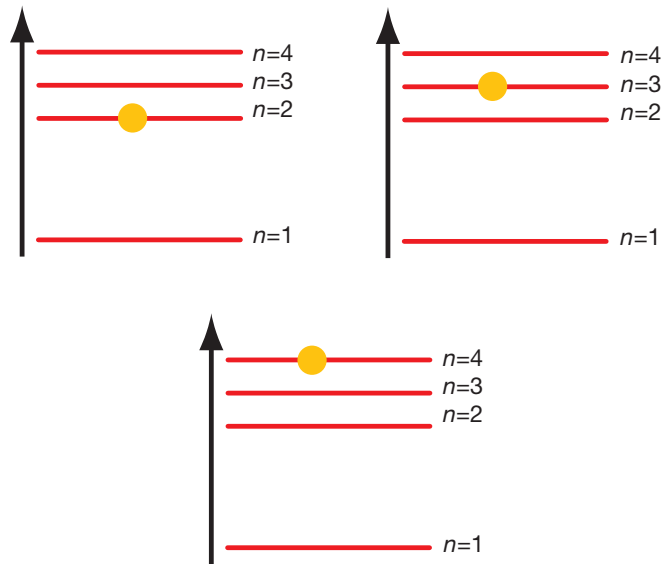


Figura 9. Diagrama de energía de los estados de excitación electrónica del átomo de hidrógeno.

La diferencia de energía entre dos orbitales o estados cuánticos estaría dada por la ecuación de Rydberg, vista con anterioridad. Según esta ecuación, cuando un átomo absorbe energía puede pasar desde un estado de más baja energía a otro de más alta, fenómeno conocido como **excitación electrónica**; y al revés, cuando se encuentra en un estado de alta energía (está excitado) pasa a un estado de más baja energía, emitiendo energía, fenómeno conocido como **relajación electrónica**. Esto se ilustra en los siguientes diagramas:

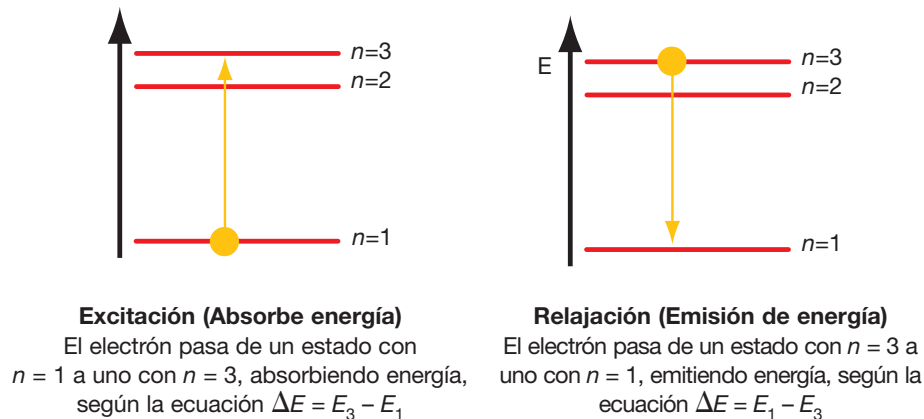


Figura 10. Comparación de los diagramas de energía del átomo de hidrógeno de los estados de excitación y relajación electrónica.

La teoría de Bohr del átomo de hidrógeno permite explicar el espectro de líneas de dicho átomo. La energía radiante absorbida por el átomo hace que el electrón se mueva de una región de menor energía a una de mayor. Inversamente, la energía radiante (en forma de fotón) es emitida cuando el electrón se mueve de una órbita de mayor energía a una de menor. Visto así, la ecuación de Rydberg puede expresarse de la siguiente manera para determinar la diferencia de energías (ΔE) entre el estado inicial (n_i) y el final (n_f):

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

Aplicando esta ecuación, es posible determinar que **la existencia de líneas espectrales puede atribuirse a los saltos cuantizados de electrones entre los niveles de energía.**

A poco andar, el mundo científico determina que el **modelo atómico de Bohr** presenta algunas **limitaciones**, pues logra explicar exitosamente el comportamiento del átomo de hidrógeno, pero no los espectros atómicos de otros átomos.

Además, describe al electrón como una partícula pequeña y no aclara su comportamiento como "onda", cuestión que se analizará en profundidad más adelante.

Aun cuando el modelo de Bohr se convirtió en otro paso más en la búsqueda del modelo actual del átomo, al igual que los de Thomson y Rutherford, impuso dos ideas primordiales que se conservan en el modelo vigente:

1. Los electrones existen en niveles discretos de energía, que se describen con números cuánticos.
2. En el movimiento de un electrón de un nivel de energía a otro interviene energía.

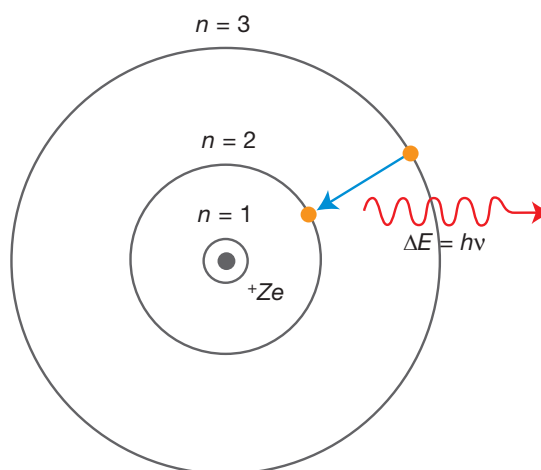


Figura 11. Modelo del átomo de hidrógeno de Bohr. Donde $+Ze$ es la carga positiva del núcleo, la flecha azul indica el salto de un electrón desde una órbita de mayor energía a una de menor energía y la flecha roja indica la energía emitida.

**DESAFÍO
CIENTÍFICO****Habilidades a desarrollar:**

- Analizar.
- Comprender.

El siguiente desafío te permitirá evaluar el nivel de logro que has alcanzado respecto de los siguientes objetivos de aprendizaje:

- Identificar información relevante que sustenta el modelo mecanocuántico, relacionándolo con el comportamiento atómico.
 - Describir la cuantización de la energía del átomo utilizando la información teórica para relacionarla con el espectro electromagnético.
1. ¿Por qué es importante conocer el comportamiento de las ondas para establecer las bases del modelo mecanocuántico de la materia?
 2. ¿Cómo influye el estudio y explicación de los fenómenos como la "radiación del cuerpo oscuro", el "efecto fotoeléctrico" y los "espectros atómicos" en la formulación del modelo mecanocuántico de la materia?
 3. ¿Cuál es el aporte de Planck a la estructuración del modelo atómico actual de la materia?
 4. ¿Qué son los espectros atómicos? y ¿cuál es su utilidad en la configuración del modelo mecanocuántico de la materia?
 5. ¿Cuál es la diferencia entre el estado basal o fundamental y el estado excitado de un electrón?
 6. ¿Cómo puedes justificar que los átomos tengan distintos espectros atómicos?
 7. Cuando un átomo está excitado ¿gana o pierde energía? Justifica tu respuesta.
 8. ¿Qué relación tienen los postulados de Bohr con el espectro del átomo de hidrógeno?



Si tienes alguna duda respecto a lo expuesto hasta aquí en el texto, te invitamos a leer nuevamente las páginas anteriores y, posteriormente, a contestar en tu cuaderno las preguntas planteadas.

No mires el texto para responder; formula tus respuestas con la información que hasta ahora manejas. Posteriormente, revisa tus respuestas en grupo, y con la ayuda del texto y de tu profesor o profesora, verifícalas. Si encuentras algún error en tus respuestas, vuelve a redactarlas. Este ejercicio te permitirá tener una apreciación objetiva respecto a tu proceso de aprendizaje.

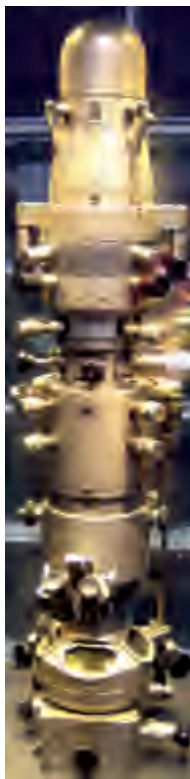
Reflexiona:

- a. ¿Cuántas respuestas elaboradas por ti fueron correctas sin la ayuda del texto o de tu profesor o profesora?
- b. Si recurriste al texto o a tu profesor o profesora para responder algunas de las consultas, ¿por qué fue...? ¿no recordabas? ¿no lo entendías? Explica brevemente.
- c. ¿Consideras que has logrado los aprendizajes esperados? Fundamenta tu respuesta.

La naturaleza dual del electrón

MÁS QUE QUÍMICA

La técnica de difracción de electrones permite, por ejemplo, obtener imágenes de objetos diminutos en los microscopios electrónicos, puesto que partículas pequeñísimas de materia se pueden comportar como ondas. Los microscopios electrónicos utilizan electrones para formar imágenes de objetos diminutos que pueden alcanzar una capacidad de aumento de 500.000 veces su tamaño original, debido a que la longitud de onda de los electrones es muy pequeña.



La teoría de Bohr intrigó más aún al mundo científico cuando postuló que los electrones estaban restringidos a viajar en ciertas órbitas a distancias fijas del núcleo.

Solo en 1924 **Louis de Broglie** dio respuesta a la inquietud, al plantear que *“si las ondas luminosas se pueden comportar como un rayo de partículas, es posible que los electrones posean la propiedades ondulatorias”*.

Sugirió entonces que el electrón, en su trayectoria circular alrededor del núcleo, tenía una longitud de onda (λ) característica, la que dependía de su masa (m) y de su velocidad (v), lo que se expresa en la siguiente ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Donde: λ Longitud de onda.
 h Corresponde a la constante de Planck.
 mv Relación de masa y velocidad que describe la cantidad de movimiento (momentum) para cualquier objeto.

A partir de sus experimentos, De Broglie señala en su tesis doctoral que una corriente de electrones (debido a que su masa es infinitamente pequeña) exhibe el mismo comportamiento ondulatorio que la radiación electromagnética.

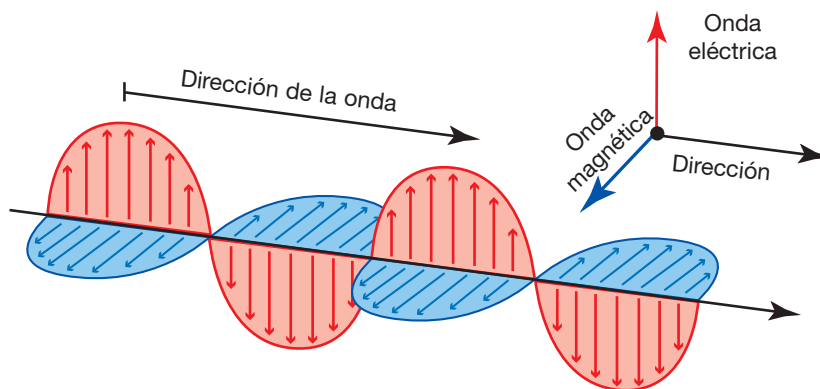


Figura 12. La onda electromagnética presenta campos de vibración eléctricos (color rojo) y campos de vibración magnéticos (color azul).

El electrón tiene un comportamiento dual de corpúsculo y onda, pues posee masa y se mueve a velocidades elevadas. Al comportarse el electrón como una onda, es imposible conocer en forma simultánea su posición exacta y su velocidad; por lo tanto, sólo existe la probabilidad de encontrar un electrón en cierto momento y en una región dada en el átomo.



Mecánica cuántica

Como se mencionó antes, a pesar de los avances alcanzados por el modelo atómico de Niels Bohr, éste presentaba deficiencias cuando se deseaba explicar el espectro de átomos multielectrónicos (que poseen más de un electrón), lo que llevó a otros científicos a suponer la existencia de estructuras dentro del átomo que los modelos anteriores no describían, las que se denominaron **subniveles de energía**.

En 1924, el científico francés Louis de Broglie postuló que los electrones (así como otras partículas materiales) tenían un comportamiento dual de onda y partícula, pues cualquier partícula que tuviere masa y que se moviera a cierta velocidad, podía comportarse además como onda.

En 1927, Werner Heisenberg, a partir de un supuesto matemático, sugiere que es imposible conocer con exactitud la posición, el momento (masa por velocidad) y la energía de un electrón y, en general, de una partícula de pequeño tamaño, lo que se resuelve a medida que la materia tiene mayor tamaño por la razón masa-velocidad que puede alcanzar.

Por ejemplo, si una pelota de tenis es lanzada por un compañero dentro de una habitación, podrás determinar exactamente su posición y velocidad en un tiempo determinado, e incluso su energía. Sin embargo, si esta misma experiencia es realizada con la cabeza de un alfiler, la determinación de su posición, velocidad y energía simultáneamente será una tarea bastante más compleja. No obstante, de algo sí estarás seguro, la cabeza del alfiler no ha salido de la habitación... A este fenómeno, Heisenberg lo denominó **principio de incertidumbre**, y se refiere a la incapacidad de determinar exactamente la posición, velocidad y energía, de manera simultánea, de un electrón dentro del átomo.

En 1927, el físico austriaco Erwin Schrödinger, a partir de sus estudios matemáticos, considerando además las conclusiones de De Broglie, establece una ecuación compleja que al ser resuelta permite obtener una función de onda (ψ), también denominada **orbital**, que en su expresión cuadrática (ψ^2) contiene la información que describe probabilísticamente el comportamiento del electrón en el átomo. Además, establece que esta función de onda corresponde a la distribución de densidad electrónica, que es mayor cerca del núcleo y menor (exponencialmente) en la medida que nos alejamos del núcleo. Este hecho marca el inicio de la **mecánica ondulatoria o mecánica cuántica**.

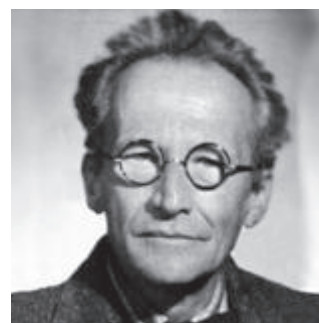
Con la teoría de E. Schrödinger queda establecido que los electrones no **giran en órbitas** alrededor del núcleo tal como lo había propuesto N. Bohr, sino que en **orbitales**, que corresponden a regiones del espacio en torno al núcleo donde hay una alta probabilidad de encontrar a los electrones.



Louis de Broglie (1892 – 1987).
Premio Nobel de Física 1929.



Werner Heisenberg (1901 – 1976).



Erwin Schrödinger (1887 – 1961).

Lo postulado por Schrödinger conduce a la existencia de un número ilimitado de funciones de onda por nivel energético, y a su vez éstas, en un átomo multielectrónico, resultan tener diferentes energías, lo que se denomina subniveles, identificados con las letras *s, p, d, f*.

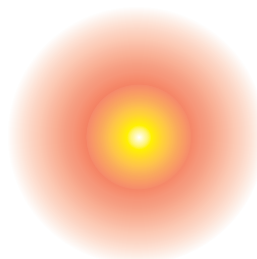


Figura 13. Modelo atómico mecanocuántico.

SABÍAS QUE

Bohr utilizó el átomo de hidrógeno, que posee un protón en el núcleo y un electrón girando alrededor, para desarrollar su modelo.

Estos números derivan de la solución matemática de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno. Permiten representar los orbitales atómicos y describir el comportamiento de los electrones.

En síntesis, la distribución de los electrones alrededor del núcleo obedece a una serie de reglas o **principios de la teoría mecanocuántica**, que se traducen en un modelo matemático que reconoce tres números básicos denominados **números cuánticos**. Hay un cuarto número cuántico descubierto en 1925 por George Uhlenbeck y Samuel Goudsmit, llamado Espín.

Números cuánticos

1. Número cuántico principal (*n*): corresponde a los niveles de energía que a su vez estarían formados por uno o más subniveles (*l*), los que van aumentando en la medida que nos alejamos del núcleo. Este número también se relaciona con la distancia promedio del electrón al núcleo en un orbital específico. Así, a mayor valor de *n*, mayor la distancia promedio del electrón respecto del núcleo y por ende mayor y menos estable es el orbital. Este número puede ir desde el uno en adelante, expresándose sólo en números enteros.

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

En la práctica *n* llega hasta 7.

2. Número cuántico secundario (*l*): también conocido como número cuántico de momento angular o azimutal, puede tener valores desde 0 hasta (*n* - 1) para cada valor del número cuántico principal (*n*). Este define la forma que tiene el orbital.

Se calcula considerando: $l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$

Por ejemplo: Si $n = 1$, $l = 0$
 Si $n = 2$, $l = 0, 1$
 Si $n = 3$, $l = 0, 1, 2$
 Si $n = 4$, $l = 0, 1, 2, 3$



Para expresarlo cómodamente y evitar la confusión, la comunidad científica ha aceptado que los números que representan los subniveles sean reemplazados por las letras *s*, *p*, *d*, *f*, respectivamente; las que representan distintos tipos de orbitales, por lo tanto:

<i>n</i>	<i>l</i> en número	<i>l</i> en letras
1	0	<i>s</i>
2	0, 1	<i>s</i> , <i>p</i>
3	0, 1, 2	<i>s</i> , <i>p</i> , <i>d</i>
4	0, 1, 2, 3	<i>s</i> , <i>p</i> , <i>d</i> , <i>f</i>

3. **Número magnético (m_l):** se calcula según el valor del número cuántico secundario (*l*), adquiriendo todos los valores, que van desde el $-l$ hasta $+l$ ($-l, \dots, 0, \dots, +l$). Este número describe la orientación del orbital en el espacio.

Por ejemplo:

- a. Para $l = 0$ (*s*), $m = 0$, esto significa que existe un solo orbital.
 b. Para $l = 1$ (*p*), m va desde el $-1, 0, 1$, esto significa que existen tres orbitales, los que se conocen como p_x, p_y, p_z o como p_1, p_2, p_3 .
 c. Para $l = 2$ (*d*), m va desde el $-2, -1, 0, +1, +2$, lo que significa que en el subnivel 2 existen cinco orbitales, los que se conocen como d_1, d_2, d_3, d_4, d_5 .

4. **Espín (*s*):** para comprender su significado debemos considerar que los electrones se desplazan girando sobre su propio eje, lo que genera a su alrededor un campo magnético que permitiría la existencia de un máximo de dos electrones por orbital con espines opuestos $+1/2$ y $-1/2$. Figura 14.

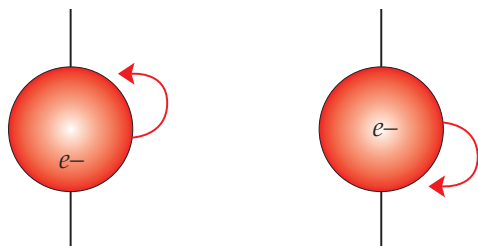


Figura 14. Espín de un electrón.

Gracias a los cuatro números cuánticos (*n*, *l*, *m*, *s*) es posible identificar completamente un electrón en algún orbital de cualquier átomo. Así, por ejemplo, para un electrón ubicado en el orbital 2*s* los números cuánticos serán:

$$\begin{aligned} n &= 2 \\ l &= 0 \\ m &= 0 \\ s &= +1/2 \text{ o } -1/2 \end{aligned}$$

Este número cuántico (*s*) puede tener un valor de $+1/2$ o $-1/2$, no depende de ninguno de los otros tres números cuánticos. De hecho, el primer electrón presente en un orbital puede poseer el espín $+1/2$ o $-1/2$; el segundo tendrá el signo opuesto al primer electrón, ya que dos electrones presentes en un mismo orbital poseen espines diferentes y la presencia de ambos electrones se suele anotar como $\pm 1/2$.

MÁS QUE QUÍMICA

Al buscar información complementaria en textos e Internet, podrás desarrollar habilidades de investigación, formas de observación, razonamiento y de proceder, característicos de la metodología científica. Anímate y hazlo, ya que estas habilidades no te servirán exclusivamente en química.



Orbitales atómicos

Los números cuánticos permiten analizar en profundidad los orbitales atómicos de los átomos simples, como el hidrógeno, hasta los átomos polieletrónicos según la relación que se muestra en la siguiente tabla:

n	l	m	Número de orbitales en la subcapa	Designación de los orbitales atómicos*	Número total de orbitales en la capa
1	0	0	1	1s	1
2	0	0	1	2s	4
	1	-1, 0, +1	3	$2p_x, 2p_y, 2p_z$	
3	0	0	1	3s	9
	1	-1, 0, +1	3	$3p_x, 3p_y, 3p_z$	
	2	-2, -1, 0, +1, +2	5	$3d_{yz}, 3d_{xz}, 3d_{xy}, 3d_{x^2-y^2}, 3d_z^2$	

*x, y, z corresponden a los ejes a lo largo de los cuales se encuentra orientado el orbital, en las tres dimensiones.

Orbitales s: definir la forma de un orbital no es tarea fácil, pues en rigor éstos no tienen una forma bien definida, ya que la ecuación de onda que caracteriza a cada orbital se extiende desde el núcleo hasta el infinito. La Figura 15 muestra la disposición esférica de los orbitales 1s, 2s, 3s.

No obstante, pensar y determinar una forma aproximada para los orbitales nos permitirá comprender con mayor facilidad los enlaces químicos.

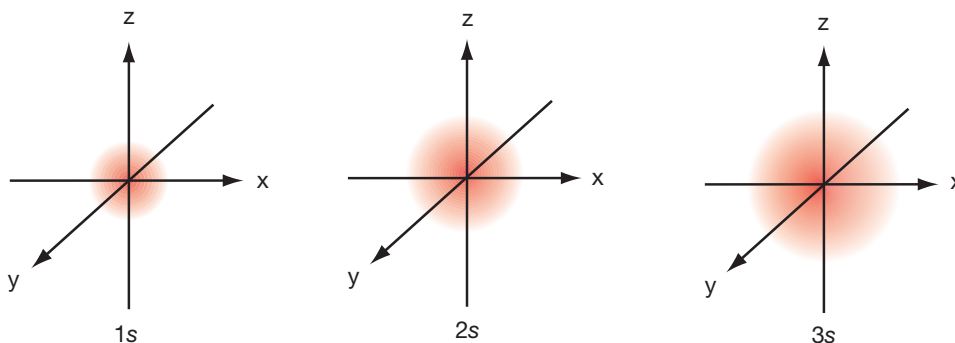


Figura 15. Orbitales s.

Orbitales p: estos comienzan en el nivel 2 ($n = 2$). Si $n = 2$, l toma los valores 0 y 1. Cuando l es 1, los números cuánticos magnéticos asociados son $-1, 0, +1$, presentando entonces tres orbitales ($2p_x, 2p_y, 2p_z$), como muestra la Figura 16.

Donde:

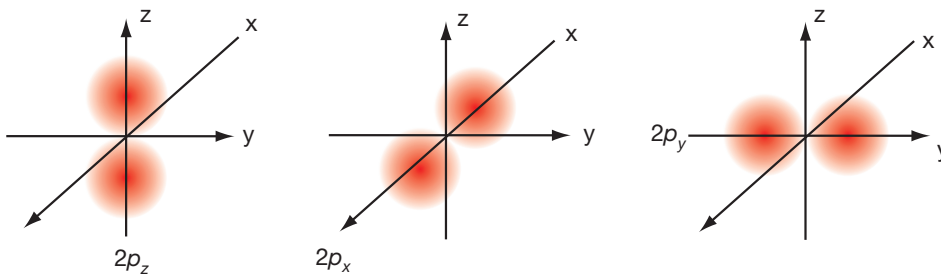


Figura 16. Orbitales p.

A diferencia de los orbitales *s*, en los orbitales *p* la densidad electrónica se concentra en dos regiones a los lados del núcleo, denominadas lóbulos, separadas por un nodo, en donde se encontraría el núcleo atómico.

Al igual que los orbitales *s*, los *p* crecerán en la medida que aumente el nivel cuántico principal, es decir, $2p$ será más pequeño que $3p$, y este a su vez más pequeño que $4p$.

Orbitales d: los orbitales *d* aparecen cuando $n = 3$ o mayor. Si $n = 3$, y el valor de l es 2, da origen a los números cuánticos magnéticos $-2, -1, 0, +1, +2$, que corresponde a los orbitales $3d_{x^2-y^2}$, $3d_{xy}$, $3d_{yz}$, $3d_{xz}$, $3d_{z^2}$, que se muestran en la Figura 17.

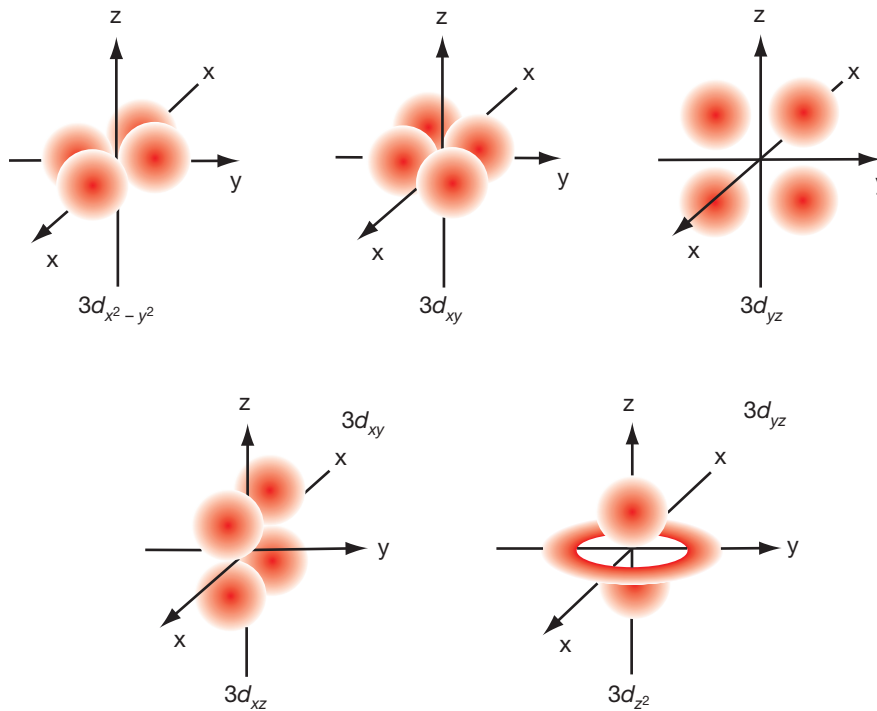


Figura 17. Orbitales d.

Por último, cuando n alcanza el valor 4 o mayor, hay siete orbitales *f* equivalentes.

Orbitales y sus energías

La utilidad del modelo mecanocuántico radica en la extensión que se puede hacer a átomos con más de un electrón. No obstante, se debe tener en cuenta que la presencia de más de un electrón altera considerablemente las energías de los orbitales.

Por ejemplo, en el hidrógeno la energía de un orbital sólo depende del número cuántico principal (n), y las subcapas $3s$, $3p$ y $3d$ tendrán la misma energía, denominándose como *degenerados*. En cambio, en un átomo con muchos electrones, la repulsión electrón - electrón hace que las subcapas presenten diferentes energías, como muestra la siguiente figura:

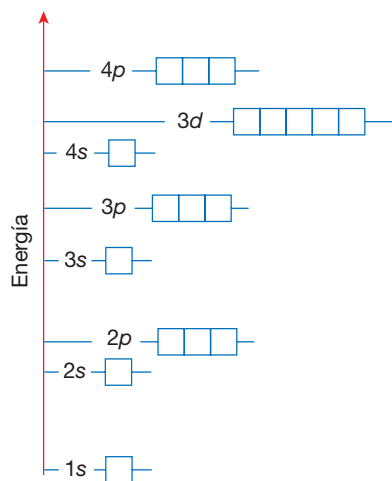


Figura 18. Diagrama de los niveles energía de átomos polielectrónicos.

En síntesis, se puede indicar que “en un átomo con muchos electrones, para un valor dado de n , la energía de un orbital aumenta al incrementarse el valor de l ”.



DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Aplicar.
- Asociar.

1. Determina los valores del número cuántico principal, número cuántico de momento angular y el número cuántico magnético para los siguientes orbitales y subniveles:

a. $3p$	b. $4s$	c. $4d$
---------	---------	---------
2. Indica cuál es el número de orbitales asociado con los siguientes números cuánticos principales:

a. $n = 2$	b. $n = 3$	c. $n = 4$
------------	------------	------------
3. Identifica los números cuánticos de los electrones que se ubican en los siguientes orbitales:

a. $1s$	b. $2p$	c. $3p$
---------	---------	---------
4. Determina el orden decreciente de energía del siguiente grupo de orbitales en un átomo de hidrógeno: $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$. Explica brevemente el ordenamiento que haces al respecto.
5. Para átomos con más de un electrón, indica el orden creciente de energías de los siguientes grupos de orbitales:

a. $1s$, $3s$, $2s$, $3d$, $2p$	b. $1s$, $3s$, $4s$, $4d$, $3p$, $2s$, $2p$, $4p$, $3d$
-------------------------------------	-----------------------------------------------------------------



Para entender el comportamiento electrónico de átomos polielectricos se establece la **configuración electrónica**, que informa cómo están distribuidos los electrones entre los diferentes orbitales atómicos.

De esta forma, la **configuración electrónica** de un átomo estaría descrita mediante el esquema cuyo orden de llenado se indica mediante flechas en la Figura 19.

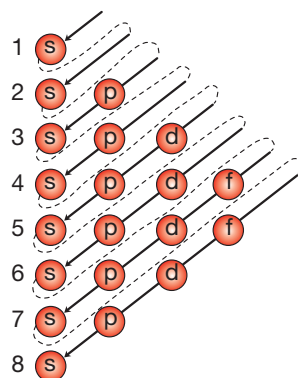


Figura 19. Esquema de llenado de los orbitales atómicos.

El esquema de la Figura 19 muestra el orden de llenado de la configuración electrónica que corresponde. Como podrás observar, dicho llenado está íntimamente relacionado con la energía de los orbitales.

Principios de construcción

A pesar de estar prácticamente establecida la estructura atómica, algunos aspectos energéticos y electrónicos impedían comprender a cabalidad el comportamiento de los electrones en átomos multielectronicos. La respuesta llegó mediante el principio de **Aufbau o de construcción**, que se compone de los siguientes principios:

- Principio de mínima energía:** "Los electrones se ubican primero en los orbitales de más baja energía; por lo tanto, los de mayor energía se ocuparán sólo cuando los primeros hayan agotado su capacidad". Figura 20.

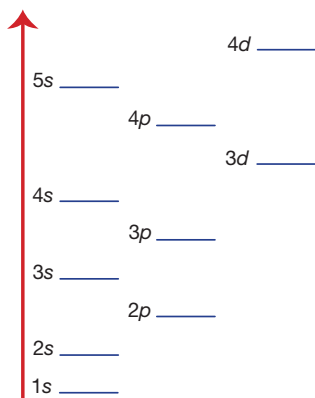


Figura 20. Niveles de energía de átomos polielectronicos.

2. Principio de exclusión de Pauli: los orbitales son ocupados por dos electrones como máximo, siempre que presenten espines distintos (Figura 21). Por lo tanto, en un orbital no pueden existir dos electrones que tengan los mismos números cuánticos.

Para el orbital que tiene más de un subnivel, por ejemplo p , se tiene:

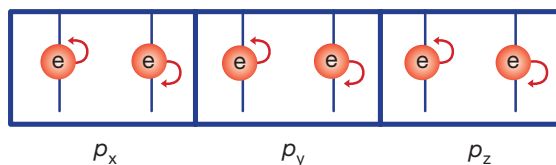


Figura 21. Orbitales p ocupados por el máximo de sus electrones.

3. Principio de máxima multiplicidad de Hund: en orbitales de la misma energía, los electrones entran de a uno, ocupando cada orbital con el mismo espín. Cuando se alcanza el semilllenado, recién se produce el apareamiento con los espines opuestos (Figura 22).

Para p se tiene:

p_x, p_y, p_z

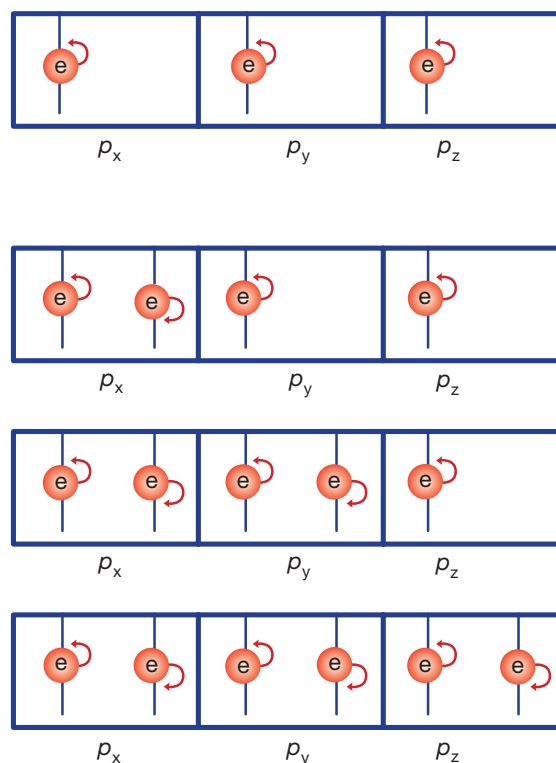


Figura 22. Orbitales p que muestran el llenado progresivo de los electrones en el subnivel.

MÁS QUE QUÍMICA

W. Ernst Pauli (1900 – 1958), físico austriaco, estudió en Döblinger Gymnasium de Viena, donde se licenció en física en 1918, y sólo tres años más tarde, en 1921, recibió el grado de doctor en física en la Universidad de Ludovico – Maximiliano de Múnaco. En 1945 recibió el Premio Nobel de Física por su trabajo en el “principio de exclusión”.



Según estos principios, en los subniveles existe un número específico de electrones: por ejemplo, en el subnivel *s*, donde hay un solo orbital, existen dos electrones como máximo, mientras que en el subnivel *p*, donde hay tres orbitales, existe un máximo de seis electrones, dos de ellos en *p_x*, otros dos en *p_y* y los últimos dos en *p_z*. En el subnivel *d* hay cinco orbitales con un total de 10 e⁻, y en el subnivel *f* hay siete orbitales con un total de 14 e⁻ (Figura 23).

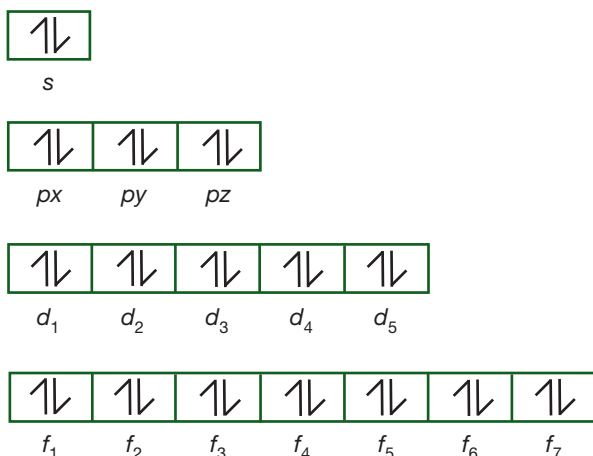


Figura 23. Representación del número máximo de los electrones por subnivel.



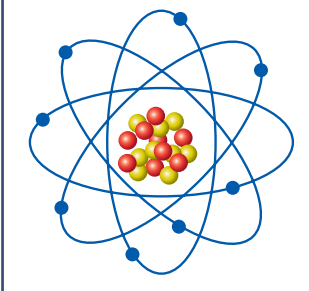
El aprendizaje es un proceso constante y sistemático. Al respecto, marca, según corresponda, si usas o no las siguientes estrategias metacognitivas:

Criterios de evaluación	Sí	No
1. Diriges tu atención hacia información clave como: los títulos, subtítulos, tablas, diagramas o las palabras marcadas con negrita, entre otras.		
2. Estimulas la codificación, vinculando la información nueva con la que ya estaba en tu memoria.		
3. Construyes esquemas mentales que organizan y explican la información que estás procesando.		
4. Favoreces la vinculación de informaciones provenientes de distintas áreas o disciplinas.		
5. Reconoces las acciones y situaciones que nos facilitan el aprendizaje para que puedas repetir o crear las condiciones óptimas para adquirir el conocimiento bajo el estilo propio.		

Si el mayor número de respuestas es no, intenta realizar la estrategia mencionada para fortalecer tus habilidades metacognitivas.

MÁS QUE QUÍMICA

En el trabajo realizado por los científicos ya estudiados, y los que seguirás estudiando, podrás observar la capacidad de saber reconocer que nadie es poseedor de la verdad absoluta. Cada uno de ellos puso su trabajo a disposición de la humanidad para que fuese cuestionado y mejorado, gracias a lo cual se desarrolló el actual modelo atómico de la materia, con partículas eléctricas (Thomson), un núcleo (Rutherford) y orbitales (Bohr) que componen la “corteza” atómica.



En <http://www.educaplus.org/sp2002/configuracion.html> podrás encontrar ejemplos de configuración electrónica y la aplicación del principio de construcción paso a paso y desarrollar ejercicios.

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

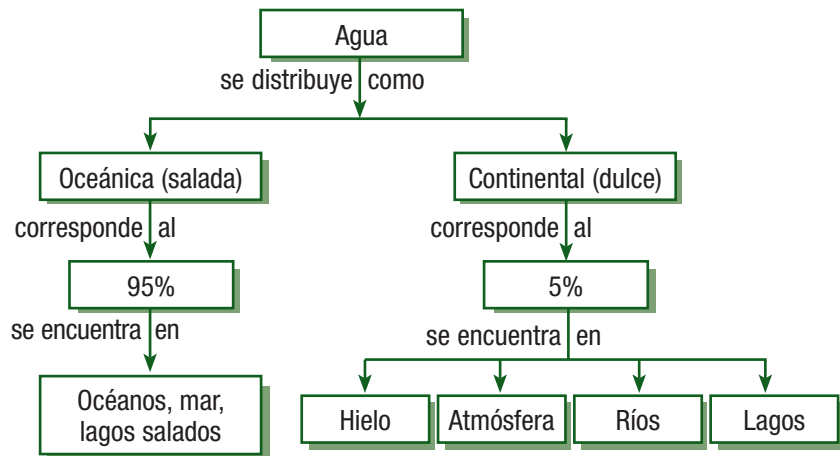
- Deducir.
- Relacionar datos.

1. ¿Cuántos orbitales tienen los siguientes subniveles? y ¿cuántos electrones como máximo puede alojar cada uno?
 - a. Subnivel *d*.
 - b. Subnivel *f*.
2. Completa las siguientes oraciones:
 - a. El número cuántico _____ se simboliza con la letra _____ y toma valores 0, 1, 2, 3... hasta (n - 1).
 - b. El máximo de electrones para el orbital "s" son _____ e⁻.
 - c. A los subniveles 0 y 2 se les asignan las letras _____ y _____.
 - d. El subnivel _____ tiene tres orbitales.
 - e. El número cuántico magnético toma los valores _____.
3. ¿Qué puedes deducir de las siguientes figuras del texto?
 - a. Figura 19. Esquema de llenado de los orbitales atómicos.
 - b. Figura 20. Niveles de energía de átomos polielectrónicos.
 - c. Figura 22. Orbitales p que muestran el llenado progresivo de los electrones en el subnivel.
4. De acuerdo con la información que manejas, responde las preguntas:
 - a. ¿Cuál es la importancia de conocer la "forma" de los orbitales atómicos?
 - b. ¿Por qué es útil conocer la energía de los orbitales atómicos?
 - c. ¿Qué es un átomo degenerado?
 - d. ¿Cuál es la relación entre la energía de los orbitales atómicos y la configuración electrónica?



¿Cómo va tu proceso de aprendizaje?

- a. Desarrolla una lista de los conceptos que has aprendido sobre la estructura atómica y construye un esquema para relacionarlos. Para construir el esquema, ubica un concepto clave y relaciona los conceptos usando flechas y palabras que te permitan leer la relación existente. Mira el esquema sobre la distribución del agua en el planeta, que te servirá como modelo.



- b. Observa con atención el esquema que has construido. ¿Cuál de los conceptos mencionados o relaciones establecidas es el que tienes menos claro? ¿A qué asocias esto? ¿Qué harás para mejorar la situación?



La configuración electrónica

La configuración electrónica explica la ubicación probable de los electrones considerando cada uno de los aportes y postulados establecidos por los diferentes científicos que se han estudiado a lo largo de la unidad.

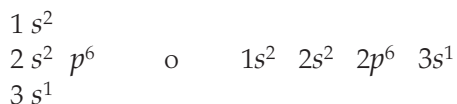
Para desarrollarla fácilmente estableceremos el siguiente protocolo:

- 1º Identifica el número de electrones que tiene el átomo o ión por configurar.
- 2º Escribe la estructura de configuración electrónica según el orden de llenado que obedece al principio de mínima energía.
- 3º Completa la configuración electrónica asignando a cada subnivel el máximo de electrones posibles. **Nunca utilices el nivel siguiente si el anterior no está lleno**, pues los electrones por atracción siempre tratarán de estar lo más cerca del núcleo.
- 4º Existen cuatro formas de escribir la configuración electrónica:
 - a. **Global:** en ella se disponen los electrones según la capacidad de nivel y subniveles.
 - b. **Global externa:** también se le denomina configuración electrónica resumida. Se indica en un corchete el gas noble anterior al elemento configurado y posteriormente los niveles y subniveles que no están incluidos en ese gas noble y pertenecen al elemento configurado. Este tipo de configuración es muy útil cuando el interés está concentrado en conocer los electrones más externos o lejanos al núcleo, es decir, los que se ubican en la capa más externa, llamados **electrones de valencia**.
 - c. **Por orbital detallada:** se indica la ubicación de los electrones por orbital.
 - d. **Diagrama de orbitales:** en este se simboliza cada orbital por un casillero, utilizando las expresiones \uparrow y \downarrow para representar la disposición del espín de cada electrón.

Ejemplos:

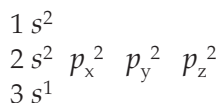
Número 1: configuraremos el Na.

Se sabe que el Na tiene 11 e⁻; por lo tanto, su configuración electrónica global será:

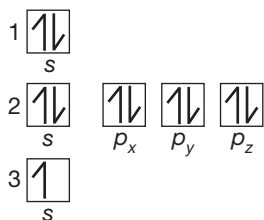


La configuración global externa será: [Ne] 3s¹

La configuración detallada por orbital:

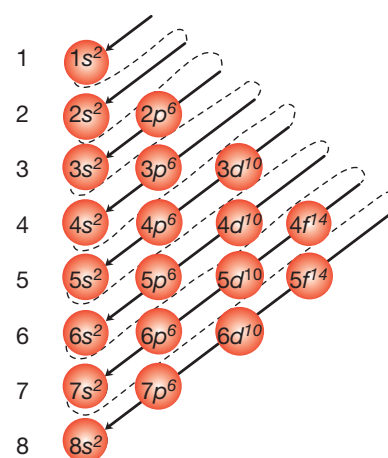


El diagrama por orbital:



SABÍAS QUE

Al configurar, hay que respetar el orden de llenado y la aplicación de los principios de construcción. Además, los electrones de valencia son los electrones exteriores en un átomo, los que participan en la formación de los enlaces.



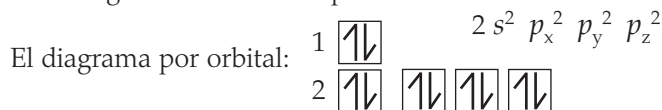
Esquema de llenado de los orbitales atómicos.

Número 2: el ión Al^{3+} presentaba $10 e^-$, entonces su configuración electrónica será:



La configuración global externa será: $_{10}[\text{Ne}]$

La configuración detallada por orbital: $1s^2$



DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Interpretar resultados.
- Comparar.
- Aplicar.
- Predecir.

El siguiente desafío te permitirá evaluar el nivel de logro que has alcanzado respecto de los siguientes objetivos de aprendizaje:

Formular la configuración electrónica de diversos elementos químicos considerando los números cuánticos.

1. Establece los números cuánticos (n , l , m y s) para el electrón de valencia de mayor energía indicado en cada caso. A este electrón se le denomina electrón diferencial y en un átomo hay sólo uno.
 - a. $3p^3$, sería indicar los cuatro números cuánticos para el electrón ubicado en $3p_z^1$.
 - b. $2s^1$ c. $4p^2$ d. $3d^5$
2. Determina la configuración electrónica global de los siguientes elementos. Cuando los electrones de un mismo orbital ocupan ambos giros, se debe indicar que el espín es igual a $\pm 1/2$.

a. Hidrógeno	e. Azufre	i. Helio
b. Potasio	f. Cloro	j. Neón
c. Flúor	g. Magnesio	k. Argón
d. Carbono	h. Nitrógeno	l. Criptón
3. Explica brevemente cuál será el comportamiento de los electrones de valencia de acuerdo con los valores de n , l , m_l y s de la pregunta anterior.
4. Compara la configuración global, los diagramas de orbitales y los números cuánticos de los elementos químicos pertenecientes a los gases nobles (Helio, Neón, Argón y Criptón) con los otros elementos configurados del punto 2.
 - a. ¿Qué diferencias observas en la configuración global?
 - b. ¿Qué diferencias observas en los diagramas de orbitales?
 - c. ¿Qué diferencias observas en los números cuánticos de sus electrones de valencia?
 - d. Investiga qué relación tienen las comparaciones realizadas con la formación de iones.



Reflexiona frente al objetivo de aprendizaje enunciado en el desafío científico. Indica cuál ha sido tu nivel de logro.

Logrado, Medianamente logrado, No logrado. Justifica.

LHC: el experimento del siglo XXI

El diario electrónico Español "La Gaceta" describió lo que se transformaría en la noticia del mes y tal vez del año el 10 de septiembre de 2008. "Llegó la hora de la verdad. Tras una larga y tensa espera, miles de físicos cruzarán los dedos expectantes ante el instante en que, por fin, se pondrá en marcha el Gran Colisionador de Hadrones (LHC, por sus siglas en inglés de Large Hadron Collider), considerado ya como el experimento científico del siglo".

El LHC es un acelerador y colisionador de partículas ubicado en la Organización Europea para la Investigación Nuclear (CERN), cerca de Ginebra, en la frontera franco-suiza. Se diseñó para colisionar haces de hadrones, más exactamente de protones de 7 TeV de energía (TeV = Teraelectrón-voltio), siendo su propósito principal examinar la validez y límites del modelo estándar, que actualmente es el marco teórico de la física de partículas.

Los protones, acelerados a velocidades del 99% de c (velocidad de la luz, 300.000 km/s) y chocando entre sí en direcciones diametralmente opuestas, producirían altísimas energías que permitirían simular algunos eventos ocurridos durante o inmediatamente después del big bang.

Este experimento consta básicamente de un túnel circular de 27 kilómetros de largo, dentro del cual viajarán dos rayos de partículas en direcciones opuestas. En cuatro lugares distintos del anillo intersectarán y las partículas chocarán con las que vengán viajando en dirección contraria. En dichos puntos se han construido cuatro enormes detectores (se dice que cada uno tiene el tamaño de una catedral) para obtener los resultados de las colisiones.

Los protones se acelerarán hasta tener una energía de 7 TeV cada uno (siendo el total de energía de la colisión de 14 TeV).

Pero además de la construcción de un colosal colisionador, la CERN ha debido generar un nuevo

programa computacional, pues el LHC requerirá de enormes espacios de almacenamiento generará 15 Petabytes (15 millones de Gigabytes) de datos por año-, lo que indica que ningún PC conocido sería capaz de procesar esa cantidad de información. Por ello, se desarrolló un programa de cómputo en red denominado "Grid computing", que aspira a enlazar a cientos de los mayores centros de cómputo en todo el mundo.

Teóricamente se espera que una vez en funcionamiento se detecte la partícula conocida como el bosón de Higgs (a veces llamada "la partícula de Dios"). La observación de esta partícula confirmaría las predicciones y "enlaces perdidos" del modelo estándar de la física, pudiéndose explicar cómo las otras partículas elementales adquieren propiedades como su masa. Verificar la existencia del bosón de Higgs sería un paso significativo en la búsqueda de una teoría que unifica tres de las cuatro fuerzas fundamentales conocidas, quedando fuera de ella únicamente la gravedad. Además, este bosón podría explicar por qué la gravedad es tan débil comparada con las otras tres fuerzas. Junto al

bosón de Higgs también podrían producirse otras nuevas partículas, que fueron predichas teóricamente, y para las que se ha planificado su búsqueda, como los strangelets, los microagujeros negros, el monopol magnético o las partículas supersimétricas, además de responder a preguntas fundamentales para la ciencia, tales como:

¿Qué es la masa?, ¿cuál es el origen de la masa de las partículas?, ¿cuál es el origen de la masa de los bariones?, ¿cuántas son las partículas totales del átomo?, ¿por qué las partículas elementales tienen diferentes masas?, ¿qué es la materia oscura? Y despejar las dudas respecto a la existencia de las partículas supersimétricas.

Científicos de todo el mundo aseguran que además de dar respuesta a cuestiones fundamentales, el LHC traerá para la humanidad la posibilidad de incursionar en nuevas tecnologías para la cura del cáncer y sistemas computacionales que permitirán procesar una gran cantidad de información, entre otros beneficios.



PARA LA REFLEXIÓN

1. ¿Qué plantea la teoría del big bang?, ¿por qué se indica que este experimento permitirá reproducirlo?
2. ¿Qué son los hadrones?
3. ¿Qué son los quark?
4. ¿Qué son los bariones?
5. ¿Qué relación tienen las partículas mencionadas en las preguntas 1 a la 3 con la estructura de la materia y el modelo mecanocuántico?
6. Investiga qué resultados se han obtenido en el LHC.

Habilidades a desarrollar:

- Analizar datos.
- Comparar.
- Sistematizar información.

Revisemos lo aprendido del Tema 1

I. Ítem de desarrollo: responde según lo pedido en cada una de las preguntas dadas a continuación:

1. Completa la información solicitada en la siguiente tabla:

Elemento	Nº de electrones	Configuración electrónica	Electrones de valencia
Helio	2		
	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	
	8		6
Neón		$1s^2 2s^2 2p^6$	
Sodio	11		
		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2
Aluminio			3

2. Según la configuración electrónica de los átomos neutros y de los iones, ¿qué cambios experimentan los átomos al convertirse en los siguientes iones?

- a. ${}_{17}\text{Cl} \rightarrow {}_{17}\text{Cl}^-$ d. ${}_{19}\text{K} \rightarrow {}_{19}\text{K}^+$
 b. ${}_{20}\text{Ca} \rightarrow {}_{20}\text{Ca}^{2+}$ e. ${}_{8}\text{O} \rightarrow {}_{8}\text{O}^{2-}$
 c. ${}_{16}\text{S} \rightarrow {}_{16}\text{S}^{2-}$ f. ${}_{12}\text{Mg} \rightarrow {}_{12}\text{Mg}^{2+}$

3. Explica los siguientes principios:

- a. De incertidumbre.
 b. De mínima energía.
 c. De exclusión de Pauli.
 d. De máxima multiplicidad de Hund.

4. Completa la información solicitada en la siguiente tabla:

Número atómico (se simboliza con una Z y corresponde al número de protones del átomo)	Configuración global externa
13	
	$[\text{Ne}] 3s^1$
4	
	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
14	
7	
	$[\text{Ne}] 3s^2 p^5$
20	
	$[\text{Ar}] 4s^1$

5. Escribe la configuración electrónica global de los elementos cuyos números atómicos son los siguientes:

- a. 2 b. 5 c. 8 d. 10

6. Escribe los diagramas de orbital de los elementos cuyos números atómicos son los siguientes:

- a. 4 b. 6 c. 11 d. 13

7. Determina el número de electrones de valencia para cada uno de los elementos configurados en los ejercicios 4 y 5.

8. ¿Qué información puedes obtener en los siguientes casos?

- a. De la configuración electrónica global externa.
 b. De la configuración electrónica detallada por orbital.

9. ¿Qué principios de construcción o de *Aufbau* necesitas aplicar para desarrollar la configuración electrónica detallada por orbital?

10. Indica los números cuánticos para:

- a. $3s^2$ b. $2p^3$ c. $2s^2$ d. $3p^3$

11. Dada la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, indica:

- a. Valor de Z.
 b. Números cuánticos para los electrones de la capa más externa.

12. Para los siguientes Z:

- Z = 19 Z = 12 Z = 18 Z = 10

Obtén:

- a. Configuración electrónica global externa.
 b. Números cuánticos asociados a las orbitales del último nivel con electrones.
 c. Grupo y período.
 d. Orbitales.

II. Ítem de opción única: elige la letra de la alternativa correcta según el enunciado dado.

- Respecto a la estructura del átomo, es cierto afirmar que:
 - Los electrones poseen cargas negativas.
 - Los neutrones poseen cargas positivas ubicadas en el núcleo.
 - Los protones se ubican en el núcleo.
 - Los electrones poseen cargas positivas.

a. Sólo I c. Sólo I y II e. Sólo I y III
b. Sólo II d. Sólo II y IV
- Actualmente, el modelo que describe el comportamiento del átomo es:
 - Modelo planetario.
 - Modelo nuclear.
 - Modelo mecanocuántico.

a. Sólo I c. Sólo III e. Sólo II y III
b. Sólo II d. Sólo I y III
- Se posee un elemento X, cuyo número atómico (Z) es 12 y se sabe que su número másico es 32. El número másico se simboliza con una letra A y corresponde a la suma de sus protones y neutrones. Con esta información indique el número de protones, electrones y neutrones para el elemento X, en el orden solicitado.

a. 12, 12 y 32. d. 32, 20 y 32.
b. 12, 20 y 32. e. 20, 12 y 12.
c. 12, 12 y 20.
- El número de electrones del ión "X⁵⁺" de Z = 20 y A = 40 es:

a. 20 c. 15 e. 35
b. 25 d. 40
- El número de neutrones para el ión "Y³⁻" de A = 30 y Z = 15 es:

a. 15. c. 10. e. 25.
b. 20. d. 30
- ¿Cuál es el número de electrones de valencia según la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^1$?

a. 2 b. 1 c. 3 d. 5 e. 4
- A los subniveles 0 y 2 se les asignan las letras ____ y ____:

a. s - d c. s - p e. p - s
b. s - f d. p - d

Autoevaluación

Como parte del proceso de aprendizaje, es fundamental que revises el nivel de logro que obtienes. Sé honesto(a) al responder. Solo tú sabrás estas respuestas, y su resultado te permitirá revisar aquellos aspectos que consideras que no han sido completamente logrados.

Marca con una **X** el casillero que corresponda:

Logrado (L): has logrado plenamente.

Medianamente Logrado (ML): has logrado parcialmente el aprendizaje, aún falta trabajar algunos aspectos.

Por lograr (PL): aún no logras el aprendizaje; debes seguir trabajando para hacerlo.

Indicador de logro	L	ML	PL
Identifico la información relevante que sustenta el modelo mecanocuántico, relacionándola con el comportamiento atómico.			
Describo la cuantización de la energía del átomo utilizando información teórica y evidencias experimentales para relacionarla con el espectro electromagnético.			
Relaciono la estructura atómica de la materia a partir de los números cuánticos, prediciendo su comportamiento en átomos de número atómico menor que 20.			
Describo el átomo desde el punto de vista de la mecánica cuántica, utilizando evidencias experimentales.			
Defino los tres números cuánticos relacionándolos con la estructura atómica para describir los estados permitidos para un electrón.			
Formulo la configuración electrónica de diversos elementos químicos para relacionarlos con los números cuánticos.			
Identifico problemas, hipótesis, procedimientos experimentales, inferencias y conclusiones en investigaciones clásicas.			

Para aquellos aprendizajes que fueron insuficientes (**ML** y **PL**), retoma las páginas del texto para revisar y estudiar, hasta conseguir así la meta de aprendizaje.



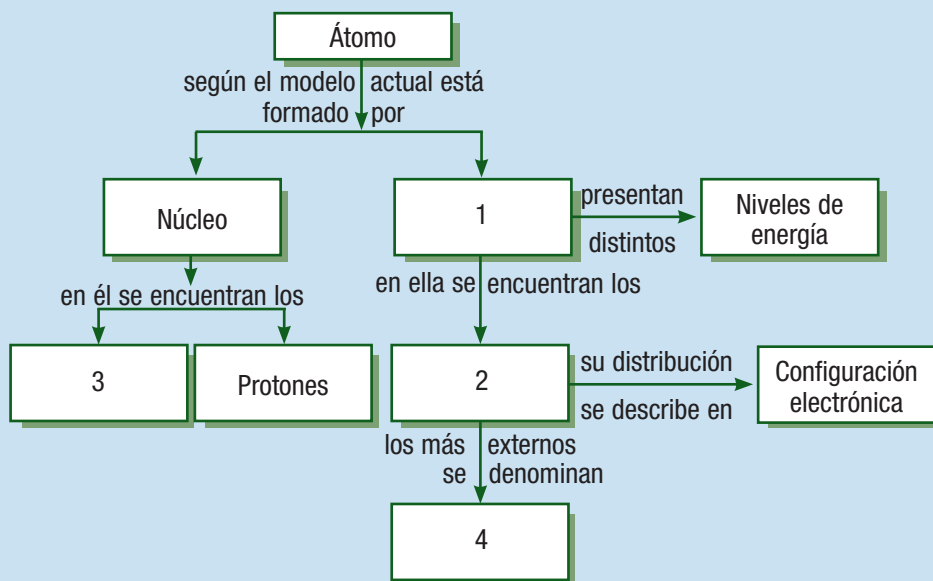
TEMA 2

Propiedades periódicas

Estudiarás en este tema:

- Tabla periódica.
- Metales, no metales y metaloides.
- Propiedades periódicas.

Cada objeto o cosa de la naturaleza tiene características o propiedades que lo hacen único e irrepetible. Sucede lo mismo con los elementos químicos. Precisamente, gracias a esas propiedades, la cantidad de compuestos que se pueden formar espontáneamente se multiplica miles de veces por cada elemento conocido. Observa con atención y completa el siguiente esquema:



Respecto al esquema, responde en tu cuaderno:

1. ¿Cuál crees es la importancia de los electrones de valencia?
2. ¿Participarán los protones en la formación de compuestos? Justifica tu respuesta.



Y para comenzar...

Imagina la siguiente situación:

1. En una cómoda que tiene cuatro cajones debes ordenar tu ropa de la forma más eficiente posible. Tienes diez piezas de ropa interior, siete poleras, ocho camisas o blusas, ocho pantalones, cinco faldas o shorts, cuatro chalecos, tres chombas, tres pijamas y cuatro chaquetas.
 - a. ¿Cómo la distribuirías?
 - b. ¿Qué criterios usas para ordenarla?
 - c. Existe otra forma de distribución. ¿Cuál?
 - d. ¿Usarías otro mueble para distribuir tu ropa? ¿Qué características debe tener?
2. Un científico desea ordenar tu ropa eficientemente según los siguientes criterios: color, uso y temporada en la que se acostumbra.
 - a. ¿Puede usar el mismo mueble?
 - b. Si tu respuesta es positiva, ¿cómo organiza la ropa?
 - c. Si tu respuesta es negativa, ¿cuántas divisiones debería tener el nuevo mueble? y ¿cómo distribuirá la ropa?



Ordenando elementos químicos

Estudiaremos:

- Criterios de clasificación de los elementos químicos.

Introducción

En el Universo existe una gran cantidad de elementos químicos, cada uno de ellos con propiedades físicas y químicas características. Tratar de organizarlos eficientemente fue un verdadero desafío para muchos científicos.

Algunos elementos son metálicos, otros no metálicos, metaloides, gases nobles, entre otros.

Sin mirar la Tabla periódica, acepten el siguiente desafío, cuyos objetivos son:

- Conocer algunos criterios de clasificación de la Tabla periódica.
- Reconocer algunas características de la Tabla periódica.

Paso 1: La observación

Observen los datos entregados para los siguientes elementos:

Elemento	Número de protones	Número de neutrones	Tipo
Magnesio	12	12	Metal
Litio	3	3	Metal
Helio	2	2	Gas noble
Flúor	9	10	No metal
Potasio	19	20	Metal
Fósforo	15	16	No metal
Argón	18	22	Gas noble
Estroncio	38	51	Metal
Bromo	35	45	No metal
Neón	10	10	Gas noble
Aluminio	13	14	Metal
Nitrógeno	7	7	No metal

¿Qué criterio usarían para organizar en la Tabla periódica los elementos del listado? Recuerden **no** mirar la Tabla periódica.

Paso 2: Preguntas de investigación

Para responder la pregunta general de investigación dada en el paso anterior, los científicos(as) utilizarían interrogantes como:

- ¿Los elementos químicos se podrán organizar según la capa de valencia?
La capa de valencia es la que contiene los electrones que participan generalmente en la formación de enlaces.
- ¿Se organizarán eficientemente según el número de neutrones?
- ¿Qué relación pueden establecer entre la ubicación de los elementos en el sistema periódico y la configuración electrónica?
- ¿Qué otras preguntas de investigación se les ocurren?

CIENCIA EN ACCIÓN



Habilidades a desarrollar:

- Utilizar criterios de organización.
- Tomar decisiones.
- Investigar.
- Predecir.
- Comparar.
- Interpretar datos.
- Concluir.

Materiales

- 1/2 pliego de cartulina rosada.
- 1/2 pliego de cartulina morada.
- 1/2 pliego de cartulina azul.
- Una hoja de bloc.
- Un par de tijeras.
- Un lápiz negro.
- Un lápiz rojo.

CUIDA EL AMBIENTE:

Una vez terminada la actividad, eliminen los residuos en el basurero y dejen su puesto de trabajo limpio.

Paso 3: Formulación de hipótesis

Basados en sus experiencias y conocimientos previos, los científicos dan posibles respuestas a las preguntas planteadas.

¿Qué inferencia plantearían ustedes para las preguntas de investigación formuladas?

Para determinar si las inferencias son correctas o no mediante el trabajo práctico, deben ser planteadas como hipótesis. ¿Qué hipótesis de trabajo podrían plantear?

Paso 4: Diseño experimental

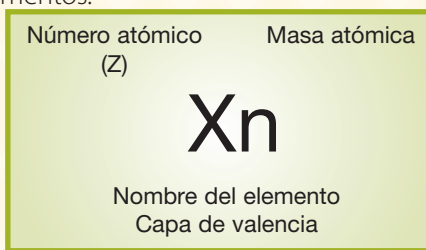
El objetivo de este paso es diseñar una experiencia que permita someter a prueba las hipótesis planteadas, empleando los materiales indicados. Lean con atención cada uno de los procedimientos propuestos.

PRIMERA PARTE

1. Asignen los siguientes colores según sean metales, no metales o gases nobles: rosado para los no metales, azul para los metales y morado para los gases nobles.
2. Corten cuadrados de 4 x 4 cm en las cartulinas según la cantidad de elementos correspondientes a cada color.
3. Determinen para cada elemento del listado:
 - a. El número atómico.
 - b. Capa de valencia o número de electrones externos del átomo.
 - c. Número másico.

SEGUNDA PARTE

1. Escriban en los cuadrados de cartulina según corresponda: de color negro, símbolos de cada elemento, su nombre, el número atómico y la capa de valencia; de color rojo, su masa atómica, que numéricamente la pueden aproximar al mismo valor del número másico (A). Deben respetar el orden que muestra la siguiente figura, similar a la que se representa en la tabla periódica de los elementos.



2. Dibujen en la hoja de bloc una tabla con 19 columnas y 8 filas. Numerar según corresponda de acuerdo con el siguiente esquema:

	1																		18
1	2													13	14	15	16	17	
2																			
3		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12								
4																			
5																			
6																			
7																			

3. Discutan como grupo un criterio de clasificación para organizar los 12 elementos del listado en el esquema que han elaborado en la hoja de bloc.
4. Ordenen los elementos en el esquema según el primer criterio escogido.
5. Formulen un segundo criterio de clasificación y vuelvan a organizar los elementos.

Paso 5: Registro de observaciones

Tal como vimos en la experiencia del Tema 1, deben hacer un registro de observaciones ordenado, en el que reúnan los datos obtenidos, para luego analizarlos y extraer conclusiones.

Reúnan los datos en la siguiente tabla presentada como modelo:

Elemento	Número atómico	Número másico	Capa de valencia	Tipo

Paso 6: Recopilación y ordenamiento de datos

Al registrar las observaciones podrán recopilar datos y ordenarlos para posteriormente analizarlos. En este caso, emplearán el modelo de tabla que a continuación se propone. En otras actividades, pueden recurrir a esquemas y organizadores gráficos.

Criterio N° _____ de clasificación: _____																						
Ubicación de los elementos en el esquema																						
	1																18					
1	2																13	14	15	16	17	
2																						
3			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12										
4																						
5																						
6																						
7																						

Paso 7: Análisis de datos

Al analizar los datos obtenidos podrán responder las preguntas de investigación planteadas y finalmente comprender cómo se organizan los elementos químicos en la Tabla periódica.

- Señalen qué los llevó a escoger los criterios 1 y 2.
- Para facilitar el trabajo, comparen sus resultados con la Tabla periódica de los elementos de acuerdo con los criterios de clasificación. ¿Cuántos de los 12 elementos están bien ubicados en el ordenamiento del primer y segundo criterio?
- Según los resultados obtenidos, ¿cuál criterio escogido por ustedes es correcto?
- ¿Aceptan o rechazan sus hipótesis?
- Investiguen cuál es el criterio utilizado para ordenar los elementos químicos en la Tabla periódica.

Paso 8: Conclusión y comunicación de resultados

Para comunicar sus resultados y conclusiones elaboren un papelógrafo y divídanlo en tres partes, en las que indiquen:

PARTE 1 Esquema obtenido con criterio de clasificación 1, enmarcando con rojo los elementos correctamente ubicados.	PARTE 2 Esquema obtenido con criterio de clasificación 2, enmarcando con negro los elementos correctamente ubicados.
PARTE 3 Criterio de clasificación de la Tabla periódica. Conclusiones.	

Paso 9: Evaluación del trabajo realizado

Como se indicó con anterioridad, es fundamental que evalúen el trabajo del equipo, así como el nivel logrado respecto de los objetivos propuestos. Completen la siguiente tabla marcando con una **X** el casillero que corresponda.

Opciones	Significado
+	He logrado el aspecto propuesto.
+ -	He logrado el aspecto propuesto pero aún observo deficiencias.
-	Aún no he logrado el aspecto propuesto y debo seguir trabajando en él.

Criterios de evaluación	Indicadores de logro		
	+	+ -	-
Nos preocupamos de conocer el objetivo y la forma de trabajo.			
Desarrollamos las habilidades del pensamiento, como comparar, predecir, entre otras.			
Fuimos responsables en las labores que nos fueron confiadas.			
Fuimos honestos(as) en la presentación y discusión de los resultados obtenidos.			
Nos preocupamos de conocer las acciones de cada uno de los integrantes del equipo.			
Respetamos los derechos de cada uno de los integrantes del grupo.			
Fuimos respetuosos del trabajo realizado por todos los integrantes del equipo.			
Cooperamos activamente para que el trabajo desarrollado fuera efectivo y seguro.			
Fuimos rigurosos(as) en el trabajo y en la observación.			
Actuamos coordinadamente como equipo.			



Finalmente, conversa con tu equipo de trabajo:

1. ¿Qué dificultades se presentaron durante el trabajo?
2. ¿Cómo fue esta evaluación respecto a la que desarrollaron en el primer trabajo en equipo?
3. ¿Qué debilidades se repitieron respecto al primer trabajo del equipo? ¿Por qué ocurre esto?
4. ¿Qué soluciones y medidas se tomarán para que no se vuelvan a repetir en las próximas actividades en las que trabajen juntos?
5. ¿Qué aprendieron en esta jornada respecto al trabajo en equipo?



Tabla periódica

En el siglo XIX se habían caracterizado unos 60 elementos, lo que hacía necesaria su clasificación. Además, se observaba experimentalmente que ciertos elementos presentaban semejanzas. Por ejemplo, el cobre (Cu), la plata (Ag) y el oro (Au) podían reunirse en un mismo grupo, y el sodio (Na), el litio (Li) y el potasio (K), en otro.

Entre 1860 y 1870, el científico ruso Dimitri Mendeleiev y el alemán Julius Lothar Meyer, trabajando en forma independiente, llegaron a organizar los elementos químicos conocidos de acuerdo con su masa atómica, lo que les permitió deducir que en orden creciente de masa los elementos presentaban propiedades similares que se repetían periódicamente, estableciendo la **Ley periódica**, gracias a la cual se ordenaron los elementos de similares características en una misma columna.

Mendeleiev presentó su trabajo a la Sociedad Química Rusa en 1869, señalando los siguientes postulados:

1. Si se ordenan los elementos según sus masas atómicas, estos muestran una evidente periodicidad.
2. Los elementos semejantes en sus propiedades químicas tienen pesos atómicos que son ya sea de valores similares (ejemplo Pt, Ir, Os) o que aumentan de manera regular (ejemplo K, Rb, Cs).
3. La colocación de los elementos en orden a sus masas atómicas corresponde a su valencia.
4. Los elementos más difundidos en la naturaleza son los de masa atómica pequeña. Estos elementos poseen propiedades bien definidas.
5. El valor de la masa atómica caracteriza a un elemento y permite predecir sus propiedades.
6. En determinados elementos puede corregirse la masa atómica si se conoce la de los elementos adyacentes.

Años de estudio permitieron deducir a otros científicos que el modelo planteado por Mendeleiev presentaba aciertos y errores. Entre ellos se pueden mencionar:

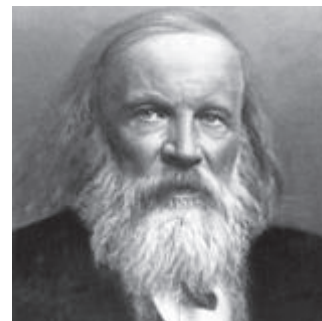
Aciertos:

Concluyó que faltaban elementos que obedecieran a la secuencia propuesta, razón por la cual dejó libres los espacios que les correspondían, aun cuando no habían sido descubiertos.

Errores:

1. No designó un lugar fijo para el hidrógeno.
2. Considera una sola valencia para cada uno de los elementos clasificados y hoy se conocen más de una para algunos elementos.
3. Los elementos lantánidos son reconocidos en una sola ubicación, como si se tratara de un solo elemento.
4. El principal y más importante es que los elementos no siempre están en orden creciente de sus masas atómicas.

La Tabla periódica de los elementos que actualmente empleamos es similar a la de Mendeleiev, aunque se ordena en función del **número atómico (Z)** de acuerdo con la ley fundamental que rige la clasificación de los elementos. Según esta, **las propiedades periódicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos**, dando origen a filas horizontales llamadas **períodos**, siete en total, y columnas verticales, conocidas como **grupos o familias**, 18 en total, antiguamente divididos en grupos "A" y "B".



Dimitri Mendeleiev (1834 – 1907).
Creador de la Tabla periódica.

SABÍAS QUE

Elementos como el oro, la plata, el estaño, el cobre, el plomo y el mercurio eran conocidos desde la Antigüedad.



Tabla periódica de los elementos

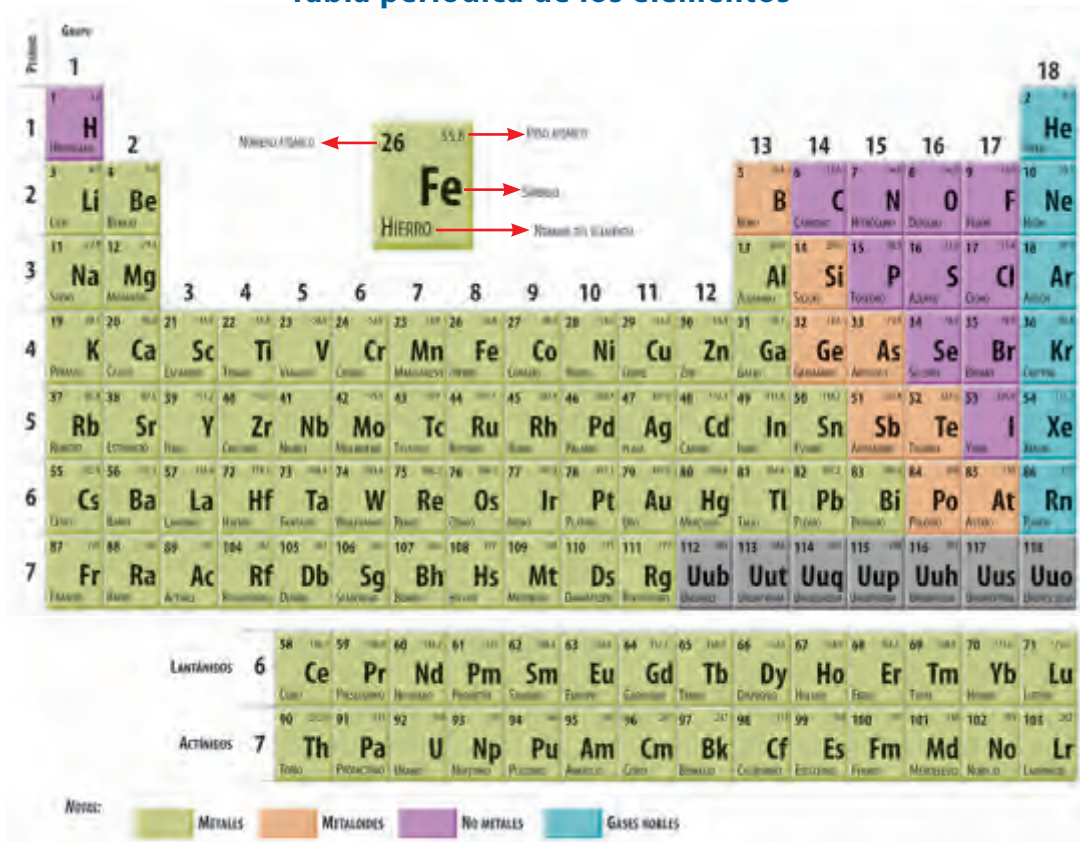


Figura 24. Tabla periódica de los elementos químicos.

Como puedes observar, el primer período está compuesto sólo por dos elementos, el hidrógeno y el helio; el segundo y el tercer período contienen ocho elementos cada uno; el cuarto y el quinto período están constituidos por 18 elementos, mientras que el sexto y el séptimo período presentan 32 elementos químicos. Para hacer de la Tabla periódica un instrumento manejable, los períodos seis y siete se separan en lantánidos y actínidos, cada uno de los cuales se dispone horizontalmente en la base de la Tabla periódica.

SABÍAS QUE

La capa de valencia corresponde a la capa electrónica exterior de un átomo, que contiene los electrones que participan generalmente en “enlaces”. Por ejemplo, para el sodio (Na Z=11), cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, su capa de valencia es $3s^1$ y contiene 1 electrón de valencia.

Tabla periódica y configuración electrónica

Actualmente sabemos que las configuraciones electrónicas de los elementos están relacionadas con su posición en la Tabla periódica, pues en ella los elementos que tienen un patrón similar de configuración de los electrones de la **capa externa** están dispuestos en las **mismas columnas**, mientras aquellos que tienen **niveles energéticos** muy similares y algunos idénticos se encuentran en las **mismas filas**.

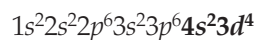
Los grupos 1, 2 y 13 al 18 (antiguas IA, IIA y IIIA al VIIIA) agrupan los **elementos representativos**, que se caracterizan por terminar su configuración electrónica en los subniveles *s* o *sp*. La notación antigua en los elementos representativos, permitía saber el número de electrones presentes en el último nivel. Por ejemplo, IIIA indica que los elementos ubicados en esa columna poseen 3 electrones de valencia, que son los que participan en las reacciones químicas. El grupo 18 (VIIIA) corresponde a los gases nobles.



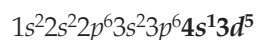
Los grupos 3 al 12 (antiguos "B"), que concentran a todos los elementos en cuya configuración electrónica los últimos electrones ocupan los subniveles *d* y *f*, son denominados de **transición**.

Estos últimos (elementos de transición) tienen el subnivel *d* incompleto, o bien dan lugar a cationes que tienen el subnivel *d* incompleto. En los metales de la primera serie de transición (del escandio al cobre), los electrones se agregan en los orbitales *3d*, según la regla de Hund, pero existen dos irregularidades: la configuración electrónica del cromo (Cr) y la del cobre (Cu).

Así, por ejemplo, la configuración electrónica del cromo, $Z = 24$, debería ser:



Sin embargo, consigue mayor estabilidad química con la configuración electrónica:



Esto se explica asumiendo que los orbitales *4s* y *3d* tienen en ese punto una energía casi igual. Es decir, cada uno de los seis electrones de valencia del cromo se asigna a un orbital distinto.

Para el cobre, $Z = 29$, es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

que tiene el nivel *4s* completo y *3d* incompleto. Así que el electrón de *4s*² pasa al *3d*⁹, quedando, finalmente, su configuración electrónica como: $[\text{Ar}]4s^1 3d^{10}$

Este fenómeno se debe al ligero aumento de la estabilidad asociado con subcapas semillenas y completamente llenas, es decir, los electrones de la misma subcapa *d* tienen la misma energía pero diferente distribución espacial.

El **bloque s** está formado por los elementos representativos de los grupos 1 y 2. Los elementos del grupo 1, los metales alcalinos, tienen configuración electrónica ns^1 . Los metales alcalinotérreos, situados en el grupo 2, tienen configuración ns^2 .

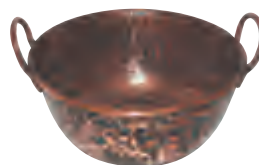
El **bloque p** lo forman los elementos representativos de los grupos del 13 al 18, cuyos electrones de valencia ocupan los orbitales p. Los elementos del grupo 13, del grupo térreos, tienen configuración externa $ns^2 np^1$. Los elementos del grupo 14, del grupo carbonoides, tienen configuración electrónica $ns^2 np^2$. Los elementos del grupo 15, del grupo nitrogenoides, tienen configuración electrónica $ns^2 np^3$. Los elementos del grupo 16, del grupo de los calcógenos, tienen configuración electrónica $ns^2 np^4$. Los elementos del grupo 17, halógenos, tienen configuración electrónica $ns^2 np^5$. Los elementos del grupo 18, gases nobles, tienen la capa de valencia completa, siendo su configuración electrónica $ns^2 np^6$, a excepción del helio, que tiene configuración $1s^2$.

Los elementos del **bloque d**, denominados **elementos de transición**, están en el centro de la tabla, ocupando los grupos del 3 al 12. Los electrones externos ocupan los orbitales d correspondientes al nivel $n-1$. Las configuraciones varían desde $(n-1)d^1 ns^2$ en el grupo 3, hasta $(n-1)d^{10} ns^2$ en el grupo 12.

El **bloque f** comprende los **elementos de transición interna**. Están formados por dos series de 14 elementos cada una, ocupando los electrones orbitales f del nivel $(n-2)$. La configuración electrónica, con algunas excepciones, puede escribirse de forma general como $(n-2)f^{1-14} (n-1)d^1 ns^2$, tomando n un valor de 6 para los lantánidos y 7 para los actínidos. Algunas propiedades físicas de los elementos varían regularmente en función de su configuración electrónica, esto es, de su posición en la Tabla periódica.

SABÍAS QUE

El cobre fue declarado el primer material bactericida del mundo el día 27 de marzo de 2008 por la Agencia de Protección Ambiental de EE.UU. Es decir, es capaz de aniquilar bacterias y gérmenes. Así, el impacto de las posibles aplicaciones en los sectores de salud, manejo de alimentos, acuicultura, espacios públicos y otros, creará una gran demanda de piezas y partes con contenidos de cobre inéditos hasta la fecha.



DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Recolectar y ordenar datos.
- Predecir.
- Establecer relaciones.

1. Escribe la configuración global externa de los siguientes pares de elementos:
 - a. Li – K
 - b. Be – Sr
 - c. B – Ga
 - d. C – Si
 - e. Cu – Ag
 - f. Zn – Cd
 - g. Sc – Y
 - h. Cr – Mo
2. Observa los pares configurados. ¿Qué puedes decir respecto a su capa de valencia?
3. Identifica a qué grupos de la Tabla periódica representan los pares propuestos.
4. Reconoce el período de la tabla al que pertenece cada elemento y observa el último nivel configurado. ¿Qué puedes concluir?
5. ¿Qué relación se puede establecer entre la clasificación de un elemento químico como metal o no metal y su configuración electrónica?
6. ¿Qué has aprendido al aceptar y desarrollar este desafío?

Tal como puedes deducir, en la actividad anterior los grupos están subdivididos y presentan configuraciones electrónicas con una terminación característica. Por otra parte, los períodos coinciden con el último nivel de energía (n) configurado. Observa con atención la siguiente tabla resumen.

Grupo	Nombre	Terminación característica
1	Alcalinos	ns^1
2	Alcalinos térreos	ns^2
13	Térreos	$ns^2 np^1$
14	Carbonoides	$ns^2 np^2$
15	Nitrogenoides	$ns^2 np^3$
16	Calcógenos	$ns^2 np^4$
17	Halógenos	$ns^2 np^5$
18	Gases nobles o inertes	$ns^2 np^6$, a excepción del helio, que presenta configuración $1s^2$
3	del escandio	$(n-1)d^1 ns^2$
4	del titanio	$(n-1)d^2 ns^2$
5	del vanadio	$(n-1)d^3 ns^2$
6	del cromo	$(n-1)d^5 ns^1$
7	del manganeso	$(n-1)d^5 ns^2$
8	del hierro	$(n-1)d^6 ns^2$
9	del cobalto	$(n-1)d^7 ns^2$
10	del níquel	$(n-1)d^8 ns^2$
11	de metales de acuñar	$(n-1)d^{10} ns^1$
12	del cinc	$(n-1)d^{10} ns^2$

En <http://www.lenntech.com> encontrarás el detalle del descubrimiento de los elementos químicos en el buscador de la página.

¿Cómo se clasifican los elementos químicos?

Estudiaremos:

- Propiedades de metales y no metales.

Introducción

La mayoría de los elementos son metales (84), otros son denominados semimetales (8), otros son no metales (17) y los restantes son sintéticos. Todos se agrupan en la Tabla periódica automáticamente gracias al criterio del número atómico.

Junto a cuatro compañeros y compañeras científicos, conformen un equipo de trabajo y desarrollen las actividades propuestas. Recuerden aplicar los principios del trabajo en equipo.

Además, no olviden las normas de seguridad en el laboratorio:

- Todos deben usar delantal.
- No toques ni huelas los reactivos.
- Lean las indicaciones antes de iniciar el trabajo.
- Mantengan la mesa de trabajo limpia y ordenada.
- Si salpica a tu cuerpo, manos, ojos alguna sustancia, infórmale de inmediato a tu profesor o profesora. Recuerda usar guantes y/o anteojos de seguridad cuando se indique.
- No deben dejar los reactivos empleados cerca de una fuente de calor.
- Los ácidos requieren un cuidado especial. Cuando quieran diluirlos, mézclenlos, cuidando de que el ácido sea depositado sobre el agua.

Objetivos

A continuación desarrollarán un experimento que les permitirá:

- Identificar las características comunes a metales y no metales, como la reactividad en ácido, lo que les posibilitará finalmente clasificarlos.
- Practicar habilidades para el trabajo en equipo.

Paso 1: La observación

Trabajarán con los siguientes elementos: cobre, magnesio, cinc, hierro, aluminio, estaño, yodo y azufre. Observen con atención sus características. Expondrán estos elementos a reacción con ácido, el que se caracteriza por liberar iones de hidrógeno en reacción química. ¿Qué crees que debería suceder al unir con un ácido cada uno de los elementos enunciados?

Paso 2: Preguntas de investigación

Para guiar el trabajo experimental, como hemos visto en las actividades anteriores, los científicos elaboran preguntas de investigación, las que posteriormente serán sometidas a prueba.

En este caso, las preguntas que guiarán el trabajo son:

1. ¿Qué sucederá al mezclar cada uno de los elementos mencionados (cobre, magnesio, cinc, hierro, aluminio, estaño, yodo y azufre) con ácido clorhídrico?
2. ¿Qué sucederá al mezclar cada uno de los elementos mencionados (cobre, magnesio, cinc, hierro, aluminio, estaño, yodo y azufre) con ácido sulfúrico?
3. ¿Qué sucederá al mezclar cada uno de los elementos mencionados (cobre, magnesio, cinc, hierro, aluminio, estaño, yodo y azufre) con ácido nítrico?
4. ¿Qué sucederá con el yodo y el azufre al ser calentados en la cápsula de Petri?

CIENCIA EN ACCIÓN



Habilidades a desarrollar:

- Observar.
- Predecir.
- Registrar y ordenar datos.
- Concluir.

Materiales

- Un trozo de lija
- Mechero, rejilla de asbesto y trípode.
- Capsula de porcelana
- Lentes protectores, ANTIPARRAS
- Ocho tubos de ensayo y una gradilla
- Tres vasos de precipitados de 250 mL

Reactivos

- Un trozo de los siguientes metales: cobre, magnesio, cinc, hierro, aluminio y estaño.
- 10 mL de HCl concentrado
- 10 mL de HNO₃ concentrado
- 10 mL de H₂SO₄ concentrado
- Una cucharadita de azufre en polvo
- Una cucharadita de yodo



PRECAUCIÓN: Usarán en esta experiencia ácidos, sustancias que pueden provocar daño en la tela de tu ropa y quemaduras graves en la piel. Recuerden trabajar con seriedad, no toquen con las manos las botellas en las que se dispondrán los ácidos. Si creen que éstas están impregnadas con la sustancia que contienen, infórmenle inmediatamente a su profesor o profesora. Si salpican ácido a su profesor o profesora; no corran a lavarse con agua, pues podrían activar más aún la reacción del ácido.

Paso 3: Formulación de hipótesis

Se les ha indicado con anterioridad que basados en sus experiencias y conocimientos previos, los científicos dan posibles respuestas, denominadas inferencias, a las preguntas planteadas, y para determinar si estas pueden ser aceptadas o rechazadas mediante la experimentación, deben ser formuladas como hipótesis.

¿Qué hipótesis de trabajo podrían plantear?

Paso 4: Diseño experimental

1. Limen cuidadosa y suavemente cada una de las placas metálicas.
2. Dividan la limadura de cobre en tres porciones.
3. Coloquen la primera porción de cobre en un tubo de ensayo, pónganse las antiparras y agreguen cuidadosamente 2 mL de ácido clorhídrico.
4. Una segunda porción de cobre dispónganla en otro tubo de ensayo. Con los anteojos de seguridad puestos, agreguen 2 mL de ácido nítrico.
5. En un tercer tubo de ensayo dispongan la tercera porción de cobre y agreguen 2 mL de ácido sulfúrico.
6. Repitan la etapa reemplazando el cobre por:

a. Yodo.	c. Magnesio.	e. Hierro.
b. Azufre.	d. Cinc.	f. Estaño.
7. En la cápsula de porcelana depositen una porción pequeña de azufre, procedan a calentarla y registren sus observaciones.
8. Repitan el punto número 6, reemplazando el azufre por yodo, y registren sus observaciones.
9. Repitan nuevamente el punto 7, reemplazando el no metal por un trozo de aluminio.
10. Con una pinza metálica, tomen un trozo de magnesio y procedan a exponerlo a la llama de un fósforo.
11. Repitan el punto 9, reemplazando el magnesio por un trozo de estaño.



Mechero con cápsula de porcelana.

Paso 5: Registro de observaciones

Recuerden que un aspecto clave en el trabajo experimental es el registro ordenado de las observaciones.

Como grupo, acuerden un sistema que les permita registrar sus observaciones.

Paso 6: Recopilación y ordenamiento de datos

Al registrar las observaciones podrán recopilar datos y ordenarlos para su posterior análisis.

Usen el siguiente sistema para ordenar los datos:

	Ácido clorhídrico	Ácido nítrico	Ácido sulfúrico	Calentamiento en cápsula de porcelana	Exposición a la llama de un fósforo
Cobre					
Hierro					
Cinc					
Yodo					
Azufre					
Magnesio					
Estaño					

Paso 7: Análisis de datos

Para analizar los datos respondan las siguientes preguntas.

1. Según sus observaciones, qué respuestas pueden elaborar para las preguntas de investigación. ¿Aceptan o rechazan sus hipótesis?
2. ¿Cuáles son las características comunes que pueden observar en los metales y en los no metales?
3. Escriban las configuraciones globales externas de los elementos trabajados. ¿Observan similitudes o diferencias? Justifiquen sus respuestas.
4. De acuerdo con lo observado, propongan una clasificación de elementos manipulados y discutan su validez con otros grupos de trabajo.

Paso 8: Conclusión y comunicación de resultados

Para comunicar sus resultados elaboren un informe de laboratorio, considerando los siguientes requerimientos:

- | | |
|------------------------------------------|------------------------------------|
| a. Portada. | d. Registro de observaciones. |
| b. Introducción. | e. Presentación de los resultados. |
| c. Descripción del proceso experimental. | f. Análisis de datos. |
| | g. Conclusiones. |

Paso 9: Evaluación del trabajo

Siempre es conveniente revisar cómo se ha trabajado y tomar conciencia de ello. Para esto, vuelvan a leer los aspectos evaluados del “Ciencia en acción” de la página 52.

Además, propongan acciones para superar aquellos aspectos que puedan ser mejorados de acuerdo con los criterios dados a continuación:

Criterios por considerar	Sí	No
Cuando estudio empiezo por ver exactamente qué necesito aprender.		
Cuando estudio me esfuerzo por comprobar si recuerdo lo que aprendí.		
Cuando estoy estudiando, trato de ver qué conceptos todavía no he entendido bien.		
Cuando estudio, me aseguro de recordar las cosas más importantes.		
Cuando estudio y no entiendo algo, busco información adicional para aclararlo.		

CUIDA EL AMBIENTE:

Eliminar ácidos al ambiente, en forma de gas o líquido, se considera una de las formas de contaminación ambiental más agresivas.

Desechen los ácidos empleados de la siguiente forma:

- 1º Filtren los líquidos para eliminar sólidos o saquen las partículas sólidas utilizando una pinza.
- 2º Agreguen a los líquidos por separado 5 mL de bicarbonato de sodio, lo que les permitirá neutralizarlos; revuelvan la mezcla, y luego elimínenlos por el lavadero.
- 3º Las sustancias sólidas envuélvanlas en papel absorbente para finalmente depositarlas en el papelerero o en el lugar que les indique su profesor o profesora.

Metales, no metales y metaloides

SABÍAS QUE

El metal hierro es un mineral muy importante para la producción de sangre en nuestro organismo y para el buen funcionamiento de todas las células, ya que los glóbulos rojos (formados por la proteína hemoglobina, constituida entre otros elementos por un átomo de hierro) son los responsables de transportar oxígeno a cada una de las células de nuestro organismo.

Los elementos se pueden clasificar de acuerdo con sus propiedades estructurales, eléctricas e incluso según sus configuraciones electrónicas.

Los **metales** se ubican en la parte izquierda y central de la Tabla periódica, caracterizándose por ser buenos conductores de calor y electricidad. Todos son sólidos a temperatura ambiente, a excepción del mercurio, que es un líquido. Algunos ejemplos de estos elementos se presentan en la Figura 25.

Como se verá más adelante (en propiedades periódicas), los metales tienden a tener energías de ionización bajas, razón por la cual propenden a formar iones positivos con facilidad; por lo tanto, se oxidan (pierden electrones) cuando participan en reacciones químicas.

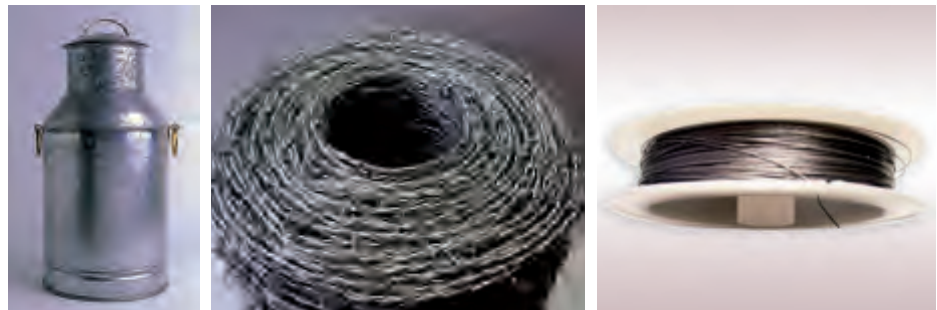


Figura 25. Aplicaciones de elementos metálicos: Al, Fe y Zn.

Los *no metales* representados en la Tabla periódica (por ejemplo, los de color morado en la Figura 24 de la página 54) se ubican en la parte superior derecha de la tabla, entre los cuales se incluyen el carbono, el nitrógeno, el fósforo, el oxígeno, el azufre y los halógenos, además del hidrógeno. En general se caracterizan por ser malos conductores de la corriente eléctrica y excelentes aislantes térmicos. Se pueden presentar en cualquiera de los estados de la materia y se quiebran con facilidad cuando se manifiestan como sólidos puros, por lo tanto, no son dúctiles y no tienen brillo. En la Figura 26 se muestran materiales y aplicaciones en los que participan elementos no metálicos.



El hipoclorito de sodio es usado frecuentemente en hogares y comúnmente denominado cloro. Aplicación del elemento cloro (Cl)

Neumático: elaborado principalmente de caucho, al cual se añade azufre (S) en una cantidad mayor que se necesita para la formación de la goma.

Lápices de grafito, cuyo elemento principal es el carbono (C).

Figura 26. Aplicación de elementos no metálicos: Cl, S y C.

Sus puntos de fusión son generalmente más bajos que los de los metales, a excepción del carbono en estado puro como diamante.

Siete no metales existen en condiciones normales o comunes como moléculas diatómicas, cinco de los cuales son gases (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 y Cl_2), el bromo, que es un líquido (Br_2), y el yodo, que es un sólido volátil (I_2).

Gracias a sus afinidades electrónicas (propiedad periódica que estudiarás en detalle en las páginas siguientes), los no metales tienden a ganar electrones cuando reaccionan con metales.

Desde el punto de vista de la configuración electrónica, estos elementos se caracterizan por presentar electrones de valencia desapareados en orbitales que tienen la capacidad de recibir uno o más electrones.

Los **semimetales o metaloides** están representados en la Tabla periódica en forma diagonal por el color naranja. Algunos ejemplos de estos elementos se presentan en la Figura 27. Se caracterizan por presentar un comportamiento intermedio entre los metales y no metales. Pueden ser tanto brillantes como opacos, y su forma puede cambiar fácilmente. Generalmente, los metaloides son mejores conductores de calor y de electricidad que los no metales, pero no tanto como los metales.



Figura 27. Aplicaciones de elementos metaloides: Ge, As y Si.

Los metaloides se usan muy a menudo en la industria de los semiconductores (procesadores y memoria de los computadores).

Son elementos que poseen orbitales incompletos, ya sea tres, cuatro, cinco y seis electrones en su última órbita. Esto se traduce en una apetencia de electrones, es decir, reaccionan con rapidez con sustancias ricas en electrones. Algunas aplicaciones de ciertos metaloides son:

El boro (B) tiene la más alta resistencia a la tracción entre los elementos químicos conocidos.

El silicio (Si) se usa ampliamente en la fabricación de elementos semiconductores para la industria electrónica, como rectificadores diodos, transistores, circuitos integrados, microprocesadores, etc.

Las aplicaciones del germanio (Ge) se ven limitadas por su elevado costo, y en muchos casos se investiga su sustitución por materiales más económicos, como la fibra óptica en radares y amplificadores de guitarras eléctricas.

El arsénico (As), conocido por su poder tóxico, tiene una baja conductividad eléctrica. Se usa como preservante de la madera, entre otras aplicaciones.

El antimonio (Sb) tiene importancia en la industria de semiconductores, en la producción de diodos, detectores infrarrojos y dispositivos de efecto Hall (aparición de un campo eléctrico en un conductor cuando es atravesado por un campo magnético).

SABÍAS QUE

El no metal yodo (I) tiene propiedades bactericidas que justifican su uso para el tratamiento de heridas o la esterilización del agua potable. Industrialmente, un compuesto denominado yodato de plata es utilizado en la fotografía como constituyente de las emulsiones para "fotografías rápidas".

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

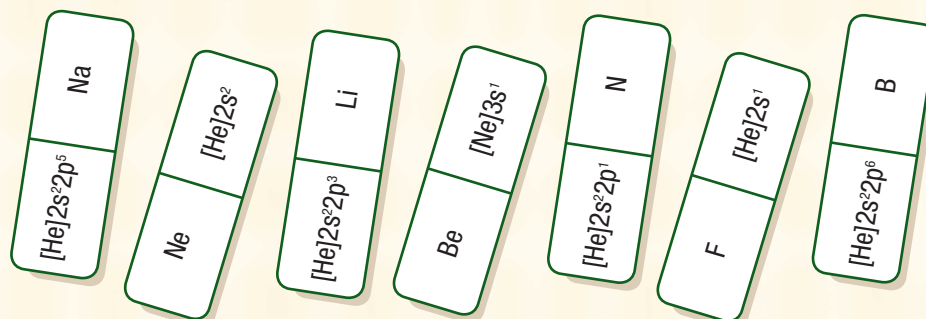
- Inferir.
- Describir.
- Comparar.

El siguiente desafío te permitirá evaluar el nivel de logro que has alcanzado respecto de los siguientes objetivos de aprendizajes:

- Predecir las características metálicas y no metálicas de los distintos elementos a partir de su configuración electrónica sin equivocación.
 - Formular la configuración electrónica de diversos elementos químicos para relacionarlos con su ubicación en la Tabla periódica.
1. Sin mirar la Tabla periódica, completa en tu cuaderno la información que falta en las columnas 1-4 en el siguiente cuadro, suponiendo que todas las especies químicas son neutras ($p^+ = e^-$). Una vez terminados los cálculos, usa la Tabla periódica para corroborar tus resultados y completar la columnas 5 y 6 (nombre del elemento y clasificación).

z	Grupo	Período	Configuración electrónica global externa o resumida	Nombre del elemento	Clasificación (metal, metaloide o no metal)
20	2	3			
			[Ne] 3s ¹		
			[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹		
	17	3			
29					
	4	5			
			[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵		
			[Ne] 3s ²		
	15	2			
13			[Ne] 3s ² 3p ¹		
	1	6			
	4	4			
38	2				
			[Ar] 4s ² 3d ⁶		
			[Ne] 3s ² 3p ⁶		

- a. De acuerdo con la tabla, ¿qué relación puedes establecer entre la configuración electrónica y la clasificación de los elementos como metales, metaloides y no metales?
 - b. ¿Qué datos de la configuración electrónica te permiten ubicar los elementos en la Tabla periódica?
2. Ordena las siguientes piezas de dominó de forma que calcen las configuraciones electrónicas con los símbolos de los elementos.



3. Define brevemente:
 - a. Metal.
 - b. Metaloide.
 - c. No metal.
4. Investiga cuáles son las propiedades de los siguientes elementos y cuál es su importancia para el cuerpo humano. Clasifícalos como metales, no metales o metaloides.
 - a. Sodio.
 - b. Oxígeno.
 - c. Carbono.
5. ¿Qué es una secuencia isoelectrónica?
6. ¿Qué es el efecto pantalla?
7. Elabora un texto breve en el que definas el "átomo", incluyendo los principales conceptos estudiados hasta aquí.



Reflexiona de acuerdo con el grado de dificultad que has tenido para desarrollar la actividad propuesta así como con los resultados obtenidos. ¿Cuál es tu nivel de logro respecto de los objetivos de aprendizaje de este desafío?

Para responder pregúntate antes, ¿puedo predecir las características metálicas y no metálicas de los distintos elementos a partir de la configuración electrónica?, ¿puedo formular la configuración electrónica de diversos elementos químicos y determinar, de acuerdo con ella, su ubicación en la Tabla periódica?, ¿soy capaz de describir el átomo considerando las nociones de la mecánica cuántica y las propiedades metálicas y no metálicas?

Frente a los objetivos de aprendizaje enunciados, indica, marcando con un ✓, la opción que mejor represente tu nivel de logro según los números dados:

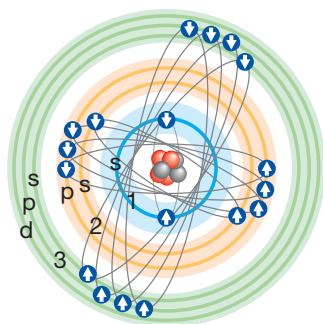
1. Bien logrado. Comprendo y puedo desarrollar ejercicios relacionados sin dificultad.
2. Logrado. Comprendo la información, pero me cuesta aplicarla en ejercicios.
3. Medianamente logrado. Aún no comprendo toda la información y cómo se relaciona; por ende, los ejercicios me resultan difíciles de desarrollar.
4. No logrado. Aún no comprendo la información entregada. No puedo desarrollar ninguno de los ejercicios propuestos de manera autónoma y debo solicitar ayuda para resolverlos.

Objetivos de aprendizaje	1	2	3	4
Relacionar los números cuánticos con la configuración electrónica para identificar las propiedades metálicas y no metálicas de los elementos químicos.				
Describir el átomo desde el punto de vista de la mecánica cuántica, utilizando un lenguaje científico y apropiado.				
Predecir las características metálicas y no metálicas de los distintos elementos a partir de su configuración electrónica sin equivocación.				
Formular la configuración electrónica de diversos elementos químicos para relacionarlos con su ubicación en la Tabla periódica.				

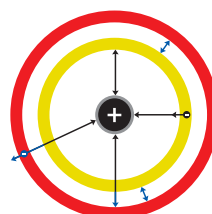
Propiedades periódicas

Existe una serie de propiedades en los elementos que varían regularmente en la Tabla periódica: son las llamadas **propiedades periódicas**. Entre ellas se encuentran la afinidad electrónica o electroafinidad, la energía o potencial de ionización, la electronegatividad, el radio atómico y el volumen atómico.

Estas propiedades, tanto físicas como químicas, dependen fundamentalmente de la configuración electrónica del elemento. La **corteza electrónica** de un átomo, contiene los electrones (que orbitan en torno al núcleo) y al estar en la misma cantidad que los protones presentes en su núcleo, hace que el átomo sea eléctricamente neutro. Sin embargo, la distribución de estos electrones no es uniforme. Se encuentran en distintas capas que están a diferentes niveles de distancia del núcleo, como se representa en la Figura 28.



Modelo de la estructura del átomo que explica el movimiento de los electrones en torno al núcleo. ¡Ya sabes que han existido varios a través de la historia!



Fuerzas atractivas
(núcleo-electrón)

Fuerzas repulsivas
(electrón-electrón)

Figura 28. Fuerzas eléctricas que están presentes en el átomo.

SABÍAS QUE

Los radios atómicos y los iónicos son medidos en **Ángstrom (Å)**.
1 Å equivale a 10^{-10} m, un valor pequeñísimo: 0,0000000001 m.

La atracción del núcleo atómico sobre los electrones que están ubicados en las capas más externas (lejanas al núcleo) se ve afectada por la presencia de los electrones de las capas interiores (más cercanas al núcleo). Este fenómeno conocido como **apantallamiento o Efecto Pantalla (S)**, explica por qué a veces las fuerzas de atracción de los protones del núcleo (positiva) y los electrones (negativos) externos es anulada o más débil. La razón es que los primeros electrones que están más cerca del núcleo son los primeros electrones que con más fuerza son atraídos por el núcleo y en consecuencia disminuyen la fuerza de atracción del núcleo hacia los electrones que están más afuera (externos).

Visto así, para entender las propiedades de los átomos es necesario conocer la configuración electrónica y las fuerzas de atracción y repulsión entre los electrones exteriores y el núcleo.

La ley de Coulomb señala que la fuerza de interacción entre dos cargas eléctricas depende de la magnitud de las cargas y de la distancia entre ellas, lo que aplicado al modelo atómico se traduce en que la fuerza de atracción entre un electrón y el núcleo dependerá de la magnitud de la **carga nuclear neta** y de la distancia entre éste y los electrones.

En un átomo con muchos electrones, cada electrón es simultáneamente atraído por el núcleo y repelido por los otros electrones, como muestra la Figura 28. Gracias a estas interacciones, es posible estimar la energía de cada electrón considerando su interacción con el núcleo y los demás electrones, como si se estuviera moviendo en un campo eléctrico, creado por el núcleo y la densidad electrónica circundante, campo que es equivalente al generado por una carga situada en el núcleo, denominada **carga nuclear efectiva (Z_{ef})**.

Esta Z_{ef} es igual al número de protones del núcleo, Z , menos el *efecto pantalla* (S) que es generado por los electrones más internos que forman una barrera entre los protones del núcleo y un electrón más externo. Según la fórmula:

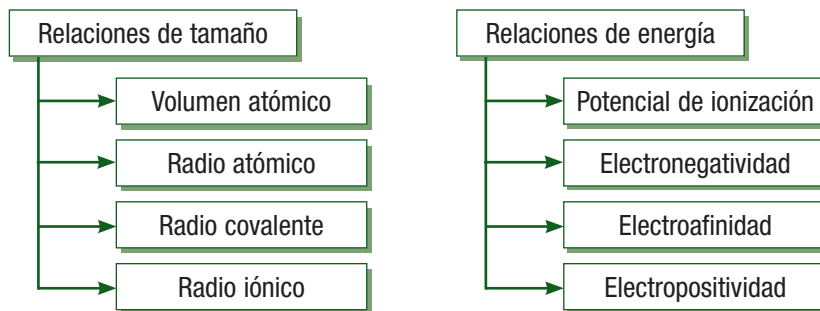
$$Z_{ef} = Z - S$$

Las propiedades de los átomos que estudiarás a continuación dependen de la Z_{ef} que experimentan sus electrones de valencia, entendiendo que la densidad electrónica entre el núcleo y un electrón exterior reduce la carga nuclear efectiva que actúa sobre ese electrón; por ende, *la Z_{ef} experimentada por los electrones exteriores dependerá primordialmente de la diferencia entre la carga del núcleo y la carga de los electrones internos.*

A lo largo del sistema periódico, es posible determinar que la Z_{ef} experimentada por los electrones de valencia aumenta a medida que viajamos a lo largo de cualquier fila (período) de izquierda a derecha. En un grupo o familia, en tanto, la Z_{ef} de los electrones de la capa externa cambia levemente.

Cuando se estableció la ordenación periódica de los elementos se realizó de forma que elementos con propiedades químicas similares cayeran en la misma vertical o grupo, de modo que algunas propiedades que dependen más o menos directamente del tamaño del átomo aumentarían o disminuirían regularmente al bajar por el grupo (afinidad electrónica, potencial de ionización, electronegatividad, radio atómico y volumen atómico).

En general, podemos clasificar las propiedades más importantes por relaciones de tamaño y de energía de la siguiente manera:



Volumen atómico

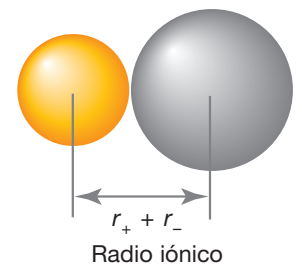
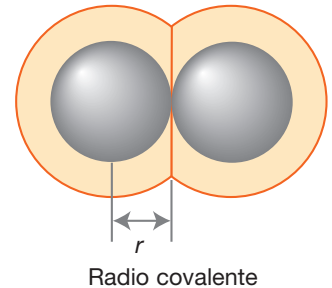
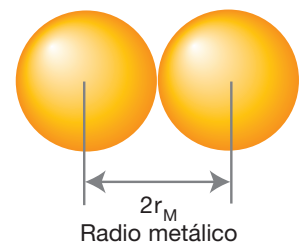
Es la relación entre la masa atómica y la densidad electrónica de un elemento. Se obtiene a partir de:

$$Vol\ atom = \frac{M}{d}$$

Donde: M = masa atómica
 d = densidad

Se mide en unidades de volumen por mol; por ejemplo, cm^3/mol .

En la Tabla periódica, el volumen disminuye en un período de izquierda a derecha y aumenta en un grupo de acuerdo con el incremento de su número atómico. Este hecho se puede explicar si analizamos que en un período al aumentar el número de electrones, también se eleva el número de protones, lo que incrementa la fuerza de atracción del núcleo sobre el último electrón, produciéndose un efecto de acercamiento de la nube electrónica hacia el núcleo, disminuyendo el volumen total del átomo. En cambio, en un grupo aumenta el período (nivel de energía) y, por ende, también aumenta la distancia entre el núcleo y el último electrón.



Son distintas las formas de obtener el radio metálico, covalente y iónico.

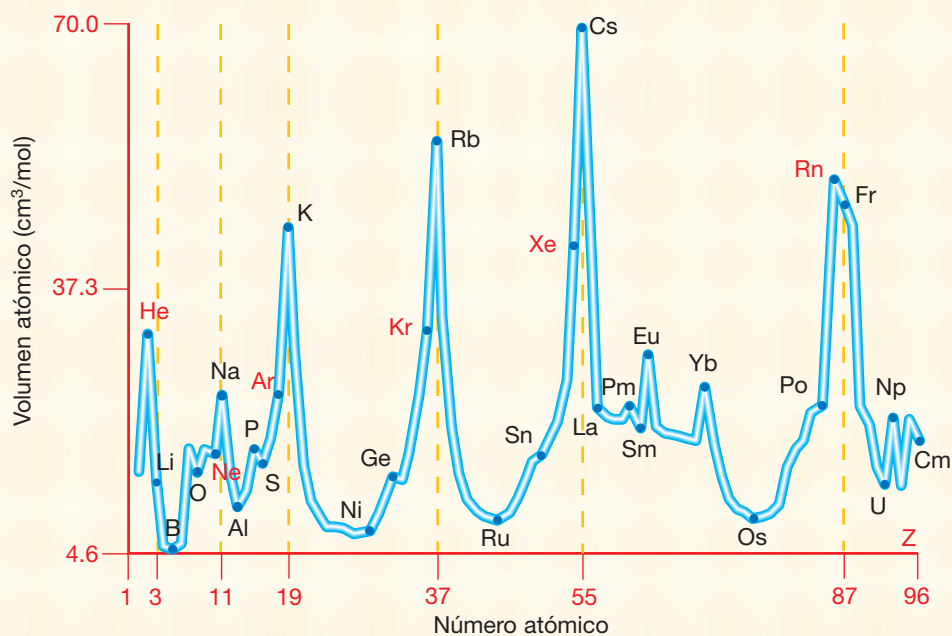
DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Identificar.
- Aplicar.

1. Se entrega la siguiente información sobre el volumen atómico:

Gráfico: Volúmen atómico de distintos elementos de la tabla periódica



Los grupos con mayor volumen atómico son los metales del bloque s; después, los no metales, y finalmente, los metales de transición. En un período disminuye hacia la derecha de la Tabla periódica, salvo en los elementos cobre, cinc y galio, en que el volumen aumenta. Al respecto, ¿qué puedes decir? ¿Es un problema, una hipótesis, un procedimiento experimental, una inferencia o una conclusión?

Radio atómico e iónico

Como recordarás, el núcleo atómico es positivo y los electrones son cargas negativas en constante y rápido movimiento, lo que genera una nube electrónica de forma esférica que es más espesa cerca del núcleo y tenue lejos de él.

Los átomos y los iones tienen un tamaño aproximadamente definido que no se estima en una especie aislada (por su tamaño infinitamente pequeño), sino en el estado sólido de un elemento o compuesto.

Se define el radio atómico para átomos de un metal como la mitad de la distancia entre dos núcleos de átomos del mismo elemento que están adyacentes (ver figura 29). Para los elementos que existen como moléculas diatómicas, es la mitad de la distancia entre dos núcleos de los átomos que forman la molécula. Este último también es denominado radio covalente.

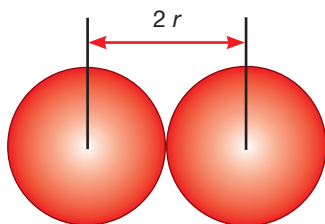


Figura 29. Radio atómico (r).

En <http://www.educaplus.org/properiodicas/index.html> encontrarás la definición de cada una de las propiedades y su comportamiento en grupos y períodos.

Dentro de cada grupo, el radio atómico (al igual que el volumen atómico), conforme aumenta el número atómico, se baja por la columna. Dicha tendencia es el resultado del incremento en el número cuántico principal de los electrones externos, pues estos se encontrarían cada vez más lejos del núcleo, lo que provoca un aumento en el radio total del átomo.

Por otra parte, en cada período disminuye de izquierda a derecha, esto por el aumento de la carga nuclear efectiva que atrae a los electrones más cerca del núcleo, disminuyendo el radio.

El **radio covalente** se define como “la mitad de la distancia entre dos átomos iguales unidos por un enlace simple”.

Los **radios iónicos** se determinan en redes cristalinas y, al igual que el radio atómico, se definen como la distancia entre el centro del núcleo y el electrón más alejado del mismo, considerando que respecto al átomo neutro, el ión presenta una ganancia o pérdida de electrones. En general, el radio iónico de los iones isoelectrónicos disminuye a lo largo de un período, mientras que aumenta para iones de igual carga a medida que se desciende en un grupo.

Potencial o energía de ionización (P.I.)

Es la energía necesaria para retirar el electrón más débilmente retenido en un átomo gaseoso desde su estado fundamental, como muestra la Figura 30.

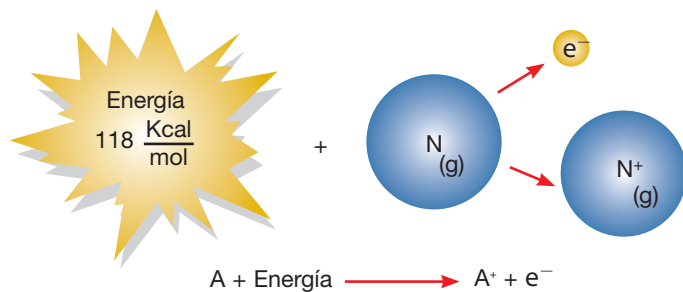


Figura 30. Representación de la energía de ionización de un átomo de nitrógeno. Es la energía o trabajo necesario para sacar al electrón más débilmente unido del átomo gaseoso.

El proceso se puede representar mediante la siguiente ecuación:



Pueden removerse uno o más electrones de un mismo átomo, de lo cual depende el nombre que recibe el potencial de ionización: primero, segundo, tercero, etc., siendo el primero la energía más baja y el último la más alta.

El potencial de ionización varía en forma indirecta a los radios atómicos, es decir, mientras menor sea el radio atómico, mayor será la atracción entre el núcleo y los electrones; por lo tanto, mayor la energía requerida para remover al electrón más lejano al núcleo.

La energía de ionización depende tanto de la carga nuclear efectiva como de la distancia media entre el electrón y el núcleo. Así, un aumento en la Z_{ef} o una disminución de la distancia al núcleo, incrementa la atracción entre el electrón y el núcleo, lo que hace más difícil quitar un electrón, elevando por ende la energía de ionización.

MÁS QUE QUÍMICA

La sal común (NaCl), compuesto muy estable, de propiedades que hacen factible su uso cotidiano, está formada por el sodio (período 3 grupo 1) y el cloro (período 3 grupo 17). El primero necesita ceder electrones y el segundo ganar, condiciones propias de los grupos en los que se encuentran.



Afinidad electrónica o electroafinidad (E.A.)

Es la energía relacionada con la adición de un electrón a un átomo gaseoso para formar un ión negativo, como muestra la Figura 31, proceso representado por la ecuación:

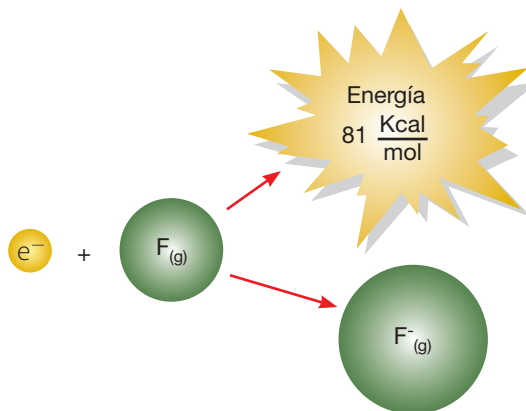
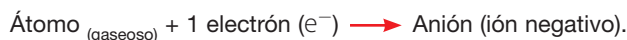


Figura 31. Representación de la electroafinidad del átomo de flúor. Es la energía liberada cuando un átomo neutro independiente acepta un electrón.

Las electroafinidades pueden ser negativas, cuando se libera energía, o positivas, cuando se absorbe energía, y son inversamente proporcionales al tamaño del átomo.

Electronegatividad (E.N.)

La electronegatividad es la tendencia o capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer hacia sí los electrones de otro átomo en un enlace químico.

Electropositividad

Capacidad que tiene un átomo para ceder electrones, razón por la cual esta propiedad es inversamente proporcional a la electronegatividad.

Otras propiedades periódicas son:

Estados de oxidación

Corresponde a la carga que adquiere un átomo neutro cuando se transforma en un ión; por ejemplo:

1. $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^{+} + e^{-}$ Formación de un catión. El Li pasa del estado cero al estado 1⁺.
2. $\text{Br} + e^{-} \rightarrow \text{Br}^{-}$ Formación de un anión. El Br pasa del estado cero al estado 1⁻.

MÁS QUE QUÍMICA

Linus Carl Pauling (1901 – 1994), químico estadounidense, es reconocido como el químico más influyente del siglo XX. Recibió el premio Nobel de Química en 1954 por sus trabajos sobre la electronegatividad y enlaces químicos, y en 1962 el premio Nobel de la Paz por su campaña contra las pruebas nucleares.



SABÍAS QUE

Un mol es la unidad de medida de la magnitud química cantidad de sustancia "n" que equivale a $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos, partículas o unidades fundamentales. Así, un mol de átomos de Cu es equivalente a $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de cobre.

Puntos de ebullición y fusión

El punto de fusión es la temperatura a la que un elemento en estado sólido cambia a estado líquido, mientras que el punto de ebullición corresponde a la temperatura a la que se produce el cambio del estado líquido al gaseoso.

Densidad

Relación entre la masa (m) y el volumen de un cuerpo (V), que en los sólidos y líquidos se expresa en g/cm^3 y en los gases en g/L .

$$d = \frac{m}{V}$$

Volumen molar

Corresponde al volumen que ocupa un mol de sustancia a cierta temperatura y presión. Además, se puede determinar a partir de la densidad y la masa molar (M) de la sustancia. Se calcula como:

$$V = \frac{M}{d}$$

SABÍAS QUE

Los gases nobles son los elementos que presentan un mayor potencial de ionización debido a que su estructura electrónica de capa cerrada les proporciona gran estabilidad.

Sintetizando el comportamiento de las propiedades periódicas en la tabla de los elementos, se observa:

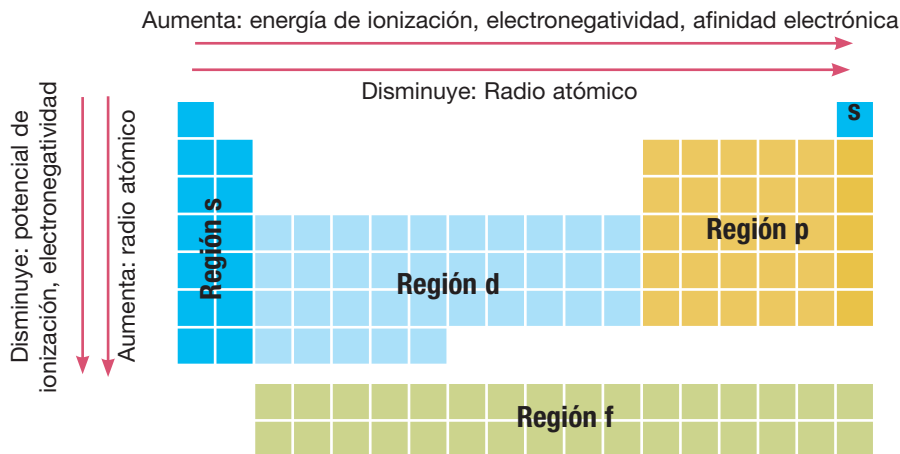


Figura 32. Tabla periódica que muestra el comportamiento de las propiedades periódicas.

Como podrás observar, la Tabla periódica reúne una gran cantidad de información de cada elemento: su número atómico, su número másico y las propiedades periódicas, es decir, todo lo necesario para explicar el comportamiento de cada átomo al relacionarse con otros átomos; en síntesis, explicar el **comportamiento de la materia**.

En <http://www.educaplus.org/properiodicas/index.html> encontrarás más información sobre la estructura de la materia y las propiedades periódicas.

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Analizar datos.
- Sistematizar información.
- Construir gráficos.

1. Confecciona una tabla para reunir los siguientes datos: volumen atómico, radio atómico, radio iónico, potencial de ionización, electroafinidad, electronegatividad para los elementos del Grupo 1, Grupo 17, Período 2 y Período 5, y anota mediante una flecha, indicando la dirección en que aumenta, el comportamiento de las propiedades periódicas.

	Grupo 1	Grupo 17	Período 2	Período 5
Volumen atómico				
Radio atómico				
Radio iónico				
Potencial de ionización				
Electroafinidad				
Electronegatividad				

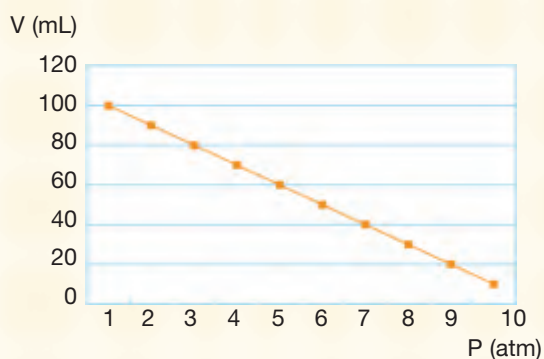
2. Observa el comportamiento de los datos. ¿Cómo varían las propiedades en los grupos y en los períodos?
3. Explica las variaciones de cada propiedad periódica, empleando como fundamento los números cuánticos asociados a cada período y grupo.
4. Dispón los átomos siguientes en orden creciente del radio atómico: Na, Be y Mg. Para ello, es necesario que busques la información en la Tabla periódica.
5. Grafica el radio atómico del grupo 1 y 17 versus el número atómico. ¿Qué puedes concluir respecto al comportamiento del radio atómico – número atómico?

Para ello revisemos algunas reglas básicas y fundamentales para que tu gráfico esté bien elaborado.

- El gráfico debe estar dispuesto al centro de la hoja de trabajo.
- Debe presentar en la parte superior un título, en el que se indica número de gráfico.
- En los ejes se deben indicar magnitud y unidades específicas, estas últimas entre paréntesis.
- Los puntos deben unirlos a mano alzada.
- Debes presentar un trabajo limpio y ordenado.

Observa el siguiente ejemplo del gráfico N° 1:

***Gráfico N°1**



Ejemplo de gráfico.

*El gráfico fue elaborado con datos ficticios.

6. ¿Cuál de los siguientes iones y átomos es el más grande: S^{2-} , S, O^{2-} ?
7. Grafica el potencial de ionización de los elementos del grupo 1 y 17 versus el número atómico. Recuerda las indicaciones anteriormente mencionadas para elaborar el gráfico.
 - a. ¿Qué relación puedes establecer entre el potencial de ionización y el tamaño de los átomos?
 - b. ¿Qué justificación química puedes dar a esa relación?
8. Ordena los átomos siguientes según la energía de primera ionización creciente: Ne, Na, P, Ar y K.
9. Ordena el siguiente grupo de elementos según sus electronegatividades: Li, F, O y Be.
10. Desde la Tabla periódica obtén los datos de electronegatividad de los gases nobles y explica los valores registrados.
11. ¿Por qué disminuyen los radios atómicos de izquierda a derecha en cada período de la Tabla periódica?
12. Reflexiona:

¿Cómo te sientes respecto del siguiente objetivo de aprendizaje?

 - Escribe la configuración electrónica de diversos átomos empleando como fundamento los números cuánticos asociados a cada período y grupo para ubicarlos en la Tabla periódica y explicar las propiedades periódicas.

Utiliza los siguientes conceptos para responder: logrado, medianamente logrado, no logrado.

¡No olvides fundamentar su elección!



El aprendizaje es el proceso de adquirir conocimientos, habilidades, actitudes o valores a través del estudio, la experiencia o la enseñanza.

Para saber tu nivel de esfuerzo y perseverancia, marca con una **X** aquellas acciones que realices en tu proceso de aprender.

Indicadores	Sí	No
Cuando estudio, trabajo lo más seriamente que puedo.		
Cuando estudio, sigo esforzándome aunque la materia sea difícil.		
Cuando estudio, trato de esforzarme en lograr los conocimientos y habilidades que me enseñan.		
Cuando estudio, pongo el mayor empeño posible.		
Cuando estudio, repaso aquellos contenidos que aún no he comprendido.		

Si has marcado un no por respuesta, esto te indica que tu nivel de esfuerzo y perseverancia es bajo y debes trabajar en ello para revertirlo y fortalecerlo.

Tendencias periódicas y el modelo mecanocuántico

Ciertas propiedades de los elementos exhiben un cambio gradual conforme nos movemos a lo largo de un período o una familia (grupo).

El conocer estas tendencias nos ayudará a comprender las propiedades químicas de los elementos.

Del modelo cuántico del átomo podemos concluir que un átomo no tiene una frontera definida. Ello nos conduce a un problema conceptual que puede definirse con la siguiente pregunta: ¿cuál es exactamente el tamaño de un átomo?

Se puede estimar el radio atómico suponiendo que los átomos son objetos esféricos que se tocan unos a otros al estar unidos en una molécula. Para tener la capacidad de predicción, es necesario que los radios atómicos permanezcan iguales al considerar otros compuestos (es decir, que sean aditivos).

¿Qué observamos al examinar los elementos? Al bajar por una familia, los átomos crecen, porque al cambiar de periodo, añadimos otra capa. A lo largo de un periodo los átomos disminuyen de tamaño debido a que al haber más protones la carga positiva es mayor y eso atrae más a los electrones; como no hemos cambiado de nivel, los electrones están más atraídos por el núcleo. Por lo tanto, al bajar en una familia (columna) de la Tabla periódica, el radio atómico crece y al avanzar hacia la derecha en un período de la Tabla periódica, el radio atómico decrece.

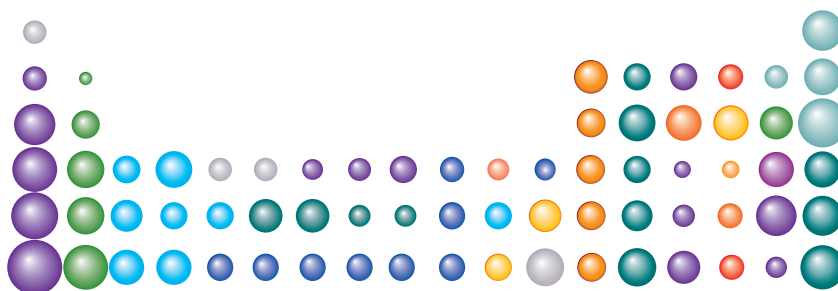


Figura 33. Tendencia de los tamaños relativos de los átomos a lo largo de un período y un grupo en la Tabla periódica.

Hay dos factores que afectan a los orbitales y, por tanto, a los electrones de un átomo:

- El número cuántico principal (la energía de los electrones en el átomo). Es decir, a lo largo de un período no cambia.
- La carga nuclear efectiva (cuántos y cómo están los electrones de ese átomo). Esto significa que el número de electrones que apantallan permanece constante y únicamente varía el número de electrones de valencia. Si el número de electrones crece y los que apantallan la carga del núcleo permanecen constantes, entonces la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) sobre los electrones de valencia crece, y serán más atraídos hacia el núcleo conforme avanzamos en el período, de manera que el radio disminuirá.

Ahora bien, al bajar en una familia, el número cuántico principal aumenta:

- El número de electrones de valencia permanece constante.
- El número cuántico principal aumenta.
- El número de electrones que apantallan crece, pero también crece la carga nuclear y el resultado final es que, esencialmente, la carga nuclear efectiva sobre los electrones de valencia permanece constante.

Importancia de los oligometales ionizados en los seres vivos

Los minerales son sustancias inorgánicas de origen natural. Están presentes en el universo y también en los seres vivos. Así por ejemplo, nuestro cuerpo contiene minerales de: cinc, cobre, hierro y azufre, que forman parte de algunas proteínas; magnesio, potasio y sodio, presentes en nuestros fluidos corporales y líquidos celulares. Estos y muchos otros son indispensables, cuando se encuentran en equilibrio, para realizar procesos químicos y eléctricos que mantienen nuestro organismo en funcionamiento. Sin embargo, cuando alguno de ellos se encuentra en exceso o disminuye su concentración, puede provocar enfermedades.

Los oligometales son elementos químicos metálicos que se encuentran presentes en forma residual; se caracterizan por ser escasos y presentarse en pequeñísimas cantidades. En los seres vivos se han aislado unos 60, pero sólo 14 de ellos se consideran comunes para casi todos. Estos son: hierro (Fe), cobre (Cu), flúor (F), boro (B), vanadio (V), cobalto (Co), molibdeno (Mb), manganeso (Mn), cinc (Zn), yodo (I), silicio (Si), selenio (Se), estaño (Sn) y cromo (Cr).

Por ejemplo, sin la presencia del cobalto no tendríamos vitamina B12, que es fundamental en la formación de las células sanguíneas. El selenio potencia la actividad antioxidante de la vitamina E. El yodo es parte de la estructura de las hormonas tiroideas que regulan el metabolismo. Asimismo, el cromo ayuda a nuestras células a aprovechar la glucosa para obtener energía. El molibdeno y el manganeso permiten que algunos mecanismos enzimáticos funcionen correctamente, y el magnesio ayuda a nuestro organismo a absorber el calcio, esencial para los huesos y dientes. El corazón, por ejemplo, requiere magnesio para cada latido y potasio para la contracción de los músculos.

Nuestro cuerpo necesita aproximadamente dos tercios de todos los elementos conocidos por el hombre; por lo tanto, mantenernos sanos exige tomar estos minerales de manera balanceada en nuestra dieta para aprovechar eficazmente los demás nutrientes y vitaminas.

Muchas situaciones de nuestra vida diaria, como el estrés, dietas demasiado restrictivas y pobres en nutrientes, provocan desequilibrios en nuestro cuerpo. Los síntomas de estas situaciones deficitarias pueden ser calambres musculares, caída de cabello, fatiga general, etcétera.

Cuando existe deficiencia, nuestro organismo intenta compensar el déficit aumentando la absorción de minerales en el intestino, los cuales deben estar presentes en nuestra dieta en forma iónica para ser más biodisponibles. Los podemos encontrar en frutas y vegetales.

Adaptación de artículo
<http://www.marnys.com/>



PARA LA REFLEXIÓN

1. ¿Qué son los minerales y cuál es su importancia para los seres vivos?
2. ¿Cuáles son las propiedades químicas de los minerales que los hacen indispensables para la vida?
3. ¿Por qué los iones se clasifican como biodisponibles?
4. Consulta a tu profesor o profesora de Biología cuál es la importancia y función de las vitaminas B12 y E.
5. Investiga qué minerales están presentes en las tres frutas que más consumes en la semana.
6. Investiga qué es el metabolismo y qué sucede cuando las hormonas tiroideas presentan irregularidades por el exceso y deficiencia de yodo.
7. Investiga por qué los jugadores de tenis, en los tiempos de descanso, consumen plátano y chocolates.

Habilidades a desarrollar:

- Analizar información.
- Formular predicciones.



Revisemos lo aprendido del Tema 2

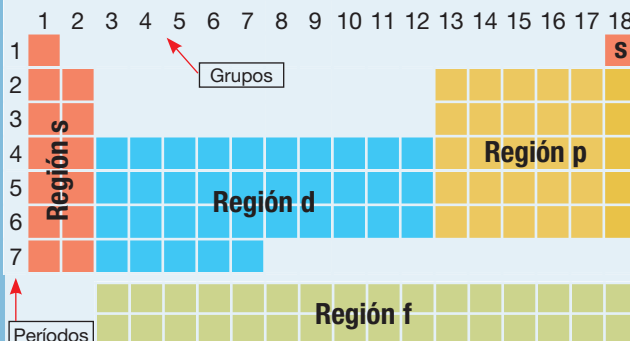
Desarrolla las siguientes actividades individualmente y luego compara tus resultados con los de tus compañeros y compañeras. Consulta todas tus dudas a tu profesor o profesora.

I. Completa las siguientes frases con las palabras que están en el recuadro.

número atómico – representativos – masas atómicas – metales – no metálicos – filas – columnas – volumen atómico – radio atómico

- La Tabla periódica actual se ordena en función del _____.
- Los _____ se pueden caracterizar por ser buenos conductores eléctricos y dúctiles.
- El _____ es la cantidad de centímetros cúbicos que corresponde a un átomo.
- Respecto al comportamiento de la propiedad periódica llamada _____, se puede decir que en la Tabla periódica su comportamiento disminuye en un período de izquierda a derecha.
- Mendeleiev ordena los elementos en su Tabla periódica según los _____.
- La Tabla periódica actual ordena los elementos en siete _____ y dieciocho _____.
- Los grupos A de la tabla agrupan a los elementos _____, que se caracterizan por terminar su configuración electrónica en los subniveles *s* o *sp*.
- Los elementos _____ se caracterizan por ser malos conductores eléctricos y excelentes aislantes térmicos.

II. Ubica en el esquema de la Tabla periódica cada uno de los elementos que a continuación se enumeran según su configuración electrónica. Para ello, observa el nivel de configuración y su capa de valencia.



- | | |
|----------------------------------------------------|-----------------------------------------|
| a. [He] 2s ² | f. [Ar] 3d ³ 4s ² |
| b. [Ne] 3s ² 3p ⁴ | g. [Kr] 5s ¹ |
| c. 1s ² 2s ² 2p ⁴ | h. 1s ² |
| d. 1s ² 2s ² 2p ¹ | i. [Xe] 6s ² |
| e. [Ne] 3s ² 3p ⁵ | j. [Ne] 3s ² 3p ³ |

III. Define las siguientes propiedades periódicas.

- Volumen atómico.
- Radio atómico.
- Potencial de ionización.
- Electroafinidad.
- Electronegatividad.
- Electropositividad.

IV. En tu cuaderno, copia la siguiente tabla y complétala indicando si aumenta o disminuye el comportamiento de la propiedad en los grupos y períodos.

Propiedad	Comportamiento en el GRUPO de arriba hacia abajo	Comportamiento en el PERÍODO de derecha a izquierda
Volumen atómico		
Radio atómico		
Radio iónico		
Potencial de ionización		
Electroafinidad		
Electronegatividad		

V. Ordena los siguientes grupos de átomos según las indicaciones establecidas.

- a. Ni – O – Fr. En orden creciente de electronegatividad.
- b. Ca – Be – Ra. En orden creciente de radio atómico.
- c. Zn – Fe – Cu. En orden creciente de electroafinidad.
- d. Cl – Al – Na. En orden creciente de potencial de ionización.

VI. Justifica las siguientes afirmaciones

- a. El potencial de ionización del elemento con configuración $1s^2 2s^2$ es mayor que el del elemento con configuración $1s^2$.
- b. El radio del elemento con configuración $[\text{Ne}] 3s^1$ es **mayor** que el del elemento con configuración $1s^2 2s^1$.

VII. Opción única

Determina la alternativa que responde correctamente a las preguntas planteadas.

1. Uno de los grandes aciertos de los postulados de Mendeleiev respecto a la ordenación de los elementos fue:

- a. Designar un lugar fijo para el hidrógeno.
- b. Ordenar los elementos en forma creciente según la masa atómica.
- c. Dejar los espacios libres de los elementos que no eran conocidos ni aún descubiertos, pero que obedecían a la secuencia.
- d. Agrupar los lantánidos como un solo elemento.
- e. Establecer la única valencia de los elementos.

2. "El sodio es un elemento de baja electronegatividad y su capa de valencia se ubica en el tercer nivel de energía".

Según la descripción, se puede deducir que el período y grupo de este elemento son respectivamente:

- a. 3 y 13 c. 3 y 1 e. 3 y 12
- b. 4 y 17 d. 5 y 1

3. La Tabla periódica actual se ordena en función de:

- a. El número másico.
- b. El número atómico.
- c. La configuración electrónica.
- d. La electronegatividad.
- e. El potencial de ionización.

Autoevaluación

Al finalizar el tema revisarás el nivel de logro respecto a los aprendizajes. Recuerda ser honesto(a) al responder. Sólo tú sabrás estas respuestas, y su resultado te permitirá revisar aquellos aspectos que consideras que no han sido completamente logrados.

Indicador de logro	L	ML	PL
Conozco los nombres y símbolos de los primeros veinte elementos del sistema periódico, construyo sus configuraciones electrónicas y, de acuerdo con su posición dentro del período, puedo predecir si sus características serán metálicas o no metálicas.			
Aplico habilidades de observación, razonamiento e investigación.			
Reconozco que muchas de las propiedades de los elementos se repiten periódicamente, y valoro el ordenamiento de los elementos en el sistema periódico como el resultado de un proceso histórico en la búsqueda de sistematizar y ordenar una gran cantidad de información.			
Distingo las propiedades de radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad y las reconozco como propiedades periódicas.			
Puedo explicar el origen de la variación periódica del radio atómico, de la energía de ionización y de la electroafinidad en los elementos del segundo período.			
Escribo correctamente la configuración electrónica de diversos átomos, empleando como fundamento los números cuánticos asociados a cada período y grupo para ubicarlos en la Tabla periódica y explicar las propiedades periódicas.			

Enumera tres estrategias que tomarás para lograr los aspectos que has marcado como **ML** y **PL**.
Elabora un plan de trabajo en una carta Gantt que considere un mes de duración.

Para elaborar una carta Gantt debes tener claro:

- Tiempo de extensión para abordar las tareas.
- Tareas que derivan de la estrategia propuesta.
- Elaborar una matriz que te permita organizar las tareas temporalmente.

Síntesis de la Unidad 1

1. Al cierre de la Unidad, reordena los elementos de la actividad “Ciencias en Acción” en el esquema de la Tabla periódica.

Elemento	Número de protones	Número de neutrones	Tipo
Magnesio	12	12	Metal
Litio	3	3	Metal
Helio	2	2	Gas noble
Flúor	9	10	No metal
Potasio	19	20	Metal
Fósforo	15	16	No metal
Argón	18	22	Gas noble
Estroncio	38	51	Metal
Bromo	35	45	No metal
Neón	10	10	Gas noble
Aluminio	13	14	Metal
Nitrógeno	7	7	No metal

	1																					18	
1		2																					
2																							
3			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12											
4																							
5																							
6																							
7																							

- ¿Usaste un criterio de organización distinto al propuesto al inicio del tema?
- ¿Qué conocimientos has puesto en práctica para ordenar los elementos químicos?

2. Conceptos clave que aprendiste en esta unidad son los siguientes. Elabora con ellos un mapa conceptual.

Átomo	Núcleo atómico	Protón	Electrón	Neutrón
Modelo atómico de Thomson.	Modelo atómico de Rutherford.	Modelo atómico de Bohr.	Modelo mecánico-cuántico del átomo.	Teoría atómica de Dalton.
Orbital.	Número atómico.	Número másico.	Isótopo.	Principio de incertidumbre.
Principio de mínima energía.	Principio de exclusión de Pauli.	Principio de máxima multiplicidad de Hund.	Configuración electrónica.	Grupo o familia.
Período.	Metal.	No metales.	Propiedades periódicas.	Volumen atómico.
Potencial de ionización.	Electroafinidad.	Electronegatividad.	Electropositividad.	Radio atómico.

Camino a...

FECHA: / /

NOMBRE:

1. Cuando una mujer está embarazada, se aconseja no someterla a una exploración por rayos X porque durante el examen se liberan:

 - I. Rayos α
 - II. Rayos β
 - III. Rayos de frecuencia mayor que la radiación UV (ultra violeta)

a. Sólo I. c. Sólo III. e. II y III.
b. Sólo II. d. I y II.
2. Electrón diferencial es el electrón más energético de un átomo. Entonces, los valores de los números cuánticos n y l para el electrón diferencial del átomo ${}_{13}\text{Al}$ son, respectivamente:

a. 2 y 1 c. 3 y 1 e. 3 y 2
b. 2 y 2 d. 3 y 0
3. Señala cuál de las siguientes afirmaciones es la correcta:

 - a. El nivel energético está relacionado con la distancia al núcleo.
 - b. El nivel energético viene determinado por la letras s, p, d, f,...
 - c. El número máximo de electrones que caben en el tercer nivel energético es de 36.
 - d. Los electrones se ordenan en los átomos desde dentro hacia afuera, llenando completamente todos los niveles antes de poder añadir electrones en el siguiente.
 - e. La longitud de onda es proporcional a la frecuencia en el espectro electromagnético.
4. Cierta orbital tiene un número cuántico magnético $m_l = -1$. Indica qué tipo de orbital no podría ser:

 - a. Orbital f
 - b. Orbital d
 - c. Orbital p
 - d. Orbital s
 - e. Orbital n
5. De los siguientes elementos, el (o los) que presenta(n) dos electrones desapareados en su estado fundamental es (o son):

 - I. ${}^6\text{C}$
 - II. ${}^8\text{O}$
 - III. ${}^9\text{Be}$

a. Sólo I
b. Sólo III
c. Sólo I y II
d. Sólo II y III
e. I, II y III
6. Determinado orbital tiene $n = 4$ y $l = 2$. Este debe ser un orbital:

 - a. 3p
 - b. 4p
 - c. 5d
 - d. 4s
 - e. 4d
7. Indica cuál de los fenómenos puede observarse con exactitud:

 - a. La posición del electrón en un átomo de hidrógeno.
 - b. La frecuencia de radiación emitida por los átomos de hidrógeno.
 - c. La trayectoria del electrón en un átomo de hidrógeno.
 - d. El movimiento ondulatorio de los electrones.
 - e. El espectro de absorción y emisión, en un mismo instante, del átomo de hidrógeno.
8. La configuración electrónica ns^2np^5 es característica de los elementos llamados:

 - a. Halógenos.
 - b. Alcalinos térreos.
 - c. Alcalinos.
 - d. Calcógenos.
 - e. Gases nobles.
9. Respecto a la configuración electrónica de $[\text{Ar}]4s^1$, y considerando que el Z del Ar es 18, es correcto que:

 - a. Corresponde a un gas noble.
 - b. Tiene todos sus orbitales llenos.
 - c. Posee 19 electrones.
 - d. Posee 4 orbitales llenos.
 - e. Posee 4 orbitales tipo s con 1 electrón.
10. Las siguientes especies químicas isoelectrónicas: Cl^- , K^+ y Ca^{2+} , clasifícalas por orden creciente de tamaño, energía de ionización y afinidad electrónica.

 - I. Tamaño: $\text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Cl}^-$.
 - II. Energía de ionización: $\text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{Ca}^{2+}$.
 - III. Afinidad electrónica: $\text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{Ca}^{2+}$.
 - IV. Energía de ionización: $\text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Cl}^-$.

a. Sólo I y II
b. Sólo II y III
c. Sólo I y III
d. Sólo I, II y III
e. Sólo I, III y IV

UNIDAD 2

ENLACE QUÍMICO



Introducción

En nuestra vida interviene cotidianamente un gran número de sustancias químicas. Por ejemplo, comenzamos nuestra mañana usando jabón, pasta dental, champú, entre otros; continuamos con una taza de té, café, leche o jugo, y así sucesivamente. Te has preguntado alguna vez ¿cómo están constituidas esas sustancias?

La gran mayoría de las sustancias que a diario utilizamos no son elementos puros, sino agrupaciones organizadas de átomos que se unieron para dar origen a compuestos esenciales como la sal de mesa. ¿Cuántas veces al día ocupamos sal sin detenernos a pensar qué es lo que en realidad estamos consumiendo?

¿Qué motiva y causa que los átomos se agrupen dando origen a diversas sustancias? ¿Qué forma tienen los distintos compuestos o agrupaciones de sustancias? ¿Se relacionan las propiedades con su estructura? ¿Por qué algunos materiales son más duros que otros? ¿Influirán los tipos de enlaces en los diferentes estados en que se encuentran los materiales a temperatura ambiente? ¿En la mezcla de sustancias tendrán que ver los enlaces de los átomos y moléculas? Estas y otras preguntas tendrán su respuesta en torno a los enlaces químicos, tema central de esta unidad.



Al finalizar la unidad estarás en capacidad de:

- Relacionar la configuración electrónica con el tipo de enlace que los átomos forman predominantemente en compuestos comunes.
- Valorar la utilidad de la estructura de Lewis para explicar y predecir el comportamiento químico de algunos compuestos.
- Explicar el comportamiento de los átomos y moléculas al unirse por enlaces iónicos, covalentes y de coordinación para formar compuestos comunes como los producidos en la industria, en la minería y en los seres vivos.
- Aplicar los modelos de enlace iónico, covalente y de coordinación a casos simples de interacciones de átomos en la formación de compuestos comunes.
- Relacionar el enlace químico y la estructura cristalina de algunos compuestos con algunas de sus propiedades y usos.
- Representar correctamente las estructuras de Lewis de átomos, iones poliatómicos y moléculas en sustancias comunes.
- Representar tridimensionalmente la forma de diferentes moléculas empleando modelos de varilla y pelotitas u otros.
- Interpretar datos empíricos, distinguiendo entre lecturas literales y lecturas inferenciales, en términos de conceptos y modelos teóricos del enlace químico.



TEMA 1

Los átomos se unen

Estudiarás en este tema:

- Enlace químico.
- Símbolo de Lewis.
- Enlace iónico o electrovalente.
- Enlace covalente.
- Enlace metálico.
- Estereoquímica- Geometría molecular.
- Polaridad molecular.
- Interacciones moleculares.

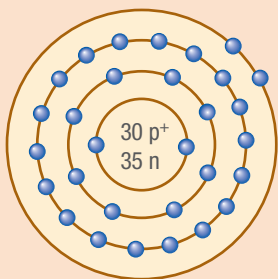


Figura 1. Diagrama atómico del cinc.

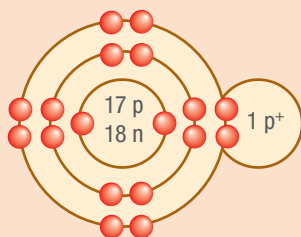


Figura 2. Diagrama molecular del ácido clorhídrico.

A nuestro alrededor encontramos un sinnúmero de materiales que se han formado por la unión entre los átomos como los compuestos comunes producidos por la industria y la minería, así como los que forman parte de la composición de nuestro organismo y el de otros seres vivos. Gracias a la configuración electrónica y las propiedades periódicas es posible predecir y comprender la formación de enlaces químicos.

A modo de evaluación diagnóstica, marca con una **X**. ¿Cuánto sabes del enlace químico?

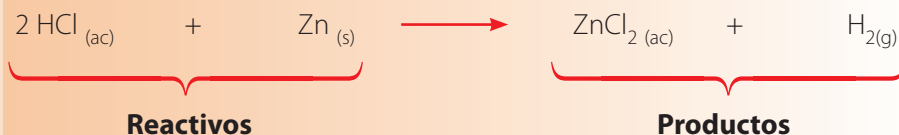
Afirmaciones	1	2	3
La variedad de compuestos que se forman están unidos por medio del enlace químico.			
Los estados de la materia dependen del tipo de uniones que se establecen entre los átomos.			
Las propiedades de las sustancias pueden ser explicadas por los enlaces químicos.			
Existen enlaces iónicos, covalentes y de coordinación.			

(1. Lo sé 2. Muy poco 3. No lo sé)

Y para comenzar...

Cuando en un tubo de ensayo agregas un trozo de cinc metálico (Zn) y sobre él ácido clorhídrico (HCl), observas que se produce un burbujeo y aparece un vapor blanco por la boca del mismo.

La reacción química que explica el proceso es la siguiente:



Observa con atención la ecuación química y responde:

- ¿Qué producto obtenido produce burbujeo y vapor blanco?
- Si observas la reacción del cambio de reactantes en productos, ¿cuál de las siguientes frases representa mejor el proceso? Justifica tu elección.
 - Los reactivos desaparecen.
 - Se forman nuevos productos de sustancias distintas a las de los reactantes.
 - Se forman nuevos productos con las mismas sustancias presentes en los reactantes.
- ¿Cómo explicas que las mismas sustancias (hidrógeno, cloro, cinc) de los reactivos estén presentes en los productos?
- ¿Puedes explicar cómo se formó el H_2 y el ZnCl_2 ?



Combinación de átomos

Estudiaremos:

- Reacciones químicas.

Introducción

Muchas de las actividades que realizan a diario tienen implícitas reacciones químicas. Por ejemplo, al encender un fósforo ¿los productos obtenidos son parecidos a los reactivos utilizados? Podrán observar que en su rutina cotidiana hay muchos otros ejemplos de reacciones químicas.

El objetivo de esta actividad experimental es observar las reacciones químicas entre los siguientes reactivos:

- Ácido clorhídrico (HCl) y cinc metálico (Zn).
- Sulfato de cobre (II) (CuSO_4) y cinc metálico (Zn).
- Nitrato de plata (AgNO_3) y ácido clorhídrico (HCl).

Paso 1: La observación

Como hemos visto en la unidad anterior, es importante que observemos atentamente los fenómenos estudiados, como la reacción del ácido clorhídrico y el cinc. ¿Cómo explican la formación del hidrógeno gaseoso (H_2) y del cloruro de cinc (ZnCl_2)?

Paso 2: Preguntas de investigación

También hemos señalado que deben plantear preguntas que guíen su investigación. Por ejemplo, ¿qué sucede al reaccionar el CuSO_4 y el Zn? Esta vez indicaremos las preguntas y luego, con la ayuda de su profesor o profesora y buscando información, podrán formular hipótesis.

- ¿Qué productos son formados al reaccionar los reactivos indicados?
- ¿Por qué ocurren estas reacciones químicas?

Paso 3: Formulación de hipótesis

Recuerden que los científicos formulan respuestas probables o inferencias a las preguntas de investigación basándose en su experiencia y en la información obtenida a través de rigurosos procesos de indagación.

Según lo investigado y conversado con su profesor o profesora,

¿qué hipótesis formulan para esta actividad?

Paso 4: Diseño experimental

Con el objetivo de observar las reacciones químicas de los reactivos y comprender la importancia de los enlaces, realizarán las siguientes actividades para someter a prueba las hipótesis establecidas.

Reacción del ácido clorhídrico y del cinc.

- Con la ayuda de una pipeta y tomando el tubo de ensayo con la pinza, agreguen 2 mL de ácido clorhídrico, como muestra la Figura 3.
- Sobre el ácido clorhídrico agreguen una granalla de cinc.

CIENCIA EN ACCIÓN



Habilidades a desarrollar:

- Observar.
- Investigar.
- Interpretar.
- Predecir.

Materiales

- Tres tubos de ensayo.
- Dos pipetas.
- Una pinza para tubos de ensayo.
- Una espátula.

Reactivos

- Ácido clorhídrico (HCl).
- Granalla de cinc (Zn).
- Sulfato de cobre (II) (CuSO_4).
- Nitrato de plata (AgNO_3).
- Agua destilada.

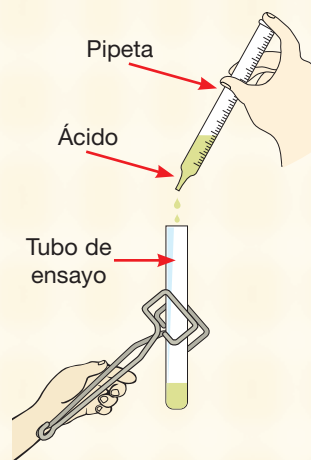


Figura 3.

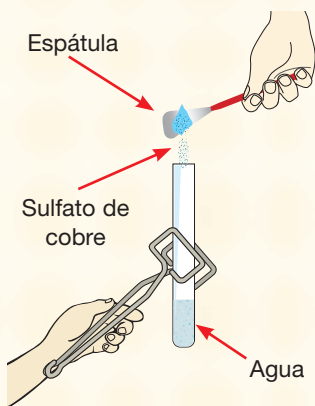


Figura 4.

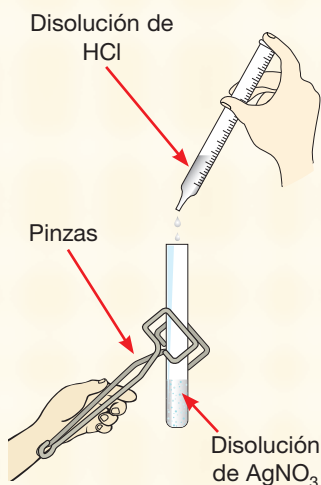


Figura 5.

Reacción del sulfato de cobre y del cinc.

1. En el segundo tubo de ensayo, con la ayuda de la pipeta, agreguen 2 mL de agua destilada.
2. Sobre el agua destilada dispuesta en el tubo, agreguen una punta de espátula de sulfato de cobre (II). Agiten para disolver y homogeneizar la disolución formada. (Figura 4).
3. Sobre la disolución formada, agreguen una granalla de cinc (Zn).

Reacción del nitrato de plata y del ácido clorhídrico.

1. En el tercer tubo de ensayo agreguen 2 mL de agua destilada.
2. Sobre el agua destilada, dispongan una punta de espátula de nitrato de plata. Agiten para disolver y homogeneizar la disolución formada.
3. Sobre la disolución de nitrato de plata, agreguen 10 gotas de ácido clorhídrico. (Figura 5).

Paso 5: Registro de observaciones

Recuerden que para todo científico es fundamental hacer un registro organizado y ordenado de las observaciones.

¿Cómo registrarían los datos ordenadamente?

Paso 6: Recopilación y ordenamiento de datos

Ordenen los datos obtenidos según el registro establecido por el equipo de trabajo, considerando que son importantes las características iniciales de los reactivos utilizados y las características de los productos obtenidos.

Paso 7: Análisis de datos

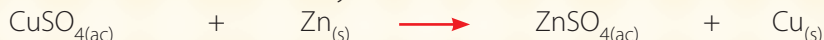
Recuerden que el análisis de los datos les permitirá finalmente responder las preguntas de investigación. Tengan presente que para lograr ese objetivo deben realizar un proceso ordenado de manera lógica y meticulosa (características intrínsecas del procedimiento científico). Por eso les invitamos a responder las siguientes preguntas:

1. Investiguen, ¿qué es un enlace químico?
2. Con la ayuda de su profesor o profesora, determinen cuáles son los enlaces presentes en los reactivos utilizados y productos obtenidos.
3. Determinen qué sucedió con los enlaces, considerando que las reacciones químicas que han observado son las siguientes:

Reacción del ácido clorhídrico y del zinc.



Reacción del sulfato de cobre y del zinc.



Reacción del nitrato de plata y del ácido clorhídrico.



4. Con la ayuda de su profesor o profesora, relacionen sus observaciones con los productos obtenidos en cada reacción química. Por ejemplo, en la primera reacción observan que aparece un vapor blanco que corresponde al único gas formado, el hidrógeno (H₂). ¿Cómo se relacionan sus hipótesis con sus observaciones?. Entonces ¿deben aceptarlas o rechazarlas?

5. Según el comportamiento observado, ¿cómo definirían reacción química?
6. De acuerdo con las observaciones y datos organizados, ¿cuál es la importancia de los enlaces químicos?

Paso 8: Conclusión y comunicación de resultados

Para comunicar los resultados obtenidos y sus conclusiones, diseñen un informe de laboratorio teniendo presente orientaciones como las siguientes:

- El lenguaje utilizado debe ser correcto.
- El texto ha de ser estructurado en forma coherente, de modo de transmitir un mensaje con un discurso formal.
- Cada una de las ideas principales debe ser estructurada en párrafos, según las indicaciones por página:

Página	Descripción
1	<p>Presentación portada</p> <p>Margen izquierdo superior: Nombre de tu colegio o liceo/Insignia. Identificación de la asignatura.</p> <p>Centro: Nombre del informe Laboratorio: Reacciones químicas.</p> <p>Margen inferior derecho: Identificación de los integrantes del grupo. Curso. Nombre profesor o profesora. Fecha de entrega.</p>
2	<p>Resumen</p> <p>Describir brevemente, los conceptos más importantes de tu trabajo, las preguntas, hipótesis, metodología empleada, los resultados obtenidos y conclusiones.</p>
3 y 4	<p>Introducción</p> <p>Presentación del marco teórico, es decir, los conceptos investigados que se aplican en este trabajo de laboratorio. Luego debes poner el objetivo, las preguntas de investigación, las hipótesis y resultados esperados.</p>
5 y 6	<p>Diseño experimental</p> <p>Explicitación de las actividades experimentales realizadas.</p>
7 y 8	<p>Resultados y organización de datos</p> <p>Presentación de los resultados y tablas que los organizan.</p>
9	<p>Análisis de los resultados</p> <p>Respuesta a las preguntas formuladas en el paso 7.</p>
10	<p>Discusión y conclusiones</p> <p>Presentación de las conclusiones obtenidas haciendo referencia a:</p> <ul style="list-style-type: none"> - La respuesta de las preguntas de investigación y si las hipótesis son aceptadas o rechazadas. - El aprendizaje obtenido gracias a la actividad experimental. - Evaluación de la actividad en cuanto a errores presentados, distribución de roles, asignación de tiempos u otros aspectos por considerar. - El aprendizaje obtenido gracias a la actividad experimental. - Evaluación de la actividad en cuanto a errores presentados, distribución de roles, asignación de tiempos u otros aspectos por considerar.
11	<p>Bibliografía</p> <p>Indicar las fuentes bibliográficas utilizadas en el desarrollo de la experiencia y elaboración del informe. Por ejemplo, si es un libro sigue el siguiente orden: autor (por orden alfabético: apellidos, nombre). Título de la obra, editorial, país, año.</p>

Paso 9: Evaluación del trabajo realizado

Es fundamental para actividades posteriores evaluar el trabajo realizado, así como el nivel de logro alcanzado respecto a los objetivos propuestos.

Comparte con tu grupo las siguientes preguntas, luego transfórmalas en indicadores que puedan ser evaluados usando la simbología +, ± y -.

1. ¿Cada integrante se preocupó de leer las habilidades a desarrollar durante la actividad?
2. ¿Cada uno de los integrantes fue responsable durante el trabajo desarrollado?
3. ¿La actividad propuesta les permitió desarrollar la habilidad de investigación?
4. ¿Todos tuvieron una actitud de respeto en la práctica experimental?
5. ¿Pudieron observar las reacciones químicas propuestas y gracias a ellas valorar los enlaces químicos?
6. ¿La actividad propuesta les permitió desarrollar la habilidad de predecir?
7. ¿La actividad les permitió tener una clara idea de lo que son los enlaces químicos?
8. ¿La actividad propuesta les permitió desarrollar la habilidad de observar y relacionar?



Tomar conciencia del conocimiento y la comprensión sobre las ideas científicas a través de la indagación implica realizar una serie de actividades para estudiar el mundo natural y proponer explicaciones de acuerdo con la evidencia que proviene del trabajo científico. Revisaremos cuántas de estas acciones están realizando en su práctica diaria.

Indicadores	Nunca	A veces	Siempre
1. Llevo a cabo observaciones sobre los fenómenos en estudio.			
2. Manifiesto curiosidad en mi trabajo cotidiano.			
3. Defino preguntas a partir de los conocimientos previos.			
4. Reúno evidencias utilizando la información de la Web.			
5. Utilizo las investigaciones previas.			
6. Planteo posibles explicaciones o hipótesis preliminares.			
7. Planifico y llevo a cabo investigaciones sencillas.			
8. Recopilo evidencia a partir de la observación.			
9. Explico los fenómenos basándome en las evidencias.			
10. Añado datos a las explicaciones.			
11. Considero otras opiniones científicas.			
12. Considero nuevas evidencias.			
13. Compruebo las explicaciones existentes del tema.			
14. Comunico de manera científica los resultados.			
15. Doy a conocer una explicación basada en las evidencias.			

Si has respondido en alguno de los indicadores “nunca” o “a veces”, es preciso que desarrolles o fortalezcas ese indicador con ayuda de tus compañeros y compañeras o de tu profesor o profesora para ser un estudiante exitoso en la indagación científica.

Enlace químico

En la Tabla periódica actual existen 118 elementos, pero si cuentas las sustancias químicas que existen en el mercado, tales como la sal, el azúcar, la mayonesa, los jabones, los perfumes, o en la propia naturaleza, como el agua, en minerales como la malaquita o cuprita, etc., te darás cuenta de que la cantidad de sustancias es muy superior a 118. ¿Cómo se explica esto? Simple. Los elementos reaccionan y se combinan unos con otros formando nuevas sustancias a las que llamamos **compuestos**.

Compuestos tan comunes como la sal y el azúcar parecen a simple vista muy similares, pero son muy diferentes en su composición química. La sal está constituida por iones de sodio Na^+ y iones cloruro Cl^- ; el azúcar, en cambio, no tiene iones, consta de moléculas de sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Al disolverlas en agua, por ejemplo, la sal se disuelve separando sus iones (tiene un comportamiento denominado electrolito), el azúcar, en cambio, separa sus moléculas (tiene un comportamiento de no electrolito).

¿Cómo se explica la diferencia entre ambas sustancias? Básicamente en la estructura electrónica de los átomos constituyentes y en la naturaleza de las fuerzas químicas que los unen para formar los compuestos.

Diversos estudios han demostrado que los elementos son en su mayoría inestables en su estado fundamental, lo que está avalado por la distribución de su nube electrónica. De allí la importancia de lo propuesto por Kössels y Lewis, que estudiarás en detalle más adelante, que indica que los átomos tienden en una combinación química alcanzar la configuración electrónica del gas noble más cercano en su último nivel de energía. Por lo tanto, pierden, ganan, comparten o aportan electrones a otros átomos logrando, la estabilidad química, señal de la necesidad de formar un enlace químico. Si miras atentamente la configuración electrónica de algunos elementos, observarás que en ellas siempre los niveles no están completos y quedan orbitales disponibles para algunos electrones o, en su defecto, y considerando la electronegatividad, es posible que sea conveniente que los electrones sean entregados a otros elementos.

Para el cloro $Z = 17$ se tiene:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ como es un elemento de alta electronegatividad, es posible que aloje un electrón en $3p^5$, alcanzando una configuración electrónica semejante al argón, como el anión Cl^- .

El litio de $Z = 3$ presenta la configuración:

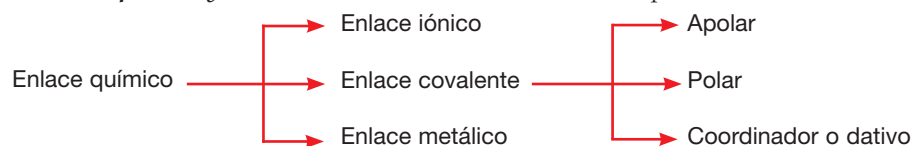
$1s^2 2s^2 2p^1$ como es un elemento de baja electronegatividad, es posible que entregue el electrón de $2p^1$, alcanzando una configuración electrónica semejante al neón, como el catión Li^+ .

SABÍAS QUE



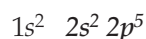
La sal y el azúcar son compuestos químicos formados por la agrupación de átomos distintos en cada sustancia.

El enlace químico se define como **la fuerza que mantiene unidos a los átomos en un compuesto** y se clasifica como se muestra en el esquema:



Cuando los átomos forman enlaces lo hacen a través de sus electrones más externos, aquellos que se ubican en el último nivel de energía (electrones de valencia), ya sea perdiendo o ganando tantos como pueda alojar en el último nivel o compartiendo, lo que depende de la electronegatividad que presenten. Así, por ejemplo, al ser el flúor (F) el elemento más electronegativo del sistema periódico, su tendencia permanente será ganar tantos electrones como pueda recibir en su último nivel.

Si observas la configuración electrónica de flúor (F) de número atómico (Z) igual a 9, tenemos:



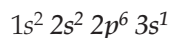
Se observa que en el último nivel ($n = 2$) existen 7 electrones y la posibilidad de recibir o alojar un electrón más, quedando como F^- y con la configuración:



La configuración electrónica resultante es idéntica a la del neón.

Químicamente, el flúor se combinará con un elemento que ceda con facilidad su electrón, entre ellos se encuentran los metales.

Así, por ejemplo, el sodio (Na) tiene un número atómico de $Z=11$ y su configuración electrónica es:



Si observas el último nivel de energía es $3s^1$, que nos indica que a este átomo, para obtener configuración de gas noble, y conseguir la estabilidad química, cede un electrón. Entonces tendrá la configuración del gas noble de $Z=10$, que corresponde al neón. Así, el electrón liberado buscará rápidamente un receptor que podría ser perfectamente el flúor, que necesita un electrón para lograr la estabilidad química. A partir de ese intercambio electrónico se forma el fluoruro de sodio, NaF.



El procedimiento cognitivo que se debe realizar antes de una tarea de aprendizaje es:

- Preguntarse por la importancia de la tarea que se desarrollará.
- Evaluar el deseo de éxito que se espera con realizar esa tarea.
- Pensar en estrategias compensatorias para controlar actitudes negativas.
- Pronosticar la utilidad de la realización de la tarea.
- Utilizar estrategias compensatorias para controlar las actitudes negativas, por ejemplo, hablar con el profesor, padre o amigo.
- Encontrar algo bueno sobre la tarea por realizar.
- Disponer algún premio por completar la tarea.
- Formular hipótesis, plantear preguntas, hacer predicciones.
- Dialogar consigo mismo como lo haría un profesor al enseñar.

En http://www.icarito.cl/medio/articulo/0,0,38035857_152308969_151844410_1,00.html podrás encontrar definiciones de enlace químico y de otros conceptos importantes.

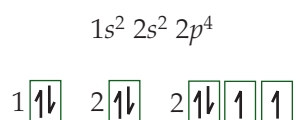
Símbolos de Lewis

En 1916, dos científicos americanos Gilbert Newton Lewis e Irving Langmuir, y el alemán Walter Kossel, en forma independiente, establecieron que: **un átomo en combinación química tiende a alcanzar en su último nivel de energía la configuración electrónica de un gas noble, para lo cual puede ceder, ganar o compartir electrones con otro átomo.**

En el mismo año, G. Lewis, además de establecer la base teórica que explica la conformación de los enlaces, elaboró un sistema de notación para representar los electrones de valencia de cada átomo.

En la **Notación de Lewis**, los electrones del último nivel de energía se representan a través de puntos o cruces alrededor del símbolo químico del elemento.

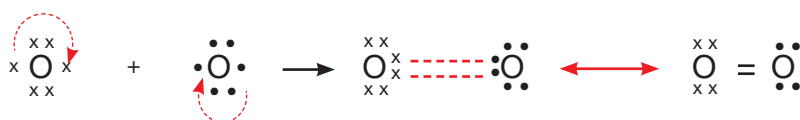
Por ejemplo, la configuración electrónica del oxígeno (O) $Z = 8$ es:



Se puede observar que existen 6 electrones de valencia, lo que en notación de Lewis se expresa como:

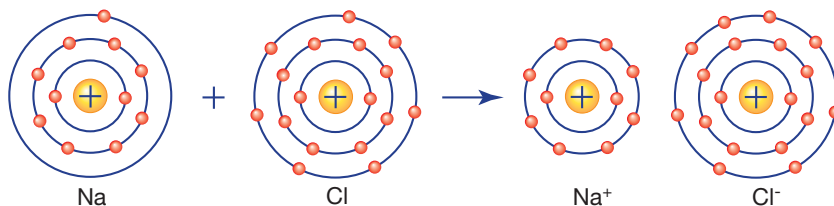


Así, por ejemplo, la formación de la molécula diatómica de oxígeno se expresa de la siguiente forma según la notación de Lewis:

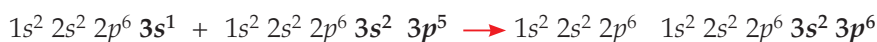


La participación de los electrones de valencia en la formación de un compuesto como la sal puede ser representada en el siguiente esquema:

a. Diagramas atómicos:



b. Configuración electrónica:



c. Notación de Lewis:



Gilbert Newton Lewis (1875-1946), físico-químico estadounidense que estableció la base teórica que explica la conformación de los enlaces y elaboró un sistema de notación para representar los electrones de valencia de cada átomo.

SABÍAS QUE

La notación de Lewis cobra mayor valor cuando se establece para los compuestos químicos, pues a partir de ella se puede determinar su geometría y predecir su comportamiento. Estamos frente a un claro ejemplo de la importancia de los enlaces químicos y su aplicación a la vida cotidiana.

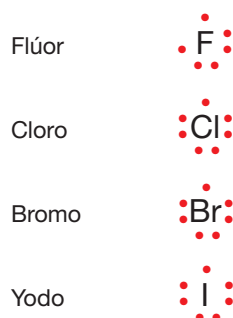
La formación del Na^+ a partir del Na, y del Cl^- a partir del Cl indica que el átomo de sodio perdió un electrón y que un átomo de cloro lo ganó, tal como se mostró anteriormente. Esta transferencia de electrones para formar iones con carga opuesta ocurre cuando los átomos en cuestión difieren mucho en su atracción por los electrones, es decir, presentan diferencias de electronegatividades elevadas.

Los elementos del grupo 1 tienen una configuración electrónica que termina de la forma ns^1 , donde n corresponde al nivel de energía que es coincidente con el período al que pertenece el elemento; por ende, su notación es:



Del mismo modo, el sodio (Na), el litio (Li), el potasio (K), el rubidio (Rb), el cesio (Cs) y el francio (Fr) tendrán la misma representación.

Asimismo, para los elementos del grupo 17, que presentan la configuración electrónica ns^2p^5 , con 7 electrones de valencia, la representación de cada uno de ellos será:



La conclusión del postulado de Lewis, Langmuir y Kössel queda establecida en lo que hoy se conoce como **regla del octeto**, que dice: **Cuando se forma un enlace químico, los átomos reciben, ceden o comparten electrones, de modo que el último nivel de energía de cada átomo contenga ocho electrones, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más cercano en la Tabla periódica.**

Los átomos de los elementos de tamaño pequeño, tales como el hidrógeno, el litio y el berilio, cuando establecen enlaces **tienden a completar su último nivel de energía con dos electrones, alcanzando la configuración electrónica del helio**, condición conocida como **regla del dueto**.

De acuerdo con lo estudiado en la unidad anterior, cada grupo o familia presenta una configuración electrónica similar en el último nivel de energía.

Aplicando la notación de Lewis, se obtiene la siguiente tabla resumen:

Grupo	1	2	13	14	15	16	17
Notación de Lewis	$\text{X}\cdot$	$\cdot \text{X}\cdot$	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{X}}}$	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{X}}}$	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{X}}}$	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{X}}}$	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{X}}}$

En <http://www.fisicanet.com.ar/biografias/cientificos/l/lewis.php> podrás encontrar los trabajos realizados por Lewis y sus aportes a la química moderna.

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Predecir.
- Interpretar datos.

I. Determina la configuración electrónica de los siguientes elementos y establece en cada caso los electrones de valencia.

1. Del grupo 1:

- a. Li b. Na c. K d. Rb

2. Del grupo 17:

- a. F b. Cl c. Br d. I

II. Con la ayuda de tu profesor o profesora, y empleando lo propuesto por Kössel y Lewis, determina ¿cuántos electrones deben ganar, perder o compartir los elementos configurados anteriormente y qué ión (catión o anión) podrían formar?

Por ejemplo, el potasio (K) tiene la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, por lo que presenta 1 electrón de valencia, y el gas noble más cercano a este elemento es el argón (Ar), cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Por lo tanto, el K para alcanzar la configuración del Ar debe perder un electrón, convirtiéndose en el catión K^+ .

III. Representa la estructura de Lewis de las siguientes especies químicas.

- a. ${}_{19}K$ c. ${}_{16}S$ e. CO_2 g. NH_4^+
 b. ${}_{11}Na^+$ d. ${}_{8}O^{2-}$ f. H_2O h. HS^-

IV. Las especies químicas del punto III (ejercicio de la a. a la d.), cuando están como átomos (neutras) ¿Se comportan como metales o no metales? Justifica tu respuesta.

V. De acuerdo con los valores de electronegatividad mostrados en la siguiente tabla según Pauling, predice: ¿cuál será el comportamiento como ión de los elementos de valores altos y bajos de electronegatividad?

H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,4
Cs 0,7	Ra 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ba 0,9					

VI. Predice el comportamiento químico como ión de los siguientes elementos de acuerdo con los valores de electronegatividad.

- a. Ba b. P c. Al d. I

VII. ¿Qué puedes concluir de los ejercicios resueltos? ¿Qué dificultades se te presentaron en el desarrollo de la actividad?

Enlace iónico o electrovalente

Este enlace se forma cuando los átomos participantes presentan una apreciable diferencia de electronegatividad (ΔEN) igual o mayor a 1,7, produciéndose la transferencia de uno o varios electrones desde el átomo de menor al que posee mayor electronegatividad. Debido a ello, uno de los átomos pierde electrones, formando un catión, y el otro gana electrones formando un anión, estableciéndose una fuerza electrostática que los enlaza y da origen a los **compuestos iónicos**.

El ejemplo más común y cotidiano que podemos encontrar respecto a la formación del enlace iónico y, en consecuencia, de un compuesto iónico es el cloruro de sodio o sal de mesa.

Ejemplo 1: Unión del sodio y el cloro.

El sodio (Na) presenta la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y una electronegatividad de 0,9.

El cloro (Cl) tiene una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ y una electronegatividad de 3,0.

Si ambos átomos se “unen”, observaríamos el siguiente comportamiento:

- El sodio tiene como gas noble más cercano al neón, mientras que el cloro tiene al argón; por lo tanto, al sodio (Na) le “conviene” perder un electrón, y al cloro (Cl) “ganarlo”.
- La electronegatividad de los átomos (Na 0,9 y Cl 3,0) nos indica que el Cl tiene una tendencia mayor que el Na para ganar electrones.
- En síntesis, el Na cederá un electrón, y el Cl lo recibirá, tal como lo muestran las siguientes figuras.

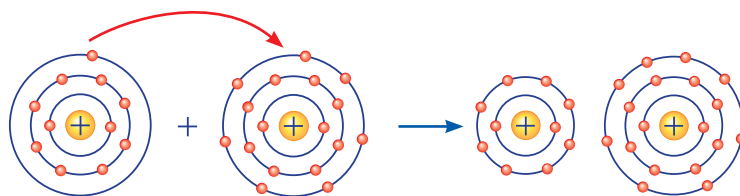


Figura 6. El sodio cede su electrón de valencia al cloro, así se obtienen el catión Na^+ y el anión Cl^- .

El ejemplo propuesto en la Figura 6 involucra un metal con energía de ionización baja (Na) y un no metal (Cl) con elevada afinidad por los electrones.

Según la notación de Lewis, podría expresarse como:

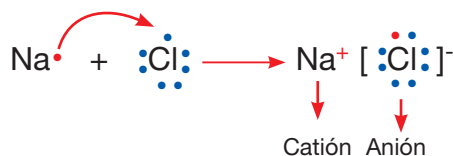


Figura 7. Simbología de Lewis de la formación del compuesto iónico de cloruro de sodio.

MÁS QUE QUÍMICA

Se tienen registros y evidencia histórica, tales como vajillas para evaporar agua y obtener sal, que indican que el ser humano comenzó a emplear el cloruro de sodio hace 4700 años, principalmente por necesidad fisiológica.

SABÍAS QUE

Dado el comportamiento de la electronegatividad en la Tabla periódica y la ubicación de los metales y no metales, se establece que, en general, el enlace iónico se produce entre un metal que cede electrones y un no metal que gana electrones.

Como vimos en el ejemplo anterior, un átomo de cloro con siete electrones en el tercer nivel de energía necesita un electrón para aparearse con su electrón no apareado en $3p$, logrando así la estructura electrónica estable del argón. Al ganar un electrón, el átomo de cloro se convierte en un ión cloruro (Cl^-), como se puede observar en la Figura 8, partícula cargada negativamente con 17 protones y 18 electrones, proceso durante el que libera energía:

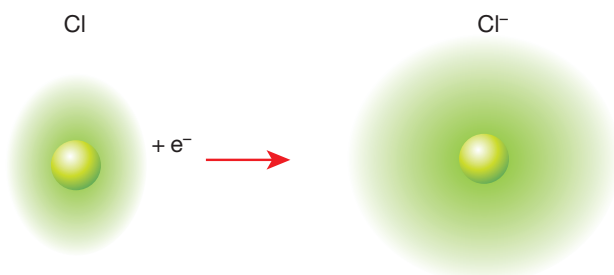


Figura 8. Átomo de Cl y su respectivo ión de Cl^- .

Por su parte, el electrón $3s$ del átomo de sodio se transfiere al orbital $3p$ medio lleno del átomo de cloro para formar un ión de sodio positivo y un ión cloruro negativo. El compuesto cloruro de sodio es el resultado de que los iones Na^+ y Cl^- se atraigan fuertemente, ya que sus cargas electrostáticas son de signo contrario.

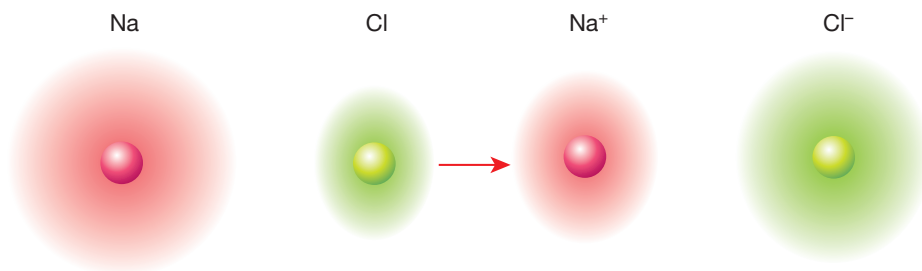


Figura 9. Representación del tamaño relativo del átomo de Na y Cl y sus respectivos iones.

En la Figura 9 podemos comparar los tamaños relativos de los átomos de sodio y cloro con los de sus iones. El ión sodio es menor que el átomo debido principalmente a dos factores:

1. El átomo de sodio ha perdido su electrón externo, por lo que disminuye su tamaño.
2. Los 10 electrones restantes son atraídos ahora por los 11 protones, por lo que se acercan más al núcleo.

Por el contrario, el ión cloruro es más grande que el átomo porque:

1. Tiene 18 electrones pero sólo 17 protones.
2. La atracción nuclear sobre cada electrón disminuye, lo que permite que el átomo de cloro se expanda en cuanto forma un ión.

El **tamaño de los iones** permite determinar la estructura y la estabilidad de los sólidos iónicos; para ello, se obtiene tanto la energía de red como la forma en que los iones se empaican en un sólido.

El tamaño iónico también es un factor importante que rige las propiedades de los iones en solución.

El tamaño de un ión depende de su carga nuclear, del número de electrones que posee y de los orbitales en los que residen los electrones de la capa exterior.

Por ejemplo, si analizamos los tamaños relativos de un ión y su átomo padre tenemos que los iones positivos se forman quitando uno o más electrones de la región más externa del átomo. Por tanto, la formación de un catión no sólo deja vacíos los orbitales más extendidos en el espacio, sino que también reduce las repulsiones electrón-electrón total. En consecuencia, los *cationes son más pequeños que sus átomos padre*, como se muestra en la figura 10, donde se observa lo que ocurre con el sodio al combinarse con el cloro.

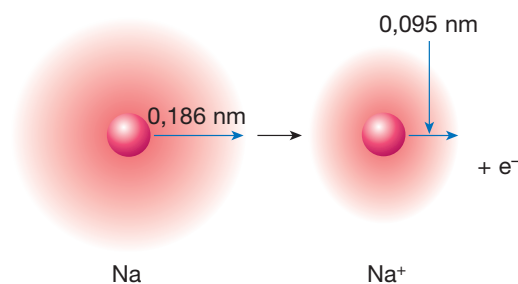


Figura 10. Representación del tamaño relativo del átomo de sodio (Na) y su respectivo ión sodio (Na⁺), sabiendo que 1 nm (nanómetro) es igual 10^{-9} m (metro).

Lo contrario ocurre con los iones negativos. Cuando se agregan electrones para formar un ión, el aumento en las repulsiones electrón-electrón hace que los electrones se extiendan más en el espacio. Por tanto, *los aniones son más grandes que sus átomos padre*.

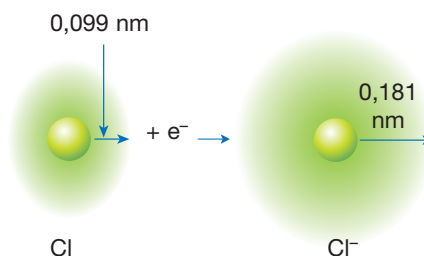


Figura 11. Representación del tamaño relativo del átomo de cloro y su respectivo ión Cl⁻.

Es importante señalar también que *para iones con la misma carga, el tamaño aumenta conforme bajamos por un grupo de la Tabla periódica*. Así, al incrementarse el número cuántico principal del orbital ocupado más externo de un ión, aumenta también el tamaño tanto del ión como de su átomo padre.

En síntesis, al formar el compuesto también se provoca un cambio en el radio atómico de los átomos participantes.

Hemos visto que cuando el sodio reacciona con el cloro cada átomo se convierte en un ión. El cloruro de sodio, como todas las sustancias iónicas, se mantiene unido por la atracción entre las cargas positivas y negativas. Un **enlace iónico** es la atracción entre iones con carga opuesta.

La reacción química entre el sodio y el cloro es muy vigorosa y produce además de la sal que se forma, mucho calor. Cuando se libera la energía de una reacción química, los productos son más estables que los reactivos, pues, como has podido observar, en el NaCl ambos átomos alcanzan una estructura electrónica de gas noble.

Ejemplo 2: Unión del Ca con el Cl.

1. La configuración electrónica del Ca es $[\text{Ar}] 4s^2$, su gas noble más cercano es el Ar $Z = 18$ y su E.N. 1,0; por lo tanto, en notación de Lewis, el calcio se presenta como:



Figura 12. Simbología de Lewis de un átomo de calcio.

2. El cloro (Cl) tiene una configuración electrónica $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$, su gas noble más cercano el Ar $Z = 18$ y una E.N. 3,0.



Figura 13. Simbología de Lewis de un átomo de cloro.

3. La diferencia de E.N. será: $\Delta EN = E_{\text{Cl}} - E_{\text{Ca}} = 3,0 - 1,0 = 2,0$ (mayor a 1,7), por lo tanto, existe un enlace iónico.

Podemos establecer entonces que el elemento de mayor E.N., en este caso el Cl, ganará los electrones suficientes para completar su último nivel de energía, y el de menor E.N. (Ca) perderá los electrones necesarios para igualar la configuración electrónica de su gas noble más cercano.

En síntesis, el Cloro debe ganar 1 electrón, convirtiéndose en el anión Cl^- , y el calcio cede 2, quedando como el catión Ca^{2+} . Se presenta entonces un problema de proporciones que se soluciona de la siguiente manera: el Ca deberá unirse a dos átomos de cloro, así cada uno recibirá uno de sus electrones, lo que se representa como lo indica la siguiente ecuación:

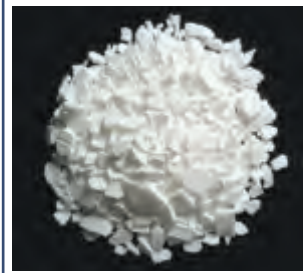


Figura 14. Simbología de Lewis de la formación del cloruro de calcio (CaCl_2).

El cloruro de calcio (CaCl_2) es un compuesto químico de amplio uso industrial. Por ejemplo, en la minería se emplea en el control de polvos y estabilización de vías; en la agricultura, como fertilizante; en la construcción, como acelerador de secado del concreto, y en la refrigeración, como estabilizante de bajas temperaturas.

MÁS QUE QUÍMICA

El **cloruro cálcico** o **cloruro de calcio** es un compuesto químico inorgánico, mineral utilizado como medicamento en enfermedades o afecciones ligadas al exceso o deficiencia de calcio en el organismo.



Predicción de fórmulas de los compuestos iónicos

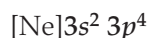
Los metales pierden electrones para llegar a la configuración electrónica de un gas noble (el anterior en la Tabla periódica). Un no metal forma un ión al ganar los electrones suficientes para adquirir la configuración electrónica del gas noble que le sigue inmediatamente en la Tabla periódica. Esto que puede sintetizarse como: *en muchos compuestos químicos de los elementos representativos, cada átomo toma una configuración de un gas noble*. Este concepto forma la base para comprender los enlaces químicos.

Podemos aplicar este principio para predecir las fórmulas de los compuestos iónicos. Para hacerlo debemos reconocer que los compuestos químicos son siempre electrónicamente neutros. Además, el metal perderá electrones para adquirir una configuración de gas noble y el no metal ganará electrones para alcanzar la configuración de un gas noble.

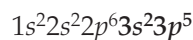
Veamos como ejemplo el compuesto formado entre el bario (Ba) y el azufre (S). El Ba $Z = 56$ presenta la siguiente configuración electrónica:



El S $Z = 16$ presenta la configuración electrónica:



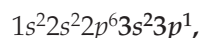
Si el bario pierde dos electrones, logrará la configuración del xenón. Por su parte, al ganar dos electrones, el azufre adquiere la configuración del argón. En consecuencia, se transfiere un par de electrones entre los átomos. Ahora tenemos Ba^{2+} y S^{2-} . Como los compuestos son electrónicamente neutros, debe haber una relación de 1 : 1 entre un Ba y un S, quedando la fórmula BaS. En cambio, si el bario (Ba) reacciona con el cloro (Cl) de configuración electrónica:



el cloro debe alojar un electrón para alcanzar la configuración del argón (Ar). Esto sucederá en la medida en que la electronegatividad del Cl le permita atraer los electrones del bario y la electropositividad del bario le permita liberarlos. Como el bario libera dos electrones es necesario contar con dos cloros para que cada uno de ellos reciba los electrones; por ende, la relación será 1 : 2, formando el compuesto BaCl_2 .

Si el aluminio (Al) se combina con el azufre (S), la relación proporcional cambia, pues, el azufre, como ya se vio, necesita 2 electrones para completar su último nivel de energía.

El aluminio (Al) de configuración electrónica:



es menos electronegativo que el azufre, por lo que puede compartir sus tres electrones de valencia con el azufre.

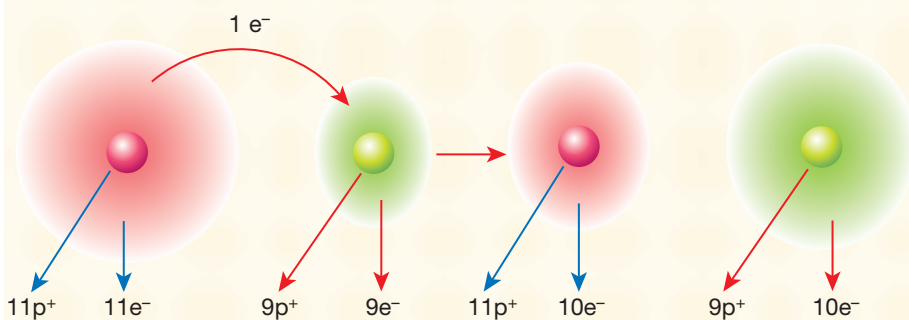
Para que ello ocurra, es necesario que proporcionalmente se compense la cantidad de electrones que cada uno de ellos aportará al compuesto, siendo necesario que haya 3 átomos de azufre por cada dos de aluminio. La fórmula será Al_2S_3 .

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Interpretar.
- Aplicar.
- Predecir.

1. Observa la siguiente figura y responde:



- Busca en la Tabla periódica y anota el símbolo de cada elemento.
 - Representa el proceso a través de la simbología de Lewis.
 - Explica con tus palabras la figura.
- Describe qué le sucede a los electrones de valencia cuando se combina un átomo metálico con uno no metálico para formar un compuesto iónico.
 - Predice cuál será el comportamiento de un compuesto iónico sólido si es expuesto a la corriente eléctrica.
 - Escribe la fórmula de los compuestos iónicos de los siguientes pares de elementos químicos teniendo presente la configuración electrónica, la estructura de Lewis y sus electrones de valencia, que pueden ser obtenidos considerando la información de la Tabla periódica.
 - Litio y oxígeno.
 - Calcio y azufre.
 - Aluminio y flúor.
 - ¿Qué conclusiones puedes establecer al observar los datos de la siguiente tabla?

ión	O ²⁻	F ⁻	Na ⁺	Mg ²⁺
Número de electrones	10	10	10	10
Número de protones nucleares	8	9	11	12
Radio iónico (picómetro, $1 \cdot 10^{-12}$ metros)	140	133	98	79

Tomada de: Química y reactividad química. Kotz, Treichel, Weaver. Sexta edición. Editorial Thomson.

- Explica las variaciones de tamaño que pueden experimentar los aniones y los cationes en un período y en un grupo.
- ¿Puedes distinguir entre una lectura literal y una inferencial en las actividades anteriormente presentadas en este desafío?

Compuestos iónicos

Los compuestos iónicos forman redes cristalinas constituidas por iones de carga opuesta unidos por fuerzas electrostáticas. Este tipo de atracción determina las propiedades observadas. Si la atracción electrostática es fuerte, se forman sólidos cristalinos de elevado punto de fusión e insolubles en agua; si la atracción es menor, como en el caso del NaCl, el punto de fusión también es menor y, en general, son solubles en agua e insolubles en líquidos apolares como el benceno.

Debido a la fuerza electrostática que se establece entre los iones formados en un enlace iónico, sus compuestos se caracterizan por:

- Ser sólidos a temperatura ambiente.
- Presentar altos puntos de evaporación y fusión.
- Ser buenos conductores eléctricos cuando están fundidos o disueltos en agua (en disolución acuosa).
- Romperse con facilidad en estado sólido.
- Ser malos conductores de calor.
- Disolverse en agua fácilmente a temperatura ambiente.
- Formar estructuras tridimensionales (redes cristalinas) en estado sólido.

Un ejemplo de red cristalina es la siguiente:

SABÍAS QUE

En un compuesto iónico, la electrovalencia de un átomo se define como el número de electrones ganados o cedidos por ese átomo durante la formación del enlace.

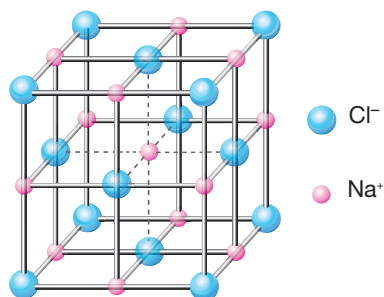


Figura 15. Modelo de puntos para el NaCl

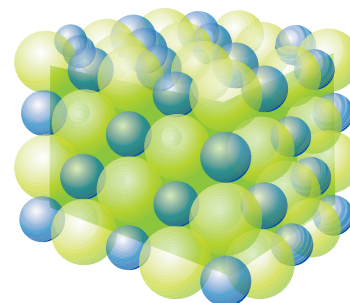
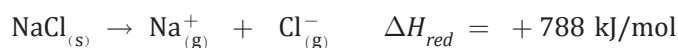


Figura 16. Modelo de esferas rígidas para el NaCl

La razón principal por la que los compuestos iónicos son estables es la atracción entre iones con carga diferente. Esta atracción hace que los iones se junten, liberando energía y formando una matriz sólida o red; como muestra la Figura 15. Una medida de la estabilidad que alcanzan los iones con cargas opuestas en un sólido iónico está dada por la **energía de red**. Esta se define como *la energía necesaria para separar totalmente un compuesto iónico sólido en sus iones gaseosos*.

Imagina que la estructura que se expone en la Figura 15 se expande desde adentro hacia afuera, aumentando la distancia entre los iones hasta que quedan totalmente separados. Para hacer factible el proceso es necesaria una energía de +788 kJ/mol, equivalente a la energía de la red:



La siguiente tabla presenta la energía de red de algunos compuestos iónicos:

Compuesto	Energía de red (kJ/mol)	Compuesto	Energía de red (kJ/mol)
LiF	1030	KF	808
LiCl	834	KCl	701
LiI	730	MgCl ₂	2326
NaF	910	SrCl ₂	2127
NaCl	788	MgO	3795
NaBr	732	CaO	3414
NaI	682	SrO	3217

La magnitud de la energía de red de un sólido depende de las cargas de los iones, sus tamaños y su disposición en el sólido. La energía potencial de dos partículas cargadas que interactúan está dada por:

$$E = \frac{k Q_1 Q_2}{d}$$

Donde:

Q_1 y Q_2 son las cargas de las partículas.

d es la distancia entre sus centros

k es la constante de Coulomb de valor $8,99 \cdot 10^9 \text{ Jm/C}^2$

Siendo J (Joule) Unidad de energía, m (metros) unidad de longitud o distancia, y C el valor de carga eléctrica.

Al analizar la ecuación y sus posibles resultados, se deduce que la interacción atractiva entre dos iones de carga opuesta aumenta conforme se incrementan las magnitudes de sus cargas y disminuye la distancia entre sus centros. Así, para una organización dada de iones, la energía de red aumenta al elevarse las cargas de iones y al disminuir sus radios. Es importante mencionar que la magnitud de las energías de la red depende primordialmente de las cargas iónicas, porque la variación de los radios iónicos no es muy grande.

Algunos ejemplos de compuestos iónicos son: el fluoruro de sodio de la pasta dental, el yoduro de potasio de la sal común y el fosfato de calcio que se encuentra en los dientes, huesos, cáscara de huevos y fertilizantes, entre otros. (Ver Figura 17).

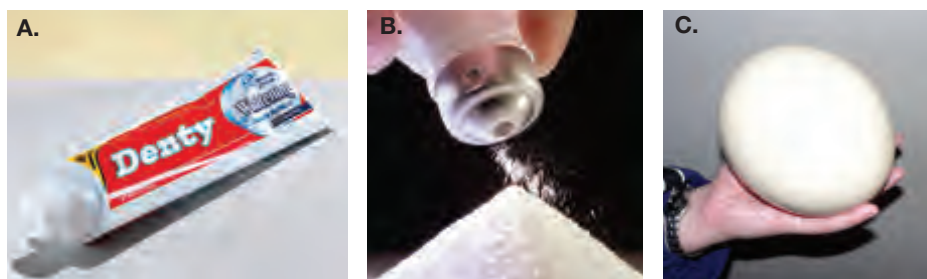


Figura 17. Compuestos iónicos de uso común: A. Fluoruro de sodio (NaF), B. Yoduro de potasio (KI) y C. Fosfato de calcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$)

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Identificar.
- Asociar.
- Interpretar.
- Predecir.

En este desafío debes preguntarte si has cumplido con los siguientes objetivos de aprendizaje:

- Identificar los aspectos necesarios para definir correctamente el enlace iónico y predecir las propiedades de los compuestos que se forman.
- Escribir correctamente la fórmula de los compuestos iónicos.
- Establecer relaciones entre las propiedades periódicas de los elementos y su comportamiento al formar un enlace químico.
- Identificar instancias de la indagación científica.

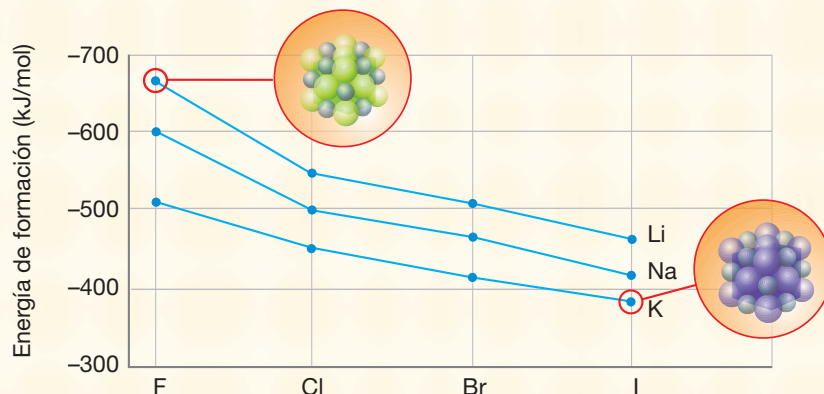
1. Para cada uno de los pares de los elementos químicos que formarán un compuesto iónico determina: los electrones transferidos, la variación de los radios atómicos, la diferencia de electronegatividad, las propiedades características (estado de la materia a temperatura ambiente), la fórmula química de los compuestos y ordénalos crecientemente según la energía de red.

- a. Li y F b. Na y F c. K y Cl d. Mg y Cl e. Sr y Cl

2. Revisa los datos de energía de red presentados en la Figura 16 (página 97) y responde:

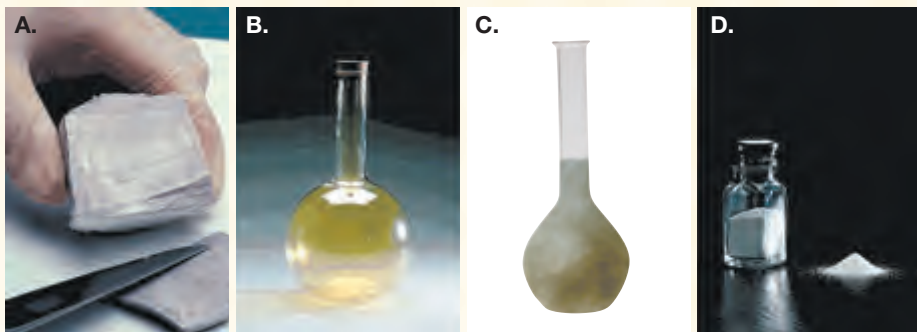
- a. ¿Cómo se explica que la diferencia de energía de red entre los compuestos que presentan el mismo catión, como LiF, LiCl, LiBr, sea diferente?
b. ¿Qué otras interpretaciones puedes establecer respecto de los datos?

3. Observa el siguiente gráfico de formación de sales iónicas a partir de los metales alcalinos con los halógenos y la energía de formación del par iónico. Al respecto:



- a. ¿Qué información científica representa el gráfico?
b. ¿Cuál sería el mejor título para el gráfico?
c. ¿Qué pregunta de investigación sería consecuente con la información del gráfico?
d. ¿Qué hipótesis elaborarías en este caso?
e. ¿A qué conclusión llegarías de acuerdo con la información presentada?

4. La formación de cloruro de sodio a partir de los elementos que lo componen, se muestra a través de las siguientes imágenes:



Considere el cuadro B una solución acuosa y respecto de las imágenes responda:

- ¿Qué representan cada uno de los recuadros marcados con las letras (A), (B), (C) y (D)?
- ¿Cuál será el estado físico de cada uno de los componentes de la reacción de formación del cloruro de sodio a temperatura ambiente?
- ¿Cuáles serán los valores de la energía de red y de energía de formación del cloruro de sodio según los datos presentados en el texto?
- Predice el comportamiento de los compuestos iónicos respecto a: solubilidad en agua, estado físico en condiciones normales, conductividad eléctrica en condiciones normales, valores de electronegatividad, ordenamiento molecular, usos y aplicaciones en lo cotidiano.



Reflexiona: una vez desarrollada la actividad sugerida, establece el logro de tus aprendizajes según la siguiente simbología:

L: Logrado con facilidad.

Ld: Logrado con dificultad.

Pl: Por lograr.

Criterios de evaluación	Indicadores de logro		
	L	Ld	Pl
Puedo identificar que los electrones son transferidos desde el metal al no metal.			
Comprendo que los radios atómicos disminuyen en los cationes y aumentan en los aniones.			
Puedo explicar que el enlace iónico se forma entre átomos metálicos y no metálicos y que su diferencia de electronegatividad es igual o superior a 1,7.			
Sé que los compuestos iónicos tienen elevados puntos de fusión, se encuentran a temperatura ambiente en estado sólido, conducen la corriente eléctrica si se encuentran disueltos, entre otras características.			
Ordeno los compuestos iónicos según la energía de la red iónica a partir de los datos de la tabla.			
Establezco la fórmula correcta de los compuestos iónicos.			
Identifico las distintas etapas de la indagación científica.			

Enlace covalente

La gran mayoría de las sustancias químicas no poseen las características de los materiales iónicos, por el contrario, una porción elevada de las sustancias con las que tenemos contacto diariamente, por ejemplo el agua, tienden a ser gases, líquidos o sólidos de puntos de fusión bajos. Asimismo, otros como **la gasolina**, se vaporizan fácilmente, y otros son flexibles a temperatura ambiente, como las bolsas de plástico y la parafina. Para la clase tan grande de sustancias que no se comportan como sustancias iónicas, es necesario un modelo diferente para comprender el enlace entre los átomos, y por ende, las características y propiedades de los compuestos.

MÁS QUE QUÍMICA

La gasolina tiene bajo punto de evaporación, así que con facilidad se puede producir un incendio.



G.N. Lewis en 1916 estableció que un átomo podría adquirir la configuración electrónica de un gas noble compartiendo electrones con otro átomo, unión denominada **enlace covalente**.

Es aquel que se forma cuando los átomos participantes tienen electronegatividades similares o iguales, produciendo una diferencia que puede ser igual o superior a cero y menor a 1,7. Así, a diferencia del enlace iónico, no se forman iones, puesto que los electrones no se transfieren de un átomo a otro; por el contrario, se comparten.

En las sustancias en que los átomos tienen enlaces covalentes se forman moléculas verdaderas. Es correcto referirnos a moléculas de sustancias como: hidrógeno, cloro, cloruro de hidrógeno, dióxido de carbono, agua, o azúcar. Estas sustancias contienen únicamente enlaces covalentes y existen como agregados de moléculas. Pero no usamos el término molécula cuando hablamos de compuestos enlazados iónicamente, por ejemplo, el cloruro de sodio, porque tales sustancias existen como grandes agregados de iones positivos y negativos, no son moléculas.

El estudio de la molécula del hidrógeno nos permite tener una perspectiva de la naturaleza del enlace covalente y de su formación. La formación de una molécula de hidrógeno, H_2 , comprende el traslape y el apareamiento de orbitales electrónicos $1s$ a partir de dos átomos de hidrógeno, como se muestra en la Figura 18. Cada átomo contribuye con un electrón del par que comparten los dos núcleos de hidrógeno. El orbital de los electrones incluye ahora ambos núcleos de hidrógeno, pero los factores de probabilidad muestran que el lugar para encontrar a los electrones (el punto de mayor densidad electrónica) es entre los dos núcleos. Los dos núcleos están protegidos entre sí por el par de electrones, lo que posibilita que los dos núcleos puedan estar muy cerca uno del otro.

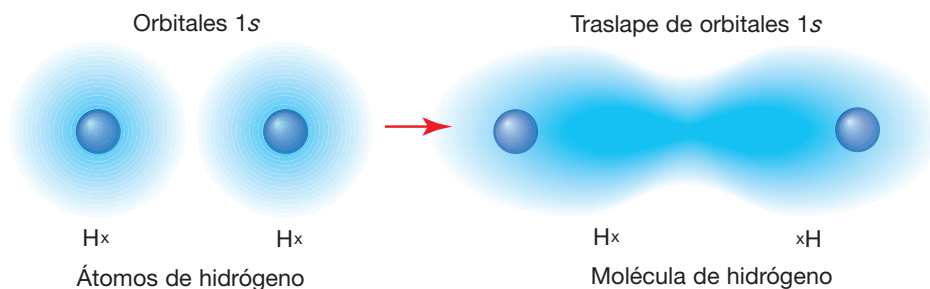


Figura 18. Representación de dos átomos de hidrógeno con sus orbitales $1s$, que al formar la molécula de hidrógeno originan el traslape de los orbitales $1s$.

La relación del concepto elaborado por G.N. Lewis de enlaces de pares de electrones con la idea de los orbitales atómicos conduce a un nuevo modelo denominado **teoría de enlace valencia**.

Según lo propuesto por Lewis, los enlaces covalentes ocurren cuando los átomos comparten electrones, lo que provoca que la densidad electrónica se concentre entre los núcleos. En la teoría de enlace de valencia se señala que la acumulación de la densidad electrónica entre dos núcleos ocurre cuando un orbital atómico de valencia de un átomo se fusiona con uno de otro átomo. Se indica entonces que los orbitales comparten una región del espacio, o que se **traslapan**, lo que permite a dos electrones con espín distinto u opuesto compartir el espacio común entre los núcleos y formar así un enlace covalente.

El cloro gaseoso, de fórmula Cl_2 , se origina cuando los dos átomos de cloro se combinan y forman esta molécula. Los electrones deben interactuar de modo semejante al del ejemplo del hidrógeno. Cada átomo de cloro sería más estable con ocho electrones en su capa.

Pero los átomos de cloro son idénticos y ninguno es capaz de jalar un electrón y quitárselo al otro. Lo que sucede es que el orbital electrónico 3p no apareado de un átomo de cloro se traslapa con el orbital electrónico 3p del otro átomo, que tampoco está apareado, dando como resultado un par de electrones mutuamente compartidos por los dos átomos.

Cada átomo proporciona uno de los dos electrones que se comparten. Así, cada átomo alcanza una estructura estable de ocho electrones al compartir un par de electrones con el otro átomo. Ningún átomo de cloro tiene una carga positiva o negativa, pues ambos contienen el mismo número de protones y atraen por igual al par de electrones que comparten.

Por ejemplo, el enlace del ácido clorhídrico (HCl) compuesto presente en el jugo gástrico.

1. El hidrógeno (H) presenta la configuración electrónica $1s^1$ y una electronegatividad 2,1.
2. El cloro (Cl) posee una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ y una electronegatividad 3,0.

Si ambos átomos se “unen”, observaríamos el siguiente comportamiento: el hidrógeno tiene como gas noble más cercano al helio; el cloro, al argón; por lo tanto, ambos átomos “desean” tener un electrón más para asemejarse a su gas noble más cercano. (Ver Figura 19).

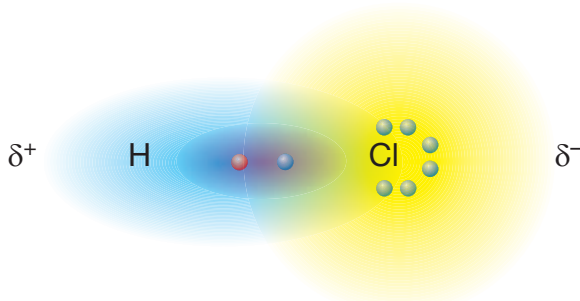
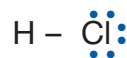


Figura 19. Distribución de los electrones en forma de nube en el HCl.

MÁS QUE QUÍMICA

Uno de los componentes principales del jugo gástrico es el ácido clorhídrico (HCl), compuesto químico de alto poder abrasivo que es secretado por las células gástricas parietales.

Los electrones compartidos forman un enlace que se representa con líneas rectas de la siguiente forma:



Clasificación	Característica	Ejemplo
Simple o sencillo o saturado.	Se comparte un par de electrones.	Agua (H ₂ O). $\text{H} : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}} : \text{H}$ H - O - H
Doble	Se comparten cuatro electrones (dos pares).	Dióxido de carbono (CO ₂). $\overset{\cdot\cdot}{\text{O}} : \text{C} : \overset{\cdot\cdot}{\text{O}}$ O = C = O
Triple	Los electrones compartidos son seis (tres pares).	Nitrógeno (N ₂). $:\text{N} : \text{N} :$ N ≡ N

A continuación, se representan los diagramas de las moléculas con enlace simple, doble y triple, respectivamente.

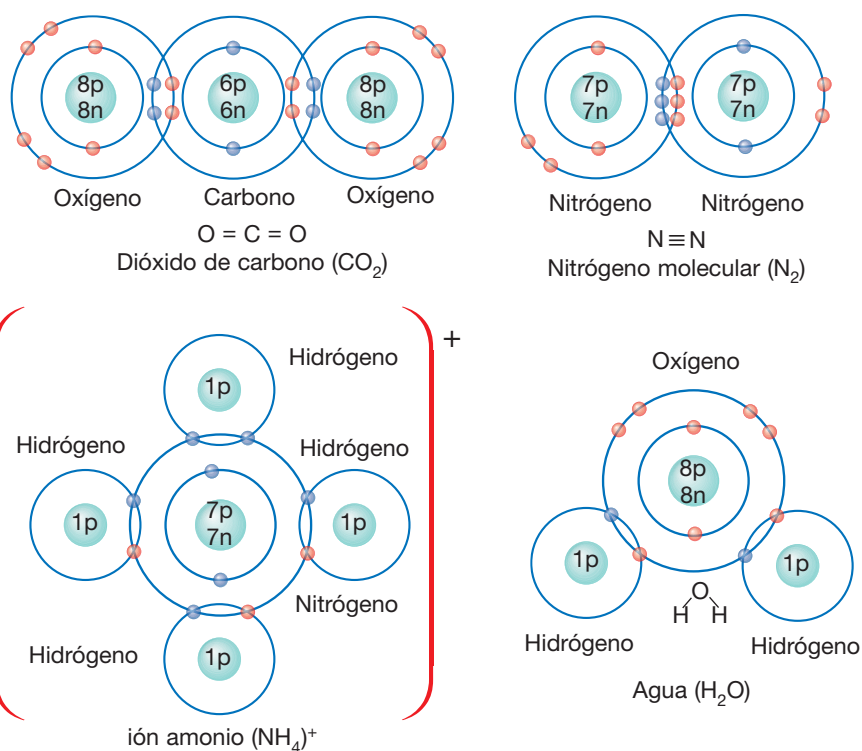


Figura 20. Diagramas moleculares del dióxido de carbono, nitrógeno molecular, ión amonio y el agua.

Otra clasificación de los enlaces covalentes según la diferencia de electronegatividad indica que podemos encontrar: enlace covalente puro o apolar o no polar, ejemplo nitrógeno molecular N₂; enlace covalente polar, ejemplo agua H₂O y dióxido de carbono CO₂ y enlace coordinado o dativo, en uno de los enlaces covalentes del ión amonio NH₄⁺ (Ver Figura 20).

En <http://web.visionlearning.com/custom/chemistry/animations/CHE1.7-an-H2Obond.shtml> puedes encontrar una simulación gráfica del enlace de átomos de hidrógeno y del agua.

Enlace covalente apolar

Este tipo de enlace covalente se forma por la unión de átomos con la misma electronegatividad, siendo su diferencia de electronegatividad (ΔEN) igual a cero. Generalmente, da origen a moléculas homoatómicas, es decir, moléculas que comparten electrones entre dos átomos idénticos; por ejemplo, hidrógeno, H_2 ; oxígeno, O_2 ; nitrógeno, N_2 ; flúor, F_2 ; bromo, Br_2 , y yodo, I_2 .

Molécula de hidrógeno:



Molécula de flúor:



Los compuestos de flúor han tenido en la historia diversas aplicaciones, entre ellas:

- El politetrafluoroetileno (PTFE), también denominado teflón, ampliamente empleado como revestimiento de diversas superficies, principalmente como aislante.
- En la síntesis del hexafluoruro de uranio, UF_6 , que se emplea para obtener Uranio enriquecido U^{235} , elemento radiactivo que conforma una de las principales materias primas de la energía nuclear.

Al escribir las estructuras, comúnmente sustituimos el par de puntos o equis usados para representar un par de electrones compartidos por una raya (-). Una raya representa un enlace simple; dos rayas, un doble enlace, y tres rayas, un enlace triple. Así, las estructuras se escribirían:

Molécula de yodo:



Molécula de oxígeno:



Molécula de nitrógeno:



Entre los principales usos del oxígeno molecular están:

- Como líquido es utilizado en los motores de propulsión de los cohetes.
- En la industria es empleado en soldaduras y en la fabricación de acero y metanol.
- En la medicina es suministrado como suplemento a pacientes con dificultades respiratorias, y se emplean botellas de oxígeno en diversas prácticas deportivas como el submarinismo o laborales, en el caso de acceder a lugares cerrados, o escasamente ventilados, o con atmósferas contaminadas.

MÁS QUE QUÍMICA

El flúor es un elemento químico esencial para el ser humano. Está presente en las pastas dentales como fluoruro de sodio y en los utensilios de cocina que poseen un revestimiento antiadherente, como el teflón.



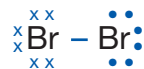
MÁS QUE QUÍMICA

El aire es una mezcla de gases de moléculas de nitrógeno, que se unen por enlace triple; oxígeno por enlace doble, y otras sustancias que se unen por enlace simple.

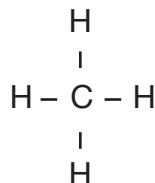


Otros ejemplos de enlaces apolares se observan en las siguientes moléculas:

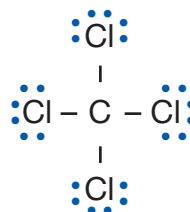
Molécula de bromo:



Molécula de metano:



Tetracloruro de carbono



Un ejemplo de la presencia del enlace triple es el nitrógeno diatómico que se utiliza para la obtención del amoníaco, que se emplea, con posterioridad, en la fabricación de fertilizantes y ácido nítrico. Además, las sales del ácido nítrico incluyen importantes compuestos, como el nitrato de potasio (nitro o salitre empleado en **la fabricación de pólvora**) y el **nitrato de amonio como fertilizante**. También es el principal componente del aire atmosférico.

Entre los compuestos apolares se encuentran los hidrocarburos formados por carbono e hidrógeno, que se disuelven en disolventes **apolares** como el hexano, el éter o el tetracloruro de carbono, ya que van a poder formar enlaces intermoleculares soluto-disolvente de fuerza parecida a los presentes en el soluto sin disolver.

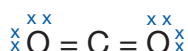
Un compuesto **no polar** no es soluble en un disolvente **polar** como el agua debido a que los compuestos apolares no van a poder formar enlaces soluto-disolvente por puentes de hidrógeno.

Enlace covalente polar

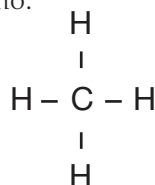
Corresponde al tipo de enlace covalente que se forma cuando la diferencia de electronegatividad (ΔEN) es distinta de cero, pero inferior a 1,7, dando origen a compuestos covalentes conocidos como **moléculas diatómicas covalentes**, por ejemplo el HCl, y **moléculas poliatómicas** que se forman por la unión de tres o más átomos, siendo el átomo central generalmente menos electronegativo y con mayor capacidad de formar enlaces por ejemplo, SO_3 .

Otros ejemplos de compuestos gaseosos formados por moléculas con más de dos átomos son: el dióxido de carbono (CO_2); el metano (CH_4), y el sulfuro de hidrógeno (H_2S).

Molécula de dióxido de carbono:



Molécula de metano:



Molécula de sulfuro de hidrógeno:

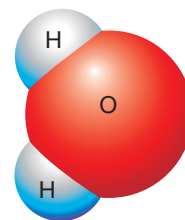


Algunos de los conceptos que debes saber hasta este momento son: reacción química, ecuación química, reactivos, productos, enlace químico, notación de Lewis, regla del octeto y dueto, enlace iónico, energía de red, enlace covalente, enlace covalente apolar, enlace covalente polar, enlace simple, enlace doble y enlace triple. Si alguno de ellos es desconocido para ti, realiza las siguientes estrategias o procedimientos:

- Un mapa o esquema conceptual que relacione los conceptos.
- Extraer las ideas relevantes de cada uno de los temas donde están presentes los conceptos.
- Planificar el día y hora para estudiar los conceptos propuestos.
- Hacer una lectura y relectura de las páginas anteriores.
- Hacerse preguntas de lo leído.

SABÍAS QUE

En un enlace covalente polar, los electrones que se enlazan pasarán un mayor tiempo alrededor del átomo que tiene la mayor afinidad hacia los electrones. Un buen ejemplo del enlace covalente polar es el enlace H-O en la molécula de agua.

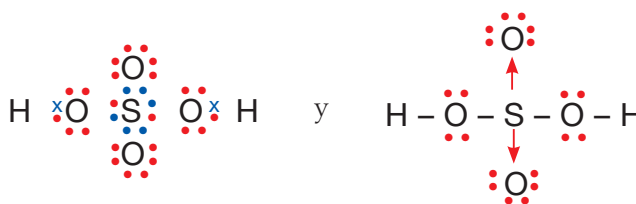


Enlace covalente coordinado o dativo

Cuando un mismo átomo aporta el par electrónico, el enlace covalente formado es coordinado o dativo. Este tipo de enlace se presenta cuando un átomo no metálico comparte un par de electrones con otros átomos. Para que se presente este tipo de enlace, se requiere que el átomo *dador* tenga un par de electrones libres en un orbital exterior y el átomo *ceptor* tenga capacidad para recibir ese par de electrones en su última capa de valencia. Este enlace tiene igual longitud y energía que otro enlace igual y es, por tanto, indistinguible.

Este enlace es común en los óxidos no metálicos, ejemplo ácido sulfúrico, H_2SO_4 y también en: ión amonio, NH_4^+ e hidronio, H_3O^+ .

La siguiente es la representación de los pares de electrones y estructura de Lewis para el ácido sulfúrico, y mediante flechas está indicado el enlace covalente coordinado:



El **ácido sulfúrico** es un compuesto químico muy corrosivo, cuya fórmula es H_2SO_4 . Es el compuesto químico que más se produce en el mundo, por eso se utiliza como uno de los tantos medidores de la capacidad industrial de los países. Una gran parte se emplea en la obtención de fertilizantes. También se usa para la síntesis de otros ácidos y sulfatos y en la industria petroquímica.

La estructura de Lewis que representa los pares de electrones para el amoníaco es:



El **amoníaco** en disolución acuosa se puede comportar como una base y formar el ión amonio, NH_4^+ ; a temperatura ambiente, es un gas incoloro de olor muy penetrante y nauseabundo. Se produce de manera natural por descomposición de la materia orgánica y también se fabrica industrialmente. Se disuelve fácil en el agua y se evapora en forma rápida. Por lo general, se vende en forma líquida. La cantidad de amoníaco producido industrialmente cada año es casi igual a la generada por la naturaleza. El amoníaco es producido naturalmente en el suelo por bacterias, por plantas y animales en descomposición y por desechos animales. El amoníaco es esencial para muchos procesos biológicos.

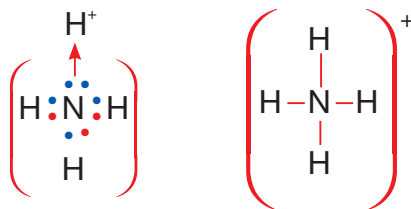
MÁS QUE QUÍMICA

El ácido sulfúrico tiene usos en la industria de fertilizantes; en la refinación del petróleo; en la industria química y de explosivos; en la fabricación de acumuladores. También se utiliza en grandes cantidades en las industrias metalúrgicas del hierro y del acero; en pinturas y pigmentos; en la industria textil, del rayón y de la celulosa. Y para ser transportado, deben cumplirse ciertos procedimientos de seguridad que proporcionan los lineamientos y prácticas recomendables.



Es también el responsable de ciertos iones, como el ión amonio (NH_4^+), donde el nitrógeno cede los dos electrones para que el cuarto hidrógeno (que previamente se habría ionizado) se una a él, de tal manera que los enlaces de los cuatro hidrógenos sean iguales.

La estructura de Lewis del ión amonio es:



También es importante el enlace covalente coordinado en el **ión hidrogeno** (H_3O^+), donde el oxígeno comparte un par de sus electrones desapareados. Esto resulta interesante por dos razones: el oxígeno tiene otro par de electrones desapareados para formar otro enlace (algo que no hace porque la molécula H_4O^+ resultaría muy inestable) y, además, el ión hidronio es el resultado de la disociación del agua H_2O que genera H^+ y OH^- , los H^+ se estabilizan como ión hidronio (H_3O^+) y son responsables del pH de una solución acuosa.

Aunque las propiedades de enlace covalente coordinado son parecidas a las de un enlace covalente normal (dado que todos los electrones son iguales, sin importar su origen), la distinción es útil para hacer un seguimiento de los electrones de valencia y asignar cargas formales. Una base dispone de un par electrónico para compartir y un ácido acepta compartir el par electrónico para formar un enlace covalente coordinado. Un átomo no completa la regla del octeto.

En síntesis, el enlace iónico y el covalente apolar representan dos extremos. En el enlace iónico, los átomos son tan distintos, que los electrones se transfieren entre ellos y se forma un par de iones de carga opuesta. En el enlace covalente apolar, dos átomos idénticos o de igual *EN* comparten electrones por igual. El enlace se debe a la atracción mutua de los dos núcleos hacia los electrones compartidos. Entre esos extremos quedan muchos casos en los que los átomos no son lo suficientemente distintos para transferir electrones, pero si lo suficientemente semejantes, como para compartirlos formando enlaces covalentes polares.

1. A partir de la utilización del enlace covalente coordinado, justifica las fórmulas de los siguientes compuestos: N_2O_5 ; y Cl_2O_3 .
2. En el enlace covalente coordinado el átomo que aporta electrones adquiere carga ligeramente positiva, mientras que el que recibe adquiere carga ligeramente negativa. Representa dos ejemplos que muestren este hecho.
3. Identifica el dador y aceptor en NH_4^+ y SO_2 .
4. Representa mediante la simbología de Lewis la reacción del amoniaco (NH_3) con el tricloro de boro (BCl_3) e identifica el enlace covalente coordinado; para ello, utiliza la ecuación química de apoyo:

$$\text{NH}_3 + \text{BCl}_3 \longrightarrow \text{NH}_3\text{BCl}_3.$$

MÁS QUE QUÍMICA

El hidronio es el catión que se forma en agua en presencia de cationes de hidrógeno H^+ . Estos cationes no se presentan libremente; son extremadamente reactivos y son solvatados inmediatamente por las moléculas de agua circundantes. Además, es responsable de la acidez de las sustancias que se miden a través del pH. Así, existen sustancias ácidas como el jugo de limón; neutras, como el agua pura, y básica, como jabones.



DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:
 -Interpretar.
 -Aplicar.

MÁS QUE QUÍMICA

El alcohol etílico o etanol, además de usarse en bebidas alcohólicas, es ampliamente utilizado en el sector farmacéutico como principio activo de algunos medicamentos y cosméticos, así como desinfectante de la piel cuando está desnaturalizado.

SABÍAS QUE

Los cristales covalentes presentan distintas formas, de un mismo elemento, denominadas alótropos. Por ejemplo, el grafito y el diamante están constituidos por átomos de carbono, pero su distribución espacial es distinta, formando sustancias diferentes.

Compuestos covalentes

Entre ellos están las **sustancias moleculares** formadas por moléculas individuales unidas entre sí, que dependiendo de su masa molecular y de la **intensidad** de las fuerzas intermoleculares se pueden presentar como sólido, líquido y gaseoso, caracterizándose por:

- Tener puntos de fusión y ebullición bajos.
- Ser malos conductores de electricidad y del calor.
- Ser solubles en agua cuando son polares, y prácticamente insolubles cuando son apolares.
- Ser blandas.
- Presentar una baja resistencia mecánica.

Algunos ejemplos de sustancias moleculares son: el oxígeno, el dióxido de carbono, el agua, el azúcar y el alcohol etílico.



Figura 21. Sustancias moleculares de uso común, como A. azúcar; B. agua, y C. alcohol etílico.

Otras son las **sustancias reticulares**, que están formadas por un número indefinido de átomos iguales o diferentes unidos por enlace covalente. No se puede hablar de moléculas, sino de red o cristal covalente, y la estructura de la red consiste en un número muy grande de núcleos y electrones conectados entre sí mediante una compleja cadena de enlaces covalentes que se caracterizan por:

- Presentarse sólo en estado sólido.
- Tener puntos de fusión y ebullición muy altos.
- Ser muy duros.
- Ser insolubles en cualquier tipo de sustancia.
- No conducir la electricidad.

Algunos ejemplos de este tipo de sustancias son: el diamante, el grafito, el cuarzo.

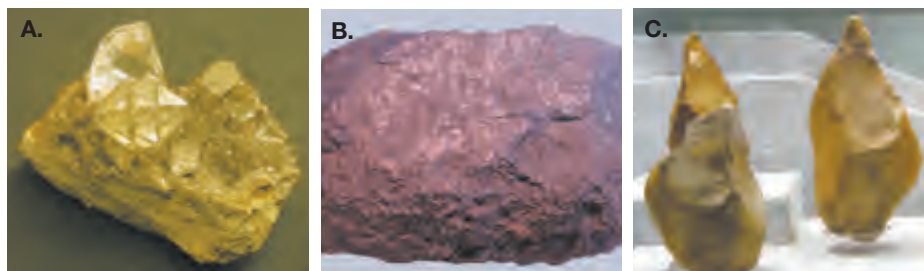


Figura 22. Sustancias moleculares de uso común, como A. trozo de diamante; B. grafito, y C. cuarzo.

DESAFÍO CIENTÍFICO



Habilidades a desarrollar:

- Resolver problemas.
- Interpretar resultados.
- Investigar.
- Predecir.

1. Calcula la diferencia de electronegatividad del amoníaco (NH_3) y determina el tipo de enlace que presenta.

2. De acuerdo con la ubicación en la Tabla periódica, predice si la pareja de elementos químicos forma un enlace iónico, covalente polar, covalente apolar o metálico.

- a. K – F b. H – H c. Al – Al d. S – O

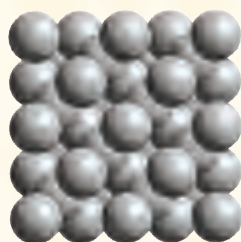
3. Observando los valores de electronegatividad de la siguiente tabla:

Elemento	B	F	K	I	N	H	Br	Na	O	Cl	Li
Electronegatividad	2,0	4,0	0,8	2,5	3,0	2,1	2,8	0,9	3,5	3,0	1,0

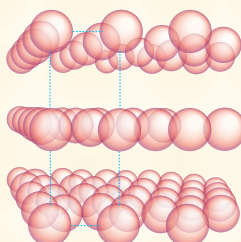
¿qué tipo de enlace forman los siguientes compuestos?

- a. BF_3 d. KBr g. KCl
 b. KI e. NaH h. H_2O_2
 c. NH_4^+ f. N_2O_3 i. LiCl

4. Predice, de acuerdo a la estructura cristalina del diamante y del grafito, las características físicas y químicas observando las siguientes figuras:



Diamante.



Grafito.

5. ¿Qué es la resistencia mecánica de las sustancias moleculares?

6. ¿Qué es una aleación?



Hablar científicamente implica realizar muchos procedimientos. ¿Cuál de ellos has utilizado y con qué regularidad?

Algunos procedimientos	Siempre	A veces	Nunca
1. Descubrir fenómenos asociados con el enlace químico.			
2. Cuestionarse la unión de los átomos.			
3. Suponer que los átomos se unen formando compuestos.			
4. Inferir que en el enlace covalente se comparten electrones.			
5. Deducir que el enlace iónico forma sustancias cristalinas.			
6. Contradecir que las sustancias moleculares son insolubles.			
7. Considerar que el ordenamiento de los átomos da resistencia mecánica.			
8. Comparar el enlace iónico con el enlace covalente.			
9. Clasificar las sustancias según su enlace químico.			
10. Interpretar los valores de la diferencia de electronegatividad.			
11. Divulgar lo aprendido sobre el enlace químico.			
12. Demostrar que la diferencia de electronegatividad es un indicador del porcentaje iónico.			

Enlace metálico

Este tipo de enlace se presenta en los metales, que forman agregados en los que no se encuentran átomos, sino iones positivos en posiciones fijas y próximas. ¿Cómo es posible que iones positivos no produzcan repulsión? Esto se debe a que los electrones de valencia se encargan de contrarrestar las repulsiones electrostáticas al actuar como una nube negativa que se desplaza a través de todo el sólido metálico.

MÁS QUE QUÍMICA

El nombre del oro (Au) viene del latín aurum, que significa amanecer brillante. Gracias al trabajo científico, se ha podido extraer oro puro desde los yacimientos para transformarse en uno de los metales más preciados a nivel mundial por sus múltiples aplicaciones. Es así como el 75% de la producción mundial de este metal se consume en joyería, el 15% en aplicaciones industriales, especialmente en electrónica, y el 10% restante en medicina y odontología.



Figura 23. (A) trozo de oro, (B) aluminio y (C) titanio.

Se ha observado que a medida que aumenta la carga nuclear del elemento metálico, su enlace se hace más fuerte y la distancia entre los iones, menor, lo que explica el aumento de la densidad y dureza del metal. Asimismo, la existencia de la nube electrónica "móvil" formada por los electrones de valencia explica la alta conductividad eléctrica y de calor de los metales. Este tipo de enlace se representa mediante esferas positivas que forman una red metálica.

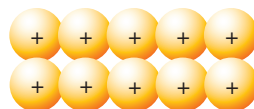


Figura 24. Esquema de una red metálica.

Algunas de las características de los elementos metálicos son producidas por la naturaleza del enlace metálico:

1. Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio.
2. Los puntos de fusión y ebullición varían notablemente entre los metales. Esto quiere decir que existen diferencias entre las fuerzas de atracción de la nube electrónica móvil de los distintos metales.
3. La conductividad térmica y la conductividad eléctrica son muy elevadas, y se explica por la enorme movilidad de sus electrones de valencia. Por esta razón, se usan para hacer ollas, para calentar el agua y como dispositivos para conducir la corriente eléctrica, principalmente el alambre de cobre.
4. Presentan brillo metálico, es decir, reflejan la luz.
5. Son dúctiles, es decir, que pueden ser estirados como alambres.
6. Son maleables, es decir, se pueden hacer láminas con ellos al ser sometidos a compresión, por ejemplo al ser golpeados, debido a la enorme movilidad de los electrones de valencia. Esto hace que los cationes metálicos puedan moverse sin producir una rotura.
7. Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor. Esta propiedad es utilizada en las celdas fotovoltaicas para producir corriente eléctrica.
8. Tienden a perder electrones de sus últimas capas cuando reciben cuantos de luz (fotones), fenómeno conocido como efecto fotoeléctrico.


DESAFÍO CIENTÍFICO


¡Anímate! Desarrolla en tu cuaderno la actividad en forma individual. Luego revísala con tu profesor(a). Podrás evaluar formativamente los aprendizajes:

- Diferenciar correctamente los distintos tipos de enlace químico.
- Identificar las características y propiedades de los átomos que participan en un enlace químico.
- Describir las propiedades de los compuestos según el enlace.

Habilidades a desarrollar:

- Comparar.
- Aplicar.
- Predecir.

I. Indica si las afirmaciones son Falsas o Verdaderas. Justifica las falsas.

1. _____ Los electrones que intervienen en un enlace químico son los que se encuentran en los niveles de energía más cercanos al núcleo.
2. _____ Los electrones de valencia en la simbología de Lewis son representados por cruces o puntos.
3. _____ La regla del octeto indica que los átomos en un enlace químico sólo ceden electrones del último nivel de energía hasta adquirir 8 electrones, es decir, la configuración electrónica del gas noble más cercano.
4. _____ Los compuestos iónicos disueltos en agua se caracterizan por ser buenos conductores eléctricos.
5. _____ Los enlaces covalentes se clasifican como: simples, dobles o triples, atendiendo a la diferencia de electronegatividad de los átomos participantes.
6. _____ En un enlace covalente triple se comparten tres pares electrónicos.
7. _____ Las moléculas poliatómicas están formadas por la unión de tres o más átomos distintos.
8. _____ Los enlaces covalentes coordinados se caracterizan por presentar ΔEN igual a cero.

II. Desarrolla los siguientes ejercicios.

1. Predice qué iones formarán los siguientes átomos considerando su posición en la Tabla periódica, su electronegatividad y los gases nobles más cercanos.

a. Mg	b. O	c. Al	d. Li	e. F
-------	------	-------	-------	------
2. Escribe la estructura de Lewis para los siguientes átomos:

a. K	b. Br	c. N	d. I	e. Ba
------	-------	------	------	-------
3. Determina qué tipos de enlace se producen al unir los siguientes átomos. Para ello, establece la configuración electrónica, los electrones de valencia y la electronegatividad de cada uno.

a. Oxígeno y oxígeno.	b. Hidrógeno y flúor	c. Sodio y azufre.
-----------------------	----------------------	--------------------
4. Indica qué tipo de enlace presentan los siguientes compuestos:

a. H ₂	b. CO	c. CHCl ₃	d. Li ₂ O
-------------------	-------	----------------------	----------------------
5. Diseña una tabla comparativa con las diferencias y similitudes de los enlaces iónicos, covalentes y metálicos.



Mi proceso de aprendizaje.

Es importante evaluar el nivel de logro que has alcanzado respecto a los aprendizajes esperados. Recuerda utilizar la siguiente simbología:

Logrado (L): has logrado plenamente.

Medianamente logrado (ML): has logrado parcialmente el aprendizaje; aún falta trabajar algunos aspectos.

Por lograr (PL): aún no logras el aprendizaje, debes seguir trabajando para hacerlo.

Criterios de evaluación	Indicadores de logro		
	L	ML	PL
1. Reconozco los electrones de valencia como actores primordiales en la formación de los enlaces químicos.			
2. Entiendo que el enlace químico permite explicar y relacionar la estructura con la propiedades de las diferentes sustancias y materiales.			
3. Comprendo que los átomos pueden formar compuestos iónicos, covalentes o metálicos.			
4. He logrado desarrollar o practicar habilidades científicas como observar, predecir, calcular, establecer relaciones y comprender por medio de las actividades propuestas.			
5. Distingo las diferencias fundamentales entre los compuestos moleculares, reticulares y iónicos..			
6. Puedo identificar el tipo de enlace que presenta un compuesto y precisar algunas de sus características más importantes.			
7. Diferencio entre compuestos químicos iónicos, covalentes y metálicos.			
8. Asocio las características y propiedades de los átomos que participan en un enlace químico..			

1. Observa los aprendizajes que has marcado como Logrados (L).
¿A qué factores asocias el éxito obtenido con esos aprendizajes?
2. ¿A qué atribuyes que algunos de tus aprendizajes hayan sido medianamente logrados o no logrados?
3. Enumera en la siguiente tabla los aprendizajes que has marcado como Medianamente Logrado (ML) y Por Lograr (PL) y complétala.

Aprendizajes identificados	Nombra el contenido que se relaciona con el aprendizaje que aún no te queda muy claro	Nombra el contenido que se relaciona con el aprendizaje que tienes medianamente claro

En el sitio http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/metálico.htm podrás encontrar una simulación del enlace metálico.



Estereoquímica

Geometría molecular

La formación de enlaces, como se estudió con anterioridad, da origen a compuestos de diversas características, cada uno de los cuales tiene asociada una geometría molecular, es decir, una distribución espacial específica de cada uno de los átomos que lo conforman.

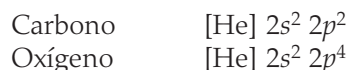
Como hemos visto, las estructuras de Lewis son una forma conveniente de mostrar los enlaces químicos en muchas moléculas o iones de los elementos representativos. Para escribirla, se debe considerar que los átomos adquieran una configuración de gas noble.

Al escribir estructuras de Lewis, es necesario determinar el “arreglo” de los átomos en una molécula o un ión. En moléculas sencillas con más de dos átomos, uno de ellos estará en el centro rodeado por los demás, excepto el hidrógeno (H).

Para facilitar el diseño de la estructura de Lewis, Morris Heind, en el texto “Fundamento de química”, propone el siguiente método.

Paso 1. Obtener el número total de electrones de valencia que usará en la estructura. Se suma el número de electrones de valencia de todos los átomos en la molécula o ión. Si se trata de la estructura de un ión, se suma un electrón por cada carga negativa o se resta un electrón por cada carga positiva en el ión.

Por ejemplo: para el dióxido de carbono (CO_2), se observa que el carbono presenta 4 electrones de valencia, y el oxígeno 6, según sus respectivas configuraciones electrónicas:



Como existen dos átomos de oxígeno y uno de carbono (CO_2), el número total de electrones de valencia es 16.

Paso 2. Escribir el arreglo del esqueleto de átomos y unirlos con un enlace covalente sencillo (dos puntos o una raya). El hidrógeno, que contiene un electrón de enlace, sólo puede formar un enlace simple. Los átomos de oxígeno, en tanto, no se enlazan entre sí con un enlace simple, excepto en los compuestos llamados peróxidos, y pueden formar dos enlaces sencillos con otros átomos o uno doble con otro que tenga la misma capacidad.

Por ejemplo: continuando con el CO_2 , considerando que los oxígenos no se enlazan entre sí, deberán cada uno de ellos unirse al carbono, por ende la estructura básica para comenzar a bosquejar la estructura de Lewis será:



MÁS QUE QUÍMICA

La manera en que los átomos se enlazan ejerce un efecto profundo sobre las propiedades físicas y químicas de las sustancias. Por ejemplo, al respirar monóxido de carbono, las moléculas de CO se enlazan fuertemente a ciertas sustancias presentes en los glóbulos rojos de la sangre, haciendo que éstos queden como mineralizados, incapaces de transportar oxígeno, perdiendo así sus propiedades vitales.



Hemoglobina.

Paso 3. Determinar el número total de electrones disponibles para formar enlaces; se deben restar dos electrones por cada enlace sencillo que se haya empleado en el paso 2, del número total de electrones calculados en el paso 1.

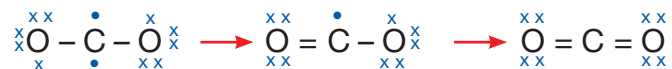
Por ejemplo: para el mismo dióxido de carbono que hemos analizado en el paso 1 y 2, se tiene: cuatro electrones fueron empleados en el paso 2, por ende, quedan aún 12 electrones que distribuir.

N° e⁻ por distribuir = N° total de e⁻ - N° de e⁻ empleados

$$\begin{aligned} X &= 16 - 4 \\ X &= 12 \end{aligned}$$

Paso 4. Distribuir los pares de electrones (pares de puntos) alrededor de cada átomo (excepto del hidrógeno) para que cada átomo quede con estructura de gas noble.

Por ejemplo: para el CO₂ existen varias posibilidades considerando que el carbono tiene 4 electrones de valencia y cada oxígeno 6. Entre ellas:



Paso 5. Si no hay suficientes electrones para que los átomos tengan ocho, cambiar los enlaces sencillos entre átomos a enlaces dobles o triples, desplazando los pares de electrones no enlazados que sean necesarios. Comprobar que cada átomo cumpla con la regla del octeto o del dueto según corresponda.

Por ejemplo: en las estructuras propuestas en el paso 4 para el CO₂, no todos los átomos cumplen con la regla de octeto; por ende, es posible pensar en formar enlaces dobles entre los átomos participantes.



Con la estructura propuesta, los oxígenos participantes y el carbono están rodeados de ocho electrones que comparten a través de un enlace doble, es decir, cumplen con la regla del octeto y, por lo tanto, la estructura de Lewis es válida.

Existen varias moléculas e iones poliatómicos para los que no hay estructura de Lewis que sea consistente con todas las características e información de enlaces, las que son conocidas como **estructuras complejas de Lewis**. Un ejemplo característico es el ión nitrato, NO₃⁻:

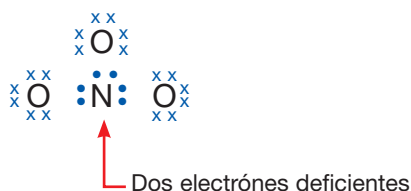
Paso 1. El número total de electrones de valencia es 24, cinco del nitrógeno, seis de cada oxígeno participante y un electrón proveniente de la carga 1- que presenta el compuesto.

Paso 2. Los átomos de oxígeno están enlazados a un átomo central de nitrógeno. Así, el esqueleto de la estructura podría ser.

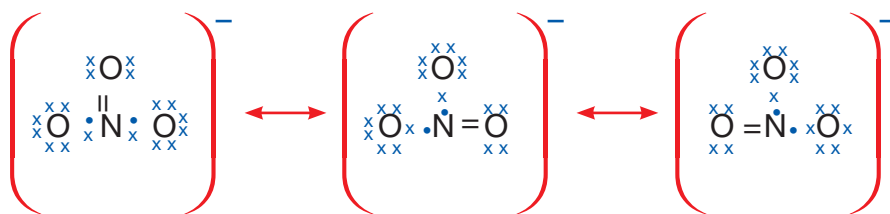


Paso 3. De los 24 electrones de valencia, se emplearon 6 electrones en el esqueleto; por lo tanto, quedan 18 electrones por distribuir.

Paso 4. Al distribuir los 18 electrones restantes alrededor de los átomos de N y O, se observa que en el átomo de nitrógeno faltan 2 electrones para completar los ocho de la regla del octeto.



Paso 5. Aún es necesario un par de electrones para que todos los átomos de N y O tengan estructura de gas noble. Al desplazar un par de electrones no enlazados de uno de los átomos de oxígeno para formar un enlace doble con el nitrógeno se obtiene:



Las tres estructuras propuestas son válidas para el ión NO_3^- . Un ión como éste, que presenta múltiples estructuras de Lewis correctas, tiene **resonancia** y cada una de las estructuras se denomina **estructura de resonancia**.

1. Completa la siguiente tabla:

Fórmula	CO_2	NH_3	SO_2	H_2O
Estructura de Lewis.				
Átomo central.				
Nº de átomos unidos al átomo central.				
Nº de pares de electrones no compartidos.				
Nº de pares de electrones compartidos.				

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:
 - Interpretar.
 - Aplicar.

La estructura y la forma de las moléculas tienen un rol fundamental en los procesos químicos y biológicos, por eso los científicos han realizado grandes esfuerzos para obtener con exactitud, a través de diversos instrumentos, la **geometría molecular**. No obstante, existen métodos teóricos que permiten obtener una aproximación a dicha estructura.

En 1957, R. J. Gillespie y R. Nyholm desarrollaron un modelo basado en criterios electrostáticos para predecir la geometría de moléculas, denominado de **repulsión de pares de electrones de valencia (RPEV)**, cuya idea central es que los electrones de valencia en torno a un átomo tienden a ubicarse en las posiciones que minimizan la repulsión electrostática entre ellos.

El modelo RPEV considera para el diseño de la geometría molecular el siguiente esquema:



A : corresponde al átomo central.

X : ligandos unidos al átomo central.

n : número de ligandos unidos al átomo central A.

E : pares de electrones libres o solitarios en torno al átomo central.

Entendidos estos como los electrones que quedan en torno al átomo en las estructuras de Lewis y que no forman enlaces.

m : número de pares de electrones libres.

Este modelo predice seis geometrías moleculares distintas que estudiarás a continuación:

- Geometría lineal:** presenta dos pares electrónicos de la forma AX_2 y forma un ángulo de enlace de 180° , como indica la Figura 25. Un ejemplo es el dióxido de carbono CO_2 .

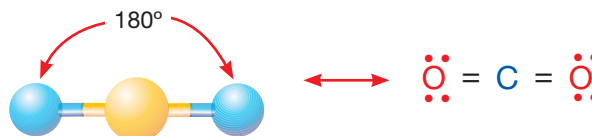


Figura 25. Modelo tridimensional y estructura de Lewis del dióxido de carbono.

- Geometría trigonal plana o triangular:** presenta tres pares electrónicos de la forma AX_3 , formando enlaces de 120° , como muestra la Figura 26.

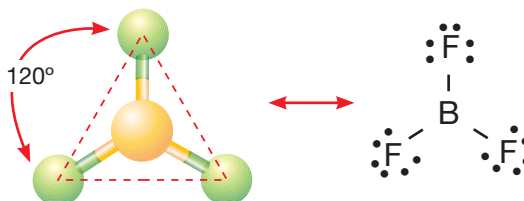


Figura 26. Modelo tridimensional y estructura de Lewis de trifluoruro de boro. El boro se rodea de 6 electrones, siendo una excepción a la ley del octeto y una estructura compleja de Lewis.

3. **Geometría angular:** presenta la forma AX_2E , puesto que uno de los tres pares electrónicos se encuentra libre en el átomo central, formando una geometría angular con ángulos inferiores a los 120° , como muestra la Figura 27.

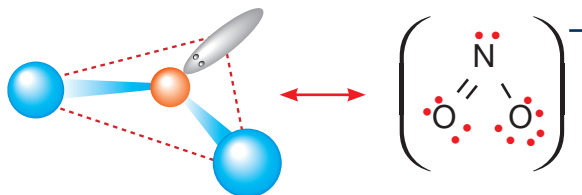


Figura 27. Modelo tridimensional y estructura de Lewis del ión nitrilo.

4. **Geometría tetraédrica:** presenta cuatro pares de electrones de la forma AX_4 , formando ángulos de $109,5^\circ$, como muestra la Figura 28. Por ejemplo, el metano CH_4 .

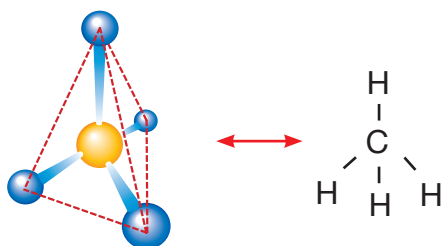


Figura 28. Modelo tridimensional y estructura de Lewis del metano.

5. **Geometría piramidal o piramidal trigonal:** presenta cuatro pares de electrones, pero uno solitario (AX_3E), formando ángulos menores a 109° , como muestra la Figura 29.

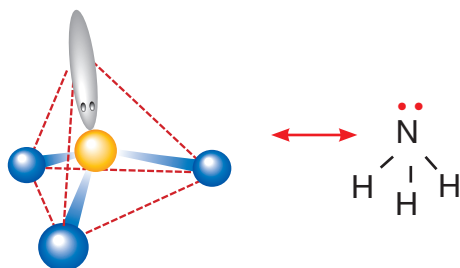


Figura 29. Modelo tridimensional y estructura de Lewis del amoníaco.

6. **Geometría angular:** derivada del tetraedro, esta estructura presenta cuatro pares electrónicos, de los cuales dos son solitarios, AX_2E_2 , formando ángulos menores a los 109° , como indica la Figura 30.

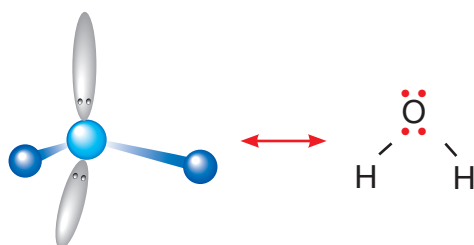


Figura 30. Modelo tridimensional y estructura de Lewis de la molécula de agua.

MÁS QUE QUÍMICA

Cuando la proteína presente en la clara del huevo cambia de incolora a blanco significa que se ha modificado su estructura; por ejemplo, al someter a altas temperaturas al huevo. No obstante, puede ocurrir por la acción de otros agentes químicos, como el alcohol desnaturalizado. Hazlo y compruébalo. En un vaso de vidrio deposita un huevo crudo sin cáscara y luego agrega alcohol hasta cubrirlo. Al desarrollar este simple experimento estarás aplicando la habilidad de la observación.

Para determinar correctamente la geometría de una molécula es preciso, en primera instancia, establecer la estructura de Lewis. Para ello considera las siguientes recomendaciones:

1. Establecer esqueletos estructurales simétricos con los átomos que nos indique la fórmula.
2. El átomo central del esqueleto será el menos electronegativo cuando sea posible.
3. El hidrógeno nunca será un átomo central, pues dispone de un solo electrón para enlazar.
4. Cuando en la fórmula del compuesto inorgánico existen hidrógeno y oxígeno, tienden a formar enlaces H – O.
5. Debes evitar el enlace O – O, a no ser que se especifique que se trata de un peróxido, compuesto en el que sí se presenta este tipo de enlaces.
6. El oxígeno puede presentar dos enlaces simples, un enlace doble o un enlace covalente coordinado.
7. Los elementos del grupo 14 (IV A), que tienen cuatro electrones de valencia, formarán cuatro enlaces simples, dos enlaces dobles o un enlace simple y uno triple.
8. Los elementos del grupo 15 (V A) presentan cinco electrones de valencia, por eso pueden formar tres enlaces simples: uno doble y uno simple a la vez o uno triple. Con el par electrónico libre pueden formar enlace dativo.
9. Los elementos del grupo 17 (VII A) forman sólo enlaces covalentes normales, pues todos tienen siete electrones de valencia. Si forman otro tipo de enlace, será dativo.

Por ejemplo: determinemos la geometría molecular del SO_2 .

- 1° El azufre (S) presenta seis electrones de valencia, al igual que el oxígeno (O).
- 2° Las electronegatividades del S y del O son 2,5 y 3,5, respectivamente.
- 3° Un esquema simétrico simple sería: O – S – O.
- 4° Puedes observar que existe entonces un átomo central (S), dos ligandos (O) y que el átomo central presenta tres pares electrónicos y sólo dos podrán ser utilizados. En síntesis: AX_2E ; por lo tanto, su geometría es angular, como indica la Figura 31.

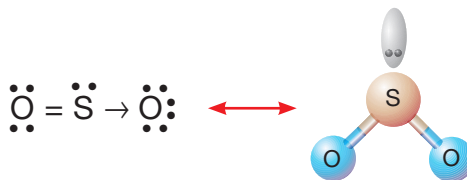


Figura 31. Estructura de Lewis y modelo tridimensional del dióxido de azufre.

En resumen, la geometría molecular se puede representar como:

Pares electrónicos	Electrones libres	Geometría	Valor angular	Hibridación o tipo RPEV	Figura representativa
2	0	Lineal	180°	sp o AX_2	– A –
3	0	Trigonal plana o Triangular	120°	sp^2 o AX_3	
2	2	Angular	<120°	sp^2 o AX_2E	
4	0	Tetraédrica	109,5°	sp^3 o AX_4	
3	2	Piramidal trigonal	<109°	sp^3 o AX_3E	
2	4	Angular	104,5°	sp^3 o AX_2E_2	

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Aplicar conceptos.
- Elaborar modelos.
- Investigar.

Materiales

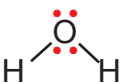
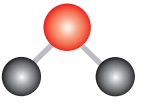
- Una cartulina de color.
- Dos cajas de plastilina.
- Dos cajas de fósforos.
- Dos plumones de diferentes colores.
- Pegamento.

En grupos de cuatro compañeros y compañeras como máximo, reúnan los siguientes materiales para desarrollar el trabajo práctico que se indica a continuación.

1. En la cartulina confeccionen una tabla resumen donde identifiquen la fórmula del compuesto, la estructura de Lewis, tipo de enlace y la geometría molecular de los siguientes compuestos:

- a. HCl c. CCl_4 e. KOH g. PH_3 i. SO_3
 b. BeCl_2 d. Na_2O f. BF_3 h. HNO_2

Por ejemplo:

Fórmula	Estructura de Lewis	Tipo de enlace	Geometría molecular
H_2O		Covalente polar	

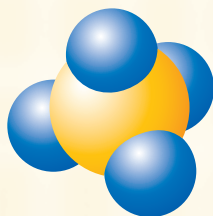
2. Calculen la diferencia de electronegatividad para cada compuesto químico y determinen tipo de enlace.

3. A continuación presenten al curso la geometría molecular construida con plastilina, que representará a los átomos participantes, y palos de fósforos, que identificarán los enlaces formados.

4. ¿Qué representan las siguientes geometrías moleculares?



a.

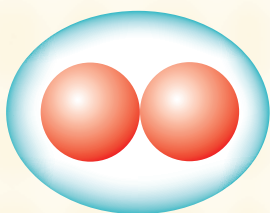


b.

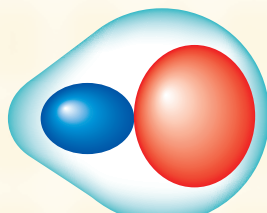


c.

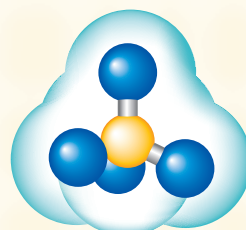
5. ¿Qué representan las siguientes nubes electrónicas?



a.



b.



c.

6. Investiga usando diversas fuentes de información.

- a. ¿Qué es la resonancia? b. ¿Qué son los híbridos de resonancia?

Polaridad molecular

Como estudiamos en la definición de los enlaces covalentes, éstos pueden ser polares o apolares, dependiendo de la diferencia de electronegatividad que se produzca entre los átomos participantes.

Para establecer la polaridad de las **moléculas diatómicas** que presentan dos átomos iguales o distintos, basta con determinar la diferencia de electronegatividad, lo que indicará si son polares o no polares. En las moléculas no polares la nube electrónica se encuentra simétricamente distribuida entre los átomos participantes.

Ejemplo 1: el F_2 presenta una $\Delta EN = 0$, siendo su estructura:

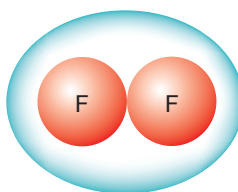


Figura 32. Nube electrónica de la molécula de flúor.

Ejemplo 2: el HCl presenta una $\Delta EN = 0,9$. Al existir una diferencia de electronegatividad, la nube electrónica se desplaza levemente hacia el elemento más electronegativo, en este caso el Cl. Así, la molécula siendo neutra se comporta como un dipolo eléctrico, es decir, el átomo menos electronegativo presenta una carga parcialmente iónica (δ^+) y el más electronegativo será (δ^-), lo que se representa en la Figura 33:

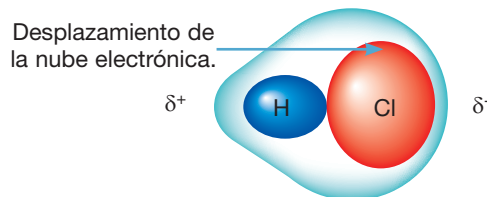


Figura 33. Nube electrónica de la molécula de cloruro de hidrógeno.

Para determinar la polaridad de las **moléculas poliatómicas** de tres o más átomos, además de conocer las electronegatividades es necesario establecer la geometría molecular para definir la distribución de la nube electrónica. En la estructura molecular se recomienda reemplazar los enlaces por vectores, cuya dirección sea desde el menos electronegativo al más electronegativo de los átomos enlazados y su magnitud sea una aproximación referencial a la diferencia de electronegatividades, tal como lo muestran los siguientes ejemplos. Ver Figura 34.

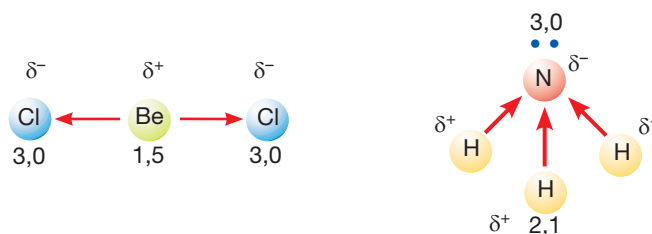
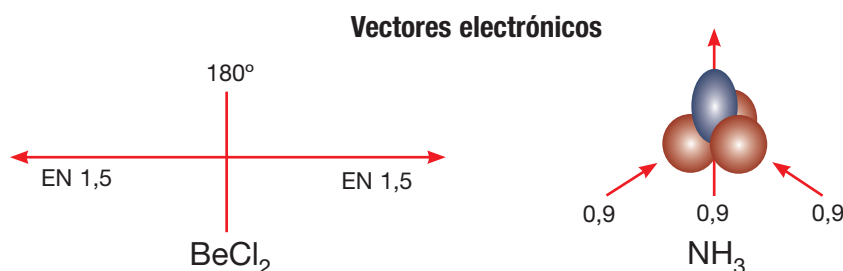


Figura 34. Comportamientos electrónicos del $BeCl_2$ y NH_3 .

En <http://organica.fcien.edu.uy/tema2.pdf> puedes encontrar más información sobre polaridad molecular.

Puedes observar en el BeCl_2 que los electrones se desplazan desde el Be hacia el Cl (del menos electronegativo al más electronegativo), siendo $\Delta EN = 1,5$ en ambos enlaces. En el NH_3 , los electrones viajan desde los H hacia el N, y la $\Delta EN = 0,9$ en cada uno de los casos. Reemplazando los enlaces por vectores, obtenemos lo siguiente:



En el caso del BeCl_2 , la suma de los vectores, vector resultante que refleja el **momento dipolar** (μ), es igual a cero ($\mu = 0$); por lo tanto, la molécula es **no polar**. Para el NH_3 la suma vectorial es distinta de cero, es decir, el **momento dipolar** $\mu \neq 0$, lo cual indica que es una molécula **polar**, como se representa en la Figura 35.

Para predecir si una molécula es polar o no, necesitamos considerar si la molécula tiene o no enlaces polares y las posiciones relativas de estos enlaces. Podemos correlacionar los tipos de geometría molecular con el momento dipolar aplicando una regla general a una molécula de tipo AB_n (A es el átomo central, B es el átomo terminal y n es el número de átomos terminales). Una molécula de este tipo no será polar si satisface todas las condiciones siguientes:

Para las moléculas no polares:

- Todos los átomos (o grupos) terminales son iguales, y
- Todos los átomos (o grupos) terminales están dispuestos simétricamente alrededor del átomo central (A) y los átomos (o grupos, B) terminales tienen las mismas cargas parciales.

Por otra parte, una molécula es polar si cumple con cualquiera de las condiciones siguientes:

- Uno o más átomos terminales diferentes de los otros, o
- Los átomos terminales no están dispuestos simétricamente, lo que suele ocurrir cuando el átomo central posee pares electrónicos libres.

Si queremos determinar la polaridad de una molécula, debemos realizar las siguientes etapas:

- Dibujar la estructura de Lewis de la especie química (tener presente que la estructura de Lewis no indica la geometría de las especies químicas, pero permite determinarla si a ellas se les aplica el modelo de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia).
- Según el modelo de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (MRPECV), los pares de electrones se disponen en torno al átomo central de la molécula de modo que se minimicen las repulsiones eléctricas entre ellos.
- Contar el número de regiones de alta densidad electrónica (enlaces o pares de electrones solitarios) en torno al átomo central.

- Identificar la forma más estable de colocar esas regiones de alta densidad electrónica.
- Colocar los átomos en torno al átomo central respetando la disposición anterior e identificar la geometría molecular. Si la geometría es altamente simétrica, la molécula es no polar. Pero si no se adapta a ninguna forma geométrica, es polar.
- Reemplazar los enlaces por vectores. La suma de vectores resultantes indica el momento dipolar.

DESAFÍO CIENTÍFICO

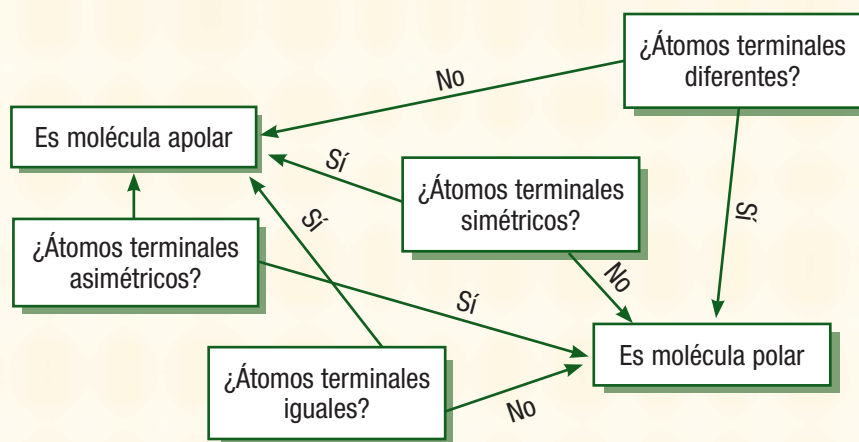
Resuelve cada uno de los puntos presentados utilizando las moléculas que ya conoces del desafío anterior:

Habilidades a desarrollar:

- Comprender.
- Aplicar.
- Predecir.

- a. HCl c. CCl₄ e. KOH g. PH₃ i. SO₃
 b. BeCl₂ d. Na₂O f. BF₃ h. HNO₂

1. Determina si la moléculas son apolar o polar utilizando el diagrama de decisiones.



2. Identifica en las moléculas cuál es el átomo central y cuáles son los átomos terminales.
3. Dibuja las nubes electrónicas para cada una de las moléculas.
4. Representa mediante vectores electrónicos las diferencias de electronegatividad de las moléculas.
5. ¿Cuál es el momento dipolar para cada una de las moléculas?
6. Determina la polaridad de cada una de las moléculas.



Cada actividad es una oportunidad de aprendizaje y una ocasión para aplicar las habilidades metacognitivas, entre ellas:

1. Identificar los motivos y objetivos del aprendizaje que se quiere realizar.
2. Anticiparse, representar y planificar las operaciones necesarias para llevar a cabo cada proceso de aprendizaje, seleccionando los procedimientos, estrategias, orden de ejecución, resultados esperados, etc.
3. Identificar los criterios de evaluación para saber si las operaciones se desarrollan como estaba previsto, y qué correctivos se podrán tomar sobre la marcha.

Interacciones moleculares

Hasta aquí hemos estudiado la formación de moléculas a partir de dos o más átomos que aportan sus respectivas propiedades químicas, dándole a la molécula un conjunto de propiedades específicas. Pero, a decir verdad, nuestra interacción cotidiana no se produce con una molécula, sino con un conjunto de ellas. Por ejemplo, en un vaso de agua no existe una molécula, sino millones que se encuentran enlazadas entre sí gracias a **fuerzas de atracción** que dan origen a los **enlaces intermoleculares** o **interacciones moleculares** clasificadas como:

- 1. Atracción dipolo-dipolo:** estas fuerzas de atracción se producen entre dos o más moléculas polares, estableciéndose asociación entre el extremo positivo de una molécula con el extremo negativo de otra, como lo indica la Figura 36.

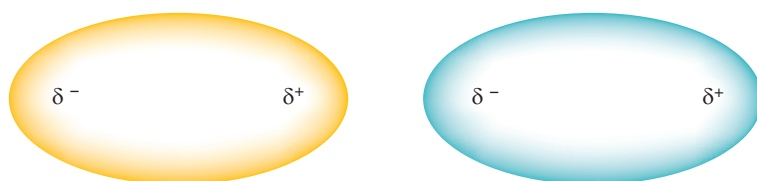


Figura 36. Representación de la nube electrónica entre dipolos.

- 2. Atracción ión-dipolo:** interacción de una molécula polar con un ión de comportamiento positivo o negativo, como lo muestra la Figura 37.

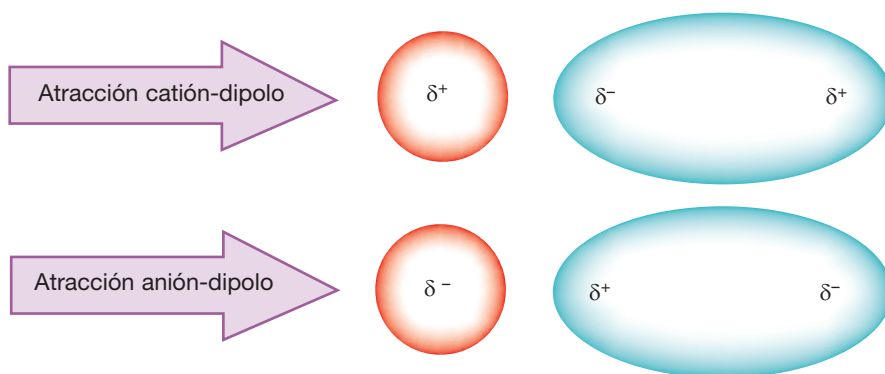


Figura 37. Representación de la nube electrónica entre un ión y un dipolo.

- 3. Fuerzas de London:** conocidas como fuerzas de dispersión o fuerzas dipolo-transitivas o atracciones de tipo dipolo inducido-dipolo inducido. Estas son de las fuerzas de atracciones más débiles y surgen entre moléculas no polares. Se producen cuando estas moléculas no tienen polos y son inducidas a provocar un desplazamiento momentáneo y relativo de los electrones, generando un polo positivo y otro negativo, al que se le llama "dipolo transitorio"; gracias a ellos, se sienten atraídas.

En <http://www.medmol.es/tema.cfm?id=57> encontrarás más información sobre interacciones moleculares.

SABÍAS QUE

Las interacciones moleculares son las responsables de ciertas propiedades de las sustancias, tales como el estado de agregación, punto de ebullición, solubilidad, entre otras. El agua pura se evapora a los 100 °C y el aceite de oliva a los 200 °C aproximadamente. Esta diferencia provoca que al agregar una sustancia que contiene agua sobre el aceite caliente se produzca una evaporación del agua rápida y abruptamente.



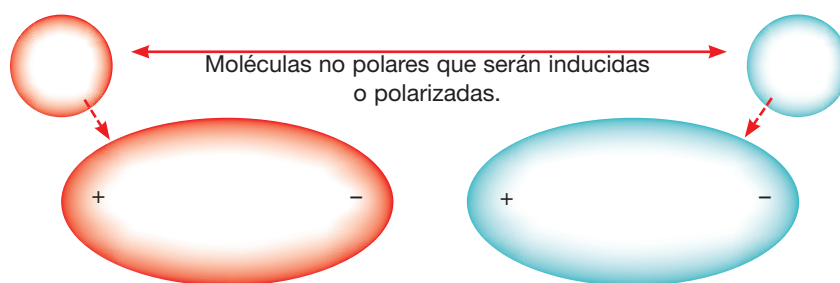
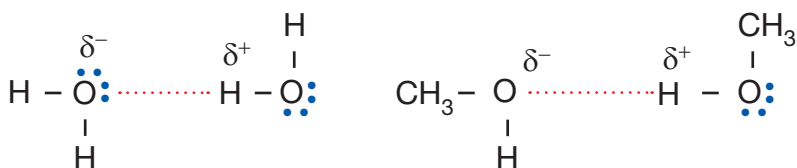


Figura 38. Representación de la nube electrónica entre moléculas no polares y las fuerzas generadas entre ellas.

4. Puente de hidrógeno: es un tipo de interacción dipolo-dipolo, relativamente fuerte, que ocurre cuando un átomo de hidrógeno es enlazado a un átomo fuertemente electronegativo, como el nitrógeno, el oxígeno o el flúor. El átomo de hidrógeno posee una carga positiva parcial y puede interactuar con otros átomos electronegativos en otra molécula, como muestra la Figura 39.

MÁS QUE QUÍMICA

Los enlaces de puente hidrógeno proveen al agua de sus propiedades particulares, las que permiten el desarrollo de la vida en la Tierra. También proporcionan la fuerza intermolecular que mantiene unidas las hebras de ADN.



a. Dos moléculas de agua unidas mediante el enlace de puente de hidrógeno.

b. Dos moléculas de metanol unidas mediante el enlace de puente de hidrógeno.

Figura 39. Estructura de Lewis mostrando puente de hidrógeno de las moléculas de (a) agua y (b) metanol.

Las fuerzas de Van der Waals corresponden a fuerzas de atracciones de tipo dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y fuerzas de London.

En resumen, las interacciones moleculares que existen, ordenadas en forma decreciente, son: iónicas – atracción ión-dipolo – puente de hidrógeno – atracciones dipolo-dipolo – fuerzas de London.

Tipo de interacción	Representación de la interacción	Ejemplos cotidianos
Atracción ión – dipolo.		Sal común en el agua (sustancias iónicas en líquidos).
Puente de hidrógeno.		Moléculas de agua, moléculas ADN (la unión de átomo de H con N u O o F).
Atracción dipolo-dipolo.		Agua y alcohol y entre moléculas de ácido clorhídrico, de fluoruro de hidrógeno, bromuro de hidrógeno.
Fuerzas de London.		Bencina, gas licuado.

Energía de enlace

Se define como la energía necesaria para romper el enlace específico en la molécula, como muestra la siguiente figura.

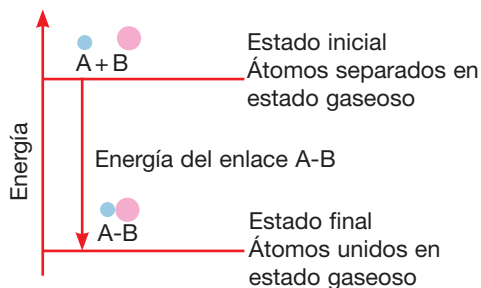


Figura 40. Representación de la energía de enlace.

Mientras mayor sea la energía de enlace, mayor será la atracción que se establecerá entre las moléculas. Aquellas con enlaces iónicos y covalentes polares presentan las energías de enlaces más altas, mientras que las más bajas serán las moléculas de los enlaces covalentes apolares y puentes de hidrógeno.

Por ejemplo, si analizamos el NaCl, compuesto químico de uso común, muy estable, que funde a 800 °C, esta tremenda estabilidad tiene que ver con la atracción de cargas (+) y (-) que forman lo que conocemos como enlace iónico. La energía de interacción iónica es aproximadamente $-504 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$, donde el signo (-) indica que la fuerza es atractiva. Así, el par-iónico posee una energía más baja que la de los iones separados.

SABÍAS QUE

La se define como la energía necesaria para romper un enlace y producir la disociación de una especie molecular. Por ejemplo:



En el siguiente desafío aplicarás lo aprendido respecto a:

- Clasificación de enlaces químicos.
- Determinación de la estructura molecular de diversos compuestos.
- Establecer la polaridad de la molécula de un compuesto químico.
- Explicar las interacciones moleculares que pueden ocurrir entre compuestos químicos.

1. Aplicando la regla del octeto o del dueto, según corresponda, indica ¿cuántos electrones deben ganar o perder los siguientes átomos?

- a. S
- b. Ca
- c. Al
- d. C
- e. Be
- f. H

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Clasificar.
- Resolver problemas.
- Aplicar.

2. Aplicando los principios básicos del enlace covalente polar, señala ¿cuál de los siguientes enlaces es más polar?
- B - Cl o C - Cl.
 - P - F o P - Cl.
- Identifica en cada caso el átomo que tiene carga parcial negativa.
3. Aplicando las reglas para elaborar estructuras de Lewis, dibuja la estructura de los siguientes compuestos:
- PCl_3
 - HCN
 - BrO_3^-
 - PO_4^{3-}
4. Aplicando lo aprendido respecto a la polaridad molecular, refiérete a la polaridad de las siguientes moléculas.
- HF
 - CaO
 - AlCl_3
 - H_2S
5. Empleando los principios propuestos por el modelo RPEV, indica la estructura molecular de las moléculas del ejercicio 4.



Para superar las dificultades presentadas en el aprendizaje es necesario hacer uso de estrategias. De las siguientes, ¿cuáles usas y con qué frecuencia?

Estrategias de estudio	Nunca	A veces	Siempre
1. Leer el contenido visto en clases.			
2. Subrayar los conceptos clave.			
3. Tomar nota de las ideas relevantes.			
4. Revisar bibliografía relacionada con el tema.			
5. Hacer preguntas del tema.			
6. Conversando con mis compañeros(as) sobre el tema.			
7. Asociar los contenidos a situaciones cotidianas.			

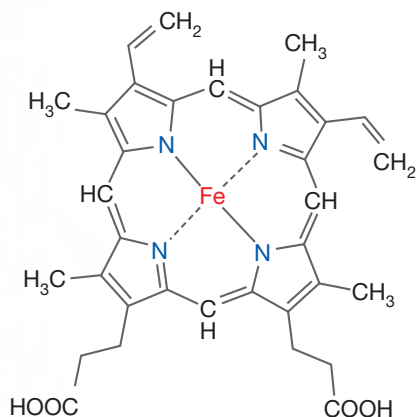
Si has respondido en alguno de los indicadores “nunca” o “a veces”, es preciso que desarrolles o fortalezcas esa estrategia de estudio.

La sangre: un fluido vital que forma enlaces químicos

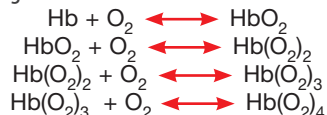
Por el torrente sanguíneo viajan miles de moléculas, como hormonas, proteínas, dióxido de carbono, residuos de nitrógeno, oxígeno, glucosa, aminoácidos, ácidos grasos y, muchas más.

Más de la mitad de nuestra sangre corresponde al plasma (líquido extracelular de apariencia amarilla y viscosa), compuesto de un 90% de agua y el 10% de una mezcla de solutos: proteínas, albúmina, globulinas.

Los glóbulos rojos constituyen el 99% de las células sanguíneas, no poseen núcleo organizado y en su interior están rellenos por 250 millones de moléculas de hemoglobina, que, cada una de ellas, son capaces de transportar cuatro moléculas de oxígeno, además, otorga el color rojo cereza a la sangre arterial y rojo oscuro o azulaje al interactuar con el dióxido de carbono en la sangre venosa. Está formada por cuatro cadenas polipeptídicas (globinas), a cada una de las cuales se une un grupo hemo, cuyo átomo de hierro es capaz de unirse de forma reversible al oxígeno (oxihemoglobina o hemoglobina oxigenada).



La reacción paso a paso de la hemoglobina con el oxígeno es:



Reacción total:



El "monóxido de carbono", gas tóxico que se produce con la combustión, ya sea del carbón, la leña y de los motores y que forma parte del humo es conocido por las muertes violentas debido a la inhalación de este gas incoloro e inodoro, producto de una mala ventilación de los sistemas de calefacción.

En el proceso respiratorio normal, el aire es inspirado hacia los pulmones para llegar a los alvéolos donde el oxígeno pasa a la sangre combinándose con la hemoglobina de los glóbulos rojos como oxihemoglobina, que transporta el oxígeno a todos los tejidos. Pero si el aire se contamina con monóxido de carbono, éste ocupa el lugar del oxígeno en la hemoglobina, donde su afinidad es 250 veces mayor que la del oxígeno. De hecho, la norma fisiológica de concentración de carboxihemoglobina está entre 0,3 y 0,7% en personas que no fuman y en fumadores la concentración de carboxihemoglobina promedia 4%, reflejando la absorción del monóxido de carbono del aire inhalado.

Los efectos del monóxido de carbono en la salud humana son consecuencia de su capacidad para combinarse en forma casi irreversible con la hemoglobina, produciendo

carboxihemoglobina, la cual se forma al desplazar un átomo de hierro, estableciendo una fuerte unión con la hemoglobina e impidiendo su remoción de la sangre. Si su transformación llega al 50%, puede conducir a la muerte.

Los efectos son más pronunciados e intensos en los fumadores y en los cardíacos. Los síntomas típicos son mareos, dolor de cabeza concentrado, náuseas, sonoridad en los oídos y golpeteo del corazón (latidos intensos). La exposición a altas concentraciones puede tener efectos graves permanentes, y en algunos casos, fatales.

Entre los efectos que provocan en el organismo esta unión y reemplazo de la oxihemoglobina por carboxihemoglobina, están:

- A bajos niveles de CO: falta de aliento, náusea y mareos ligeros.
- A niveles moderados de CO: dolores de cabeza, mareos, confusión mental, náusea o desmayos, pero puede causar la muerte si estos niveles, aunque moderados, se respiran durante mucho tiempo.
- Estrés en el sistema cardiovascular, baja tolerancia al ejercicio, ataque cardíaco.
- A nivel cardiovascular, un nivel bajo de carboxihemoglobina entre 2,4 y 4,3% produce disminución de la capacidad de trabajo, lo cual puede tener implicancias en la salud de la población, por lo que se refiere al acortamiento potencial de ciertas actividades profesionales o recreativas con alguna exigencia física.

PARA LA REFLEXIÓN

1. ¿Qué importancia tienen los enlaces químicos en la sangre?
2. Nombra las sustancias que están presentes en la sangre y que tienen relación con los enlaces químicos.
3. ¿Cuál es la importancia de la hemoglobina en la sangre?
4. Explica por qué el dióxido de carbono tiene mayor afinidad con la hemoglobina que el oxígeno.

Habilidades a desarrollar:

- Identificar.
- Asociar.
- Aplicar.

Revisemos lo aprendido del Tema 1

Desarrolla individualmente en tu cuaderno las actividades propuestas y revísalas junto a tu profesor o profesora para conocer tu nivel de logro.

I. Ítem de asociación: relaciona los conceptos que están en el recuadro con la definición respectiva.

1. Regla del dueto. 2. Enlace covalente doble. 3. Enlace químico. 4. Atracción dipolo-dipolo. 5. Enlace covalente. 6. Enlace covalente dativo. 7. Fuerzas de London. 8. Moléculas poliatómicas. 9. Electrovalencia. 10. Puente hidrógeno. 11. Regla del octeto. 12. Energía de enlace. 13. Enlace covalente triple. 14. Enlace metálico. 15. Enlace iónico. 16. Atracción ión-dipolo.

- ___ Los átomos en un enlace químico reciben, ceden o comparten electrones de modo que su último nivel de energía sea equivalente al gas noble más cercano.
- ___ Se forma cuando los átomos participantes tienen EN similares o iguales.
- ___ Energía necesaria para romper un enlace.
- ___ Interacción entre moléculas no polares que son inducidas a generar un dipolo transitorio.
- ___ Enlaces en los que se comparten dos pares electrónicos.
- ___ Moléculas formadas por la unión de tres o más átomos.
- ___ Interacción de una molécula polar con un ión de comportamiento positivo o negativo.
- ___ Enlace formado por átomos con grandes ΔEN .
- ___ Enlaces en los que se comparten seis electrones o tres pares electrónicos.
- ___ Fuerzas de atracción que se producen entre dos o más moléculas polares.
- ___ Fuerza que mantiene unidos a los átomos.
- ___ Número de electrones ganados o cedidos por un átomo durante la formación del enlace iónico.
- ___ Enlace producido cuando sólo uno de los átomos participantes aporta electrones.
- ___ Regla según la cual los átomos alcanzan la configuración electrónica del helio.
- ___ Enlace que se forma por la acción de cationes en posiciones fijas y próximas y los electrones de valencia que actúan como nube electrostática, contrarrestando las repulsiones.
- ___ Interacción entre el hidrógeno parcialmente positivo de una molécula y el extremo negativo de la otra.

II. Ítem de desarrollo: resuelve los ejercicios propuestos.

- 1.** ¿Cuáles son las diferencias entre los compuestos iónicos, moleculares, reticulares y metales?
- 2.** Ordena los siguientes enlaces, según su carácter iónico en orden decreciente, usando la tabla de electronegatividades en la página 89. La EN del Cu es 1,9.
a. Li-H b. C-H c. O-H d. Na-Cl e. Cu-S
- 3.** Para cada una de las moléculas que se indican a continuación, señala el tipo de enlaces: iónico – covalente polar – covalente apolar.
a. LiH b. Na₂O c. O₂ d. H₂S e. N₂
- 4.** Para cada uno de los compuestos listados, indica el tipo de enlaces involucrados (simple, doble o triple).
a. H₂ b. CO₂ c. K₂S d. HCN e. CHCl₃

III. Ítem opción múltiple. Escribe en tu cuaderno la letra de la alternativa correcta.

- 1.** Electrón diferencial, es el electrón más energético de un átomo. Entonces, los valores de los números cuánticos n y l para el electrón diferencial del átomo $_{13}\text{Al}$ son, respectivamente:
a. 2 y 1 b. 2 y 2 c. 3 y 1 d. 3 y 0 e. 3 y 2
- 2.** Entre las interacciones existentes entre átomos, iones y moléculas se encuentran los enlaces, los puentes de hidrógeno y las fuerzas de Van der Waals. El orden creciente en la intensidad de estas interacciones es:
a. Enlace < puente de hidrógeno < fuerza de Van der Waals.
b. Puente de hidrógeno < fuerza de Van der Waals < enlace.
c. Fuerza de Van der Waals < puente de hidrógeno < enlace.
d. Enlace < fuerza de van der Waals < puente de hidrógeno.
e. Puente de hidrógeno < enlace < fuerza de Van der Waals.
- 3.** Indicar cuáles de las siguientes moléculas son polares: H₂, NH₃, HCl, N₂, H₂O, FH, Cl₂ y O₂.
a. H₂, N₂, Cl₂, O₂
b. NH₃, HCl, H₂O, HF
c. NH₃, H₂O, HF
d. H₂, HCl, H₂O, Cl₂, O₂
e. H₂, NH₃, HCl, N₂, H₂O, HF, Cl₂, O₂

4. ¿Es correcta o son correctas?
- En el enlace iónico se produce el apareamiento de los electrones desapareados.
 - En el enlace covalente coordinado uno solo de los átomos aporta los electrones de enlace.
 - Los gases nobles se presentan en la naturaleza como moléculas diatómicas.
 - Sólo I
 - Sólo II
 - Sólo III
 - Sólo I y III
 - Sólo II y III
5. ¿Cuál de las siguientes alternativas representa un compuesto iónico?
- Ácido clorhídrico
 - Amoniaco
 - Cloruro de sodio
 - Dióxido de carbono
 - Metano
6. Se sabe que tanto el sodio como el oxígeno reaccionan con el cloro. En términos de enlace, ¿cuál de las siguientes alternativas es correcta?
- El cloro con el sodio forman cloruro de sodio, mientras que el con el oxígeno sólo formará anhídrido hipocloroso.
 - El cloruro de sodio es un compuesto iónico, mientras que el anhídrido hipocloroso es covalente.
 - Tanto el cloruro de sodio como el anhídrido hipocloroso son compuestos covalentes.
 - Tanto el cloruro de sodio como el anhídrido hipocloroso son compuestos iónicos.
 - El cloruro de sodio es un compuesto covalente mientras que el anhídrido hipocloroso es iónico.
7. Respecto al Astatio (At) que también pertenecen al grupo de los halógenos (F, Cl, Br, I, At), cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
- Tendrá el mayor número atómico.
 - Será el más electronegativo.
 - Será el halógeno de mayor tamaño.
 - Tendrá igual número de electrones en la última capa, que el resto de los elementos de su mismo grupo o familia.
 - Formará un anión con una carga.
8. ¿Qué explicación se da al hecho de que los metales conduzcan bien el calor y la electricidad y los sólidos iónicos y covalentes no?
- Los sólidos iónicos son débiles en estructura.
 - Los sólidos covalentes son fuertes en estructura.
 - Los metales conducen el calor por la forma en que están estructurados.
 - Los metales conducen el calor porque forman enlaces metálicos.
 - Los enlaces iónicos conducen la electricidad.

Autoevaluación

Al finalizar esta unidad revisa el nivel logrado de tus aprendizajes. Recuerda ser honesto(a). Sólo tú sabrás las respuestas, y su resultado te permitirá revisar aquellos aspectos aún no desarrollados.

Marca con una **X** el casillero que corresponda según: Logrado (**L**): has logrado plenamente.

Medianamente logrado (**ML**): has logrado parcialmente el aprendizaje, aún falta trabajar algunos aspectos.

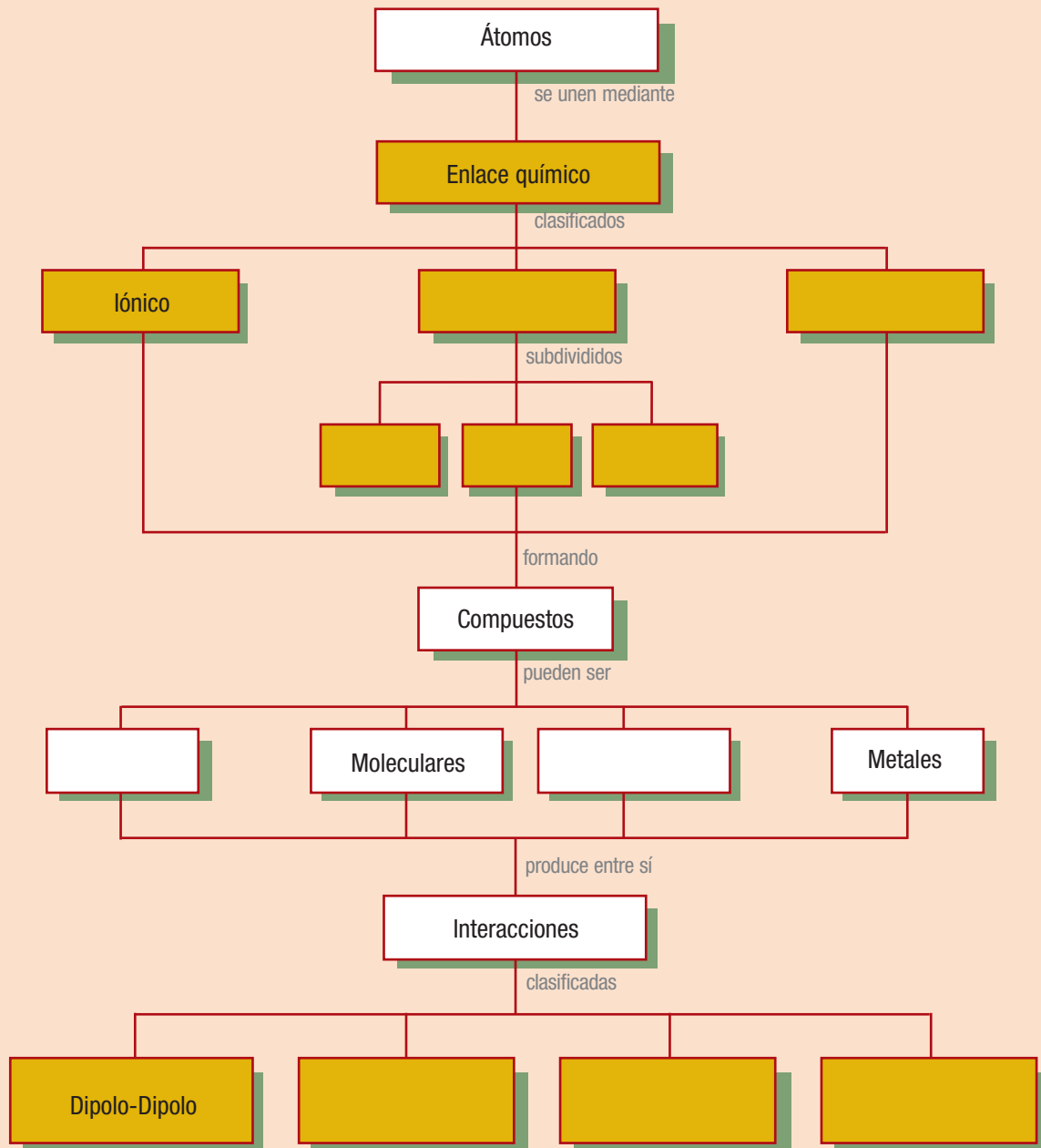
Por lograr (**PL**): aún no logras el aprendizaje, falta trabajar algunos aspectos.

Indicadores de logro	L	ML	PL
Represento correctamente las estructuras de Lewis de átomos, iones poliatómicos y moléculas.			
Represento tridimensionalmente la forma de diferentes moléculas empleando modelos.			
Relaciono la configuración electrónica con el tipo de enlace que los átomos forman predominantemente.			
Comprendo que los átomos forman compuestos iónicos, covalentes o metálicos.			
Aplico los tres modelos de enlace iónico, covalente y metálico a casos simples de interacciones de átomos.			
Relaciono el enlace químico y la estructura cristalina de un elemento con algunas propiedades y usos.			
Clasifico en casos simples un enlace iónico, covalente o metálico, usando como criterio la ubicación en el sistema periódico de los elementos que intervienen en el enlace.			
Valoro la utilidad de la estructura de Lewis para explicar y predecir el comportamiento químico de las sustancias.			

Si has obtenido en total más de 4 indicadores, ya sea del tipo **PL** o **ML**, debes solicitar ayuda a tu profesor o profesora para que te oriente en las estrategias que debieras realizar para desarrollar aquellos aspectos aún no desarrollados.

Síntesis de la Unidad 2

1. Completa el siguiente organizador conceptual de la unidad y define en tu cuaderno los conceptos de los casilleros amarillos.



2. Redacta un texto de tres párrafos que responda a las siguientes interrogantes:
- ¿Cuáles son los enlaces que existen?
 - ¿Qué compuestos se forman a partir de los enlaces químicos?
 - ¿Cómo se clasifican las diferentes interacciones entre compuestos y moléculas?

Camino a...

FECHA: / /

NOMBRE:

1. Indica qué tipo de enlace químico poseen las siguientes sustancias en el mismo orden: MgBr_2 , HF, HCl y NaF. Utilice la tabla de EN del siguiente ejercicio.

- Covalente, iónico, covalente, iónico.
- Covalente, iónico, covalente polar, metálico.
- Enlace covalente polar, enlace iónico, covalente polar y enlace iónico.
- Covalente apolar, covalente, iónico, iónico.
- Covalente apolar, covalente polar, covalente, iónico.

2. El cuadro muestra los valores de electroafinidad de varios elementos:

H -73							He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0

Respecto de los valores de electroafinidad, se puede afirmar que:

- Los gases nobles tienen una electroafinidad mayor que 0 debido a que son los que tienen mayor capacidad para captar electrones.
 - La electroafinidad del flúor es mayor que la del oxígeno, ya que el electrón de éste entra al nivel 6, mientras que en el flúor entra al nivel 7.
 - Según los valores de la electroafinidad, los metales son los que liberan más energía al aceptar un electrón.
 - Los halógenos tienen siete electrones de valencia y se estabilizan formando aniones monovalentes, por lo que tienen los mayores valores de electroafinidad.
 - Flúor, cloro, bromo y yodo se estabilizan cediendo un electrón y liberando energía.
3. Una molécula del tipo AX_2E_2 es:
- Angular
 - Tetraédrica
 - Piramidal
 - Lineal
 - Triangular

4. Al avanzar de izquierda a derecha en el sistema periódico, hay un aumento en el número atómico de los elementos y un aumento del primer potencial de ionización. Esto se debe a que aumenta:

- El carácter metálico de los elementos.
- El tamaño de los elementos.
- La carga nuclear efectiva.
- El número de niveles con electrones.
- La energía liberada al captar un electrón el elemento.

5. En el NH_4^+ , los enlaces son:
Dato: El nitrógeno es un elemento del grupo 15 y su electronegatividad es 3,0, y el hidrógeno es un elemento del grupo 1 y su electronegatividad es 2,1.

- Iónicos.
- 3 covalentes y 1 dativo.
- 4 covalentes iguales.
- 3 enlaces simples y uno doble.
- 3 covalentes y 1 iónico.

6. En un compuesto constituido por un elemento del grupo 2 (M) y un elemento del grupo 17 (X):

- La fórmula es M_2X_7 .
- Su enlace probablemente sea iónico.
- Es soluble en agua.

- Sólo I
- Sólo II
- Sólo III
- Sólo II y III
- I, II y III

7. El agua pura y la sal no conducen la electricidad, sin embargo, cuando disolvemos sal en agua obtenemos una sustancia que resulta ser buena conductora de la electricidad. Esto se debe a:

- La sal disuelta genera iones.
- El agua sí conduce la electricidad.
- El agua es covalente polar, luego, sí conduce la electricidad.
- La sal disuelta en agua no conduce la electricidad.
- La concentración de sal en agua.

UNIDAD 3

ESTEQUIOMETRÍA



Introducción

Cada reacción química que observas a diario puede ser analizada desde dos perspectivas: una cualitativa, que entrega información respecto de qué reacciona y cómo lo hace, y una cuantitativa, de la que puedes obtener información de las cantidades que participan en la reacción.

Ambos datos son de vital importancia en la industria química, siendo las relaciones de cantidad entre reactivos y productos las que han impulsado el desarrollo de la **estequiometría**, área de la química que se preocupa de estimar las cantidades exactas de reactivos participantes y productos obtenidos en una reacción química, y que será el núcleo de interés de esta unidad.

Tantas son sus aplicaciones, que las puedes observar en diversas situaciones de la vida cotidiana; por ejemplo, los médicos al recetar medicamentos indican un gramaje específico, es decir, se toman ciertas proporciones de los preparados. O cuando preparas un café con 1 cucharadita de café, 2 cucharaditas de azúcar y completas el volumen de la taza con agua caliente. ¡Ese hecho no es fortuito, está directamente relacionado con la estequiometría!



Al finalizar la unidad estarás en capacidad de:

- Interpretar los datos de una reacción química para predecir y escribir las fórmulas de los compuestos químicos comunes presentes en la nutrición de los seres vivos, la industria y el ambiente.
- Calcular masa molar y emplearla para resolver problemas relacionados con la estequiometría.
- Calcular la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula y de los datos experimentales.
- Aplicar las leyes de la combinación química en reacciones químicas que explican la formación de compuestos comunes.
- Balancear las ecuaciones de reacciones químicas sencillas aplicando la ley de conservación de la masa.
- Realizar cálculos de estequiometría con ecuaciones químicas balanceadas en la resolución de problemas.
- Establecer relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas presentes en la nutrición de los seres vivos, la industria y el ambiente.
- Aplicar las relaciones cuantitativas entre masa y cantidad de sustancia para explicar la formación de compuestos.
- Usar planillas de cálculo para graficar estequiométricos de un experimento.
- Interpretar datos empíricos o teóricos usados en problemas estequiométricos.
- Usar planillas de cálculo para analizar los datos estequiométricos de un experimento.
- Interpretar datos empíricos o teóricos para determinar la fórmula química.
- Identificar los factores que limitan la formación de un compuesto en una reacción química.
- Inferir el rendimiento real y teórico, y en términos de porcentaje, a partir de los datos estequiométricos de algunas reacciones químicas de utilidad industrial y medioambiental.

TEMA 1

De átomos a compuestos

Estudiarás en este tema:

- Una visión general del concepto de ecuación química y leyes fundamentales de la química.
- Cantidad de sustancia y su unidad de medida, el mol.
- Fórmulas empíricas y moleculares.
- Tipos de reacciones químicas.
- Estequiometría, cálculo a partir de reacciones químicas.
- Reactivos limitantes.

Los compuestos químicos se originan a partir de la unión entre los átomos gracias a la formación de enlaces. Estos pueden reaccionar entre sí o con otros elementos para dar origen a nuevos compuestos. Ahí están involucradas ciertas cantidades de sustancias en las reacciones químicas, ya sea que participen o se generen. El área de la química que se preocupa de comprender las relaciones cuantitativas de un compuesto y de las reacciones que suceden se denomina **estequiometría**.

A modo de evaluación diagnóstica, responde y comenta con tus compañeros y compañeras las siguientes preguntas:

1. ¿Cuál es el tamaño de los átomos?
2. ¿Qué métodos emplearán los científicos para trabajar con cantidades de átomos y compuestos considerando el tamaño de los átomos y moléculas?
3. ¿Cuántas reacciones químicas ocurren a tu alrededor?
 - a. Enumera y describe tres.
 - b. ¿Qué criterios empleas para determinar que son reacciones químicas y no cambios físicos?

Y para comenzar...

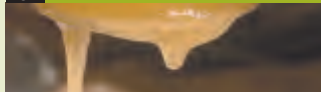
1. En esta sección, en la Unidad 2, página 80, revisamos la ecuación de la reacción química del cinc (Zn) con el ácido clorhídrico (HCl), donde visiblemente se aprecian los siguientes cambios:



Al respecto, ¿qué puedes decir de las preguntas dadas a continuación?

1. ¿Qué número de átomos participan en la reacción química?
2. ¿Cómo podrías medir la cantidad de reactivos que participan en la reacción química?
3. ¿De dónde obtienes la información de las masas atómicas de los elementos químicos que participan en este proceso?

Comparte con tus compañeros y compañeras las respuestas de esta actividad.



Experimento de Lavoisier

Estudiaremos:

- La teoría de la combustión.

Introducción

Antoine Lavoisier, apasionado por la importancia de las mediciones precisas, era sistemático en su trabajo y utilizó la balanza como instrumento de medición. Realizó su clásico experimento de doce días, leído en 1779 en la Academia de Ciencias de Francia, con el cual se ha hecho famoso en la historia. A partir de esta y otras experiencias, la química se ha enriquecido enormemente. Revisen, analicen y descubran el porqué de este hecho.

Paso 1: La observación

A partir de la información seleccionada, que se presenta a continuación, desarrollen cada uno de los pasos de esta actividad de indagación científica. Para ello, realicen una lectura comprensiva y asocien lo leído con el contexto de esa época para valorar la grandeza de lo descubierto. Además, registren en su cuaderno las ideas importantes del experimento de Lavoisier.

Lavoisier se proponía descubrir de una vez por todas el “flogisto”, un gas que supuestamente se desprendía de los cuerpos durante su combustión y explicaba los fenómenos caloríficos.

En primer lugar, Lavoisier pesó una gota de mercurio y la colocó en una vasija de cuello largo y encorvado, es decir, en una retorta.

La puso en un recipiente lleno de agua y cubrió un extremo con una campana de cristal y señaló el nivel del aire pegando un papelito en el exterior del cuello de la retorta. Después calentó el mercurio hasta que se formó una capa de partículas rojas sobre el mercurio líquido.

Cuando la retorta se enfrió, comprobó que el volumen del aire había descendido y que la sustancia que quedaba al fondo había adquirido peso en lugar de volverse más ligera, como habría ocurrido si hubiera liberado el flogisto que contenía. Además, el aire se había vuelto venenoso, ya que mataba a un ratón y apagaba una vela. Lavoisier comprendió que, al calentarse, el mercurio había absorbido alguna sustancia del aire que lo había convertido en un polvo rojo y pesado. Llevando el experimento un poco más lejos, Lavoisier colocó el polvo rojo en una retorta más pequeña y lo calentó junto con el aire enrarecido obtenido en el experimento anterior. El mercurio volvió a condensarse en un globulillo más ligero que el polvo rojo, mientras el aire aumentaba de volumen y perdía su carácter venenoso.

Al realizar más experimentos, Lavoisier descubrió que el gas obtenido al quemar el polvo rojo de mercurio tenía propiedades especiales: reanimó a un ratón agonizante y avivó la llama de una vela. En la creencia equivocada de que todos los ácidos contenían ese tipo de gas, lo llamó “oxígeno”, a partir de las raíces griegas oxy, “ácido” y gen, “generar”. Dedujo que el polvo rojo era una combinación de mercurio y oxígeno y lo llamó óxido de mercurio.

Tomado de <http://www.selecciones.com/acercade/art.php?id=267>

CIENCIA EN ACCIÓN



Habilidades a desarrollar:

- Identificar.
- Interpretar.
- Asociar.
- Organizar.

Materiales

- Un pliego de cartulina.
- Tres plumones de colores distintos.



Paso 2: Preguntas de investigación

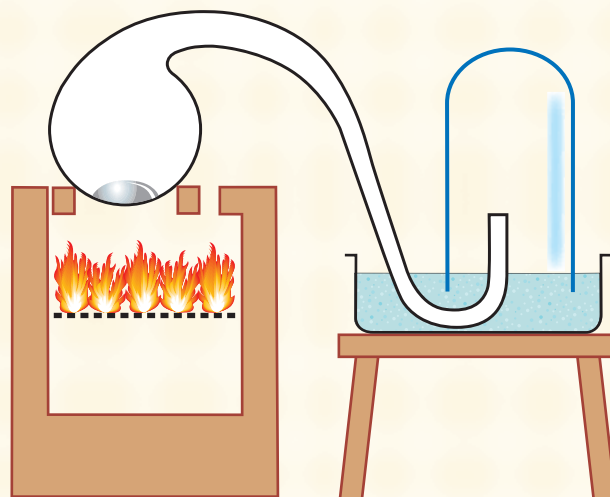
¿Cuáles habrán sido las preguntas de investigación que formuló Lavoisier? Anótenlas en su cuaderno.

Paso 3: Formulación de hipótesis

¿Qué hipótesis formuló Lavoisier antes de realizar su experimento? Escribanlas en su cuaderno.

Paso 4. Diseño experimental

Lavoisier realizó el siguiente diseño experimental.



Anoten los materiales y reactivos utilizados por Lavoisier y describan el procedimiento experimental en etapas.

Paso 5: Registro de observaciones

¿Cuáles fueron las observaciones realizadas por Lavoisier en su experimento? Escribanlas.

Paso 6: Recopilación y ordenamiento de datos

¿Cómo creen que habrá realizado Lavoisier la recopilación y ordenamiento de datos?

Registren los datos usando algún sistema que hayan aprendido hasta ahora.

Paso 7: Análisis de datos

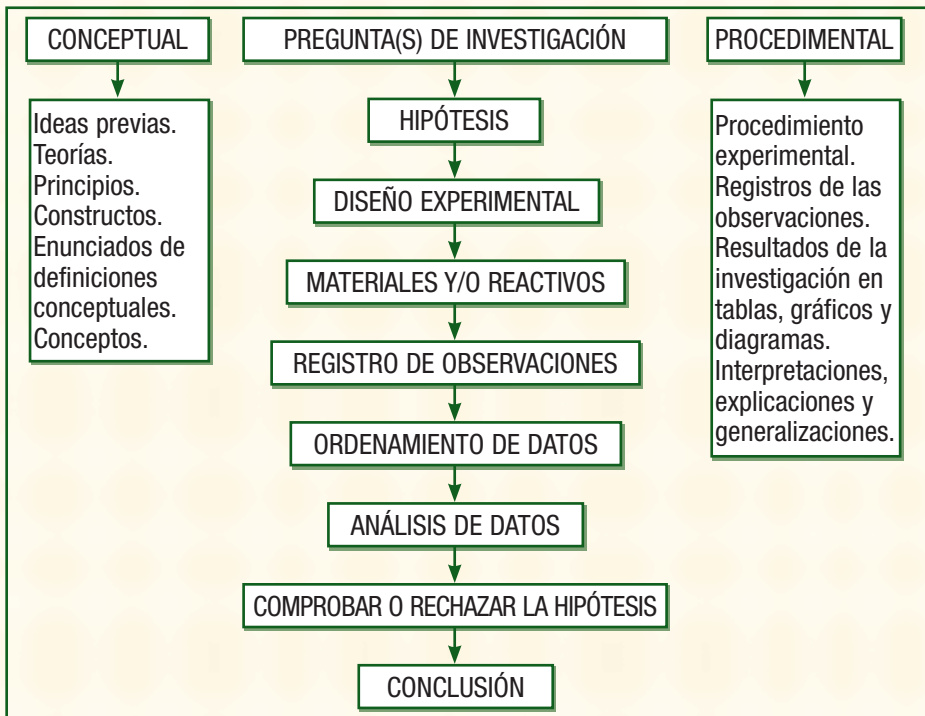
Respondan las siguientes preguntas a partir de los resultados obtenidos por Lavoisier:

1. ¿Cuál es la importancia del experimento de Lavoisier?
2. ¿Qué fenómenos aún eran explicados erróneamente antes de la experiencia de Lavoisier?
3. ¿Qué ley se deduce de esta experiencia y otras realizadas por este científico?
4. ¿Cómo describen el proceso de combustión?
5. ¿Qué es el aire y en qué procesos está involucrado?
6. ¿Qué conceptos científicos están asociados y son necesarios para interpretar el fenómeno estudiado por Lavoisier?
7. ¿Qué otras preguntas podrían formular que se relacionen con el trabajo desarrollado hasta ahora?

8. Contrasta los resultados de los experimentos de Lavoisier con las hipótesis que crees que él formuló antes de comenzar su experimento. ¿Las habrá aceptado o rechazado?

Paso 8: Comunicación de resultados y conclusión

Presenta los resultados de esta experiencia a través del formato que se describe a continuación con sus partes principales usando los materiales solicitados. De ser necesario, soliciten ayuda a su profesor o profesora.



Paso 9: Evaluación del trabajo realizado

Consideren los siguientes indicadores para revisar el trabajo realizado y atender a las dificultades que se presentaron en la actividad. Completen la tabla y usen la simbología:

- + Lo hice bien.
- + - Lo hice con algunos errores.
- Lo hice equivocadamente.

Indicadores	+	+ -	-
Identifico claramente en un relato escrito: observaciones, preguntas de investigación, hipótesis, resultados y conclusiones.			
Puedo formular correctamente preguntas de investigación, hipótesis y conclusiones.			
Interpreto adecuadamente los resultados de los experimentos.			
Describo apropiadamente el procedimiento experimental a partir de los datos entregados.			
Consigo relacionar los resultados obtenidos de la experiencia con las preguntas orientadoras para realizar el análisis de la actividad.			
Desarrollé adecuadamente la "v de Gowin" para presentar los resultados de la experiencia.			
Seguí las etapas sugeridas de la actividad de "Ciencia en acción".			
Trabajé coordinadamente con mis compañeros y compañeras de equipo.			

SABÍAS QUE

El aire es una mezcla gaseosa de gran importancia para la vida y otros fenómenos, y está formado por algunas moléculas y átomos que tienen la siguiente proporción en masa:

75, 6% de N₂
 23,1% de O₂
 0,3% de Ar
 1·10⁻³% de Ne
 0,7·10⁻⁴% de He
 3·10⁻⁴% de Kr
 0,35·10⁻⁵% de H₂
 4·10⁻⁵% de Xe

Normalmente, existen otras sustancias en cantidad variable como: vapor de agua, dióxido de carbono, hidrocarburos, alquitranes, cenizas, polvo y SO₂ que dependen de las zonas industriales.

También las descargas eléctricas modifican la composición de la atmósfera al disociar moléculas de hidrógeno, nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono para formar C₂H₂, H₂O₂, O₃, NH₄OH, NH₃, NH₄NO₃. Así, la lluvia abona a los suelos 10 Kg N por hectárea por año.



Ecuación química y leyes fundamentales

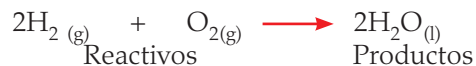
Un sistema químico está formado por una o más sustancias químicas separadas del resto del universo por unos límites de separación o paredes, que pueden ser reales o imaginarias. Cada componente de un sistema tiene propiedades químicas y físicas características que lo diferencian de los demás. Un sistema puede estar constituido inicialmente por una o más sustancias que pueden ser a su vez elementos o compuestos. De acuerdo a lo leído en las páginas 135 y 136 (Ciencia en acción), ¿cuál fue el sistema utilizado por Lavoisier?

Dicho sistema puede sufrir cambios de varios tipos. ¿Cómo se reconoce si estos cambios son reacciones químicas o fenómenos físicos? Por una parte, si las propiedades químicas de los componentes del sistema final son las mismas que las del inicial habrá tenido lugar un proceso físico; por ejemplo, una vaporización o en cambio, si las propiedades químicas han variado, se dice que ha ocurrido una **reacción química**.

Los componentes iniciales reciben el nombre de **reactivos** y las sustancias resultantes, el de **productos**. No sólo los elementos se combinan entre sí para formar compuestos con propiedades diferentes a las de los elementos iniciales, también los compuestos pueden originar otros nuevos, de propiedades distintas a las de los originales.

Lee y observa atentamente los siguientes ejemplos:

1. La reacción entre dos elementos como el hidrógeno molecular (H₂) y el oxígeno molecular (O₂) permite la formación de un compuesto esencial para la vida: el agua (H₂O). Las propiedades de los elementos son muy distintas a las del agua. Esta reacción química se representa simbólicamente mediante la siguiente **ecuación química**.



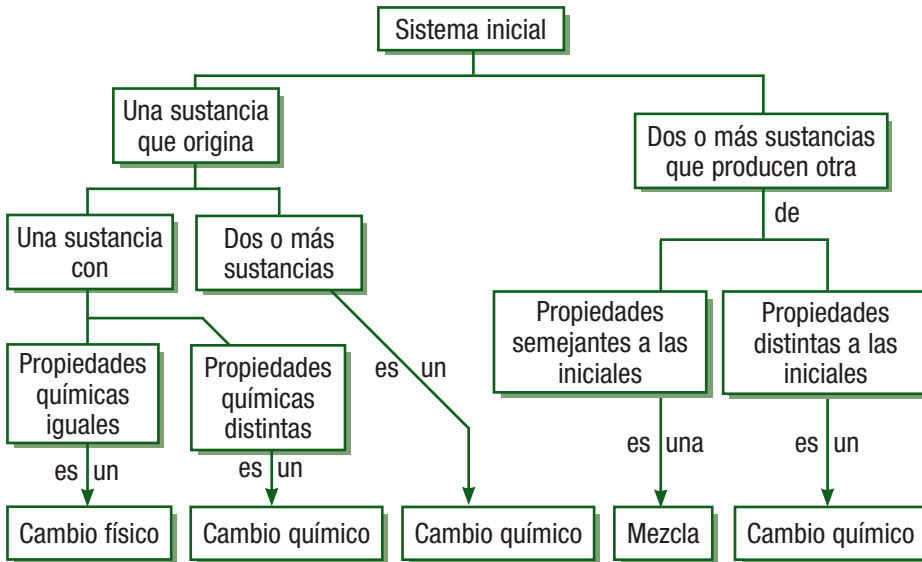
2. Tal como estudiamos en la unidad anterior y en la misma sección "Y para comenzar..." de esta unidad, de la reacción entre el compuesto ácido clorhídrico (HCl) y el elemento metálico cinc (Zn) se obtienen los productos hidrógeno molecular (H₂) y el compuesto cloruro de cinc (ZnCl₂). Todas estas sustancias poseen propiedades físicas y químicas muy distintas.



Siempre es conveniente atender a las propiedades físicas que aparecen especificadas para cada una de las sustancias y son simbolizadas en paréntesis, donde se presenta su estado físico.



El comportamiento de las sustancias químicas, que ha sido descrito mediante los ejemplos presentados con anterioridad, se puede resumir en el siguiente esquema:



En síntesis, una **reacción química** es aquel proceso durante el cual una o más sustancias iniciales, **reactivos**, se *transforman* y dan lugar a una o más sustancias finales denominadas **productos**. Se representa simbólicamente mediante una **ecuación química**.

Lo que hoy sabemos y entendemos al observar una ecuación química fue un verdadero misterio para los científicos de los siglos anteriores al XVIII, siglo en el que la química sufriría su más importante y significativa revolución.

Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier

En 1770, Antoine Laurent Lavoisier realizó el experimento del calentamiento del agua utilizando un aparato que condensaba el vapor y lo devolvía al recipiente sin perder un sólo gramo de agua. Pesó el agua y el recipiente antes y después de realizar el experimento. Gracias a este “sencillo” experimento, demostró que el peso del matraz del condensador y del agua seguía siendo el mismo antes y después de una prolongada ebullición. Sin embargo, un sedimento terroso seguía apareciendo. Extrajo y pesó el depósito formado así como el matraz. Y comprobó que la suma de ambos era igual al peso del matraz antes de iniciar la experiencia. Es decir, el peso terroso provenía de una descomposición del vidrio provocada por el calor.

Posteriormente, se ocupó de las reacciones químicas y comprobó que la masa (cantidad de materia) es algo permanente e indestructible, algo que se conserva pese a todos los cambios. Newton defendió en la física la idea de que una masa permanecía constante a través de todos los movimientos, y Lavoisier la aplicó al mundo de la química.



Marie Paulze, esposa de Antoine Lavoisier, en la pintura de Jacques-Louis David. Fue quien le asistía en su trabajo con las ilustraciones de sus experimentos, registro de los resultados y traducciones de artículos científicos al inglés.



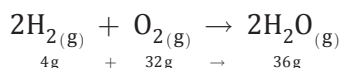
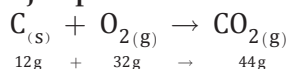
Aun cuando la Ley de conservación o de Lavoisier marca un hito que revolucionó la química, ¡eso no es todo! Gracias a varios experimentos se observó que un compuesto específico siempre contiene los mismos elementos y en proporciones gravimétricas (masa) idénticas. Por ejemplo, el agua siempre estará formada por hidrógeno y oxígeno en proporción 1 : 2 o un 11,2% de hidrógeno y un 88,8% de oxígeno en masa. Este hecho indica que si el oxígeno y el hidrógeno se combinan con otros elementos o entre ellos mismos en proporciones distintas, el compuesto formado no será agua. Por ejemplo, el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), conocido comúnmente como agua oxigenada, está constituido por los mismos elementos que el agua, pero en proporción 2 : 2, es decir, formado por un 5,9% de hidrógeno y un 94,1% de oxígeno en masa, formando un compuesto de propiedades muy distintas al agua.

Lo anterior se conoce como **Ley de la composición definida o Ley de Proust**. Postulada por *Joseph Louis Proust*, quien apoyado en un experimento realizado en 1799 demostró que la composición del carbonato cúprico era siempre la misma, cualquiera que fuese su método de obtención en la naturaleza o en el laboratorio: 5 partes de cobre, 4 de oxígeno y 1 de carbono.

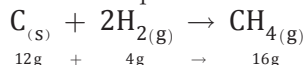
A propósito del ejemplo anterior (agua y peróxido de hidrógeno), se establece la **Ley de las proporciones múltiples o de Dalton**, en la cual los átomos de dos o más elementos se pueden combinar en proporciones diferentes de números sencillos para producir más de un compuesto distinto. Así, el H_2O y H_2O_2 son compuestos distintos.

Otra es la **Ley de las proporciones recíprocas o de Richter**, que dice: las masas de los elementos que se combinan con una masa de un tercero guardan la misma proporción que las masas de los dos cuando se combinan entre sí.

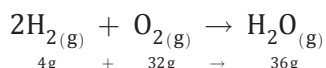
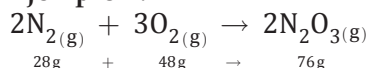
Ejemplo 1:



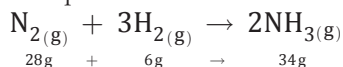
De forma que:



Ejemplo 2:



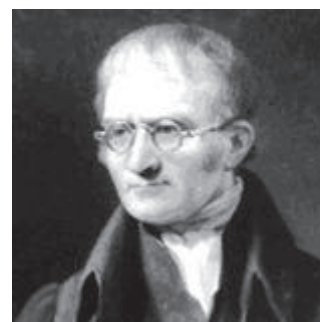
Así que:



Hasta aquí hemos revisado sólo aspectos generales relacionados con las reacciones químicas y las leyes fundamentales de la química. Antes de profundizar en ese tema y en la estequiometría, es necesario detenernos en otro aspecto que revolucionó la historia y evolución de las ciencias químicas, el **mol**, pues este resulta fundamental para comprender las características cuantitativas de un compuesto y a partir de ellos, los de una reacción química.



Joseph-Louis Proust (26 de septiembre de 1754 - 5 de julio de 1826). Químico francés considerado uno de los fundadores de la química moderna.



John Dalton (1766-1844) fue un estudioso de las ciencias naturales. Químico, matemático y meteorólogo británico.



Jeremías Richter (1762-1807), químico alemán, quien en 1792 esbozó fenómenos de neutralización de ácidos con bases.


DESAFÍO CIENTÍFICO
Habilidades a desarrollar:

- Observar.
- Interpretar.

La siguiente actividad te permitirá dar el primer paso en tu proceso de estudio para lograr el objetivo de aprendizaje:

- Interpretar los datos de una reacción química.

1. Observa atentamente las siguientes ecuaciones químicas. En cada caso identifica los reactivos, los productos y los coeficientes estequiométricos.
 - a. $\text{NaI} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{HI}$
 - b. $2\text{Fe} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{FeO}$
2. Lee atentamente las descripciones de las reacciones químicas y formula las ecuaciones que las representan correctamente de acuerdo con la información proporcionada.
 - a. El gas metano (CH_4) se produce naturalmente como producto final de la putrefacción anaeróbica de las plantas, pudiéndose aprovechar para producir biogás. En las minas de carbón se le denomina grisú y es muy peligroso por su facilidad para inflamarse, pues al reaccionar con el oxígeno molecular del aire (O_2), en proporción 1 : 2 respectivamente, se produce combustión liberándose calor, gas dióxido de carbono (CO_2) y dos moléculas de agua (H_2O) en forma de vapor.
 - b. En un recipiente de porcelana se calienta hasta que se funde el metal de sodio (Na). Posteriormente, se sumerge en el gas cloro (Cl_2), comenzando a quemarse, emitiendo una llama de color amarillento intenso y un humo blanco que indica la formación del cloruro de sodio (NaCl). Para que la reacción cumpla con la Ley de Lavoisier, el cloro y el sodio deben reaccionar en proporción 1 : 2, permitiendo la formación de dos “moléculas” de sal.

Nota: se escribe “molécula” porque en páginas posteriores se profundizará en la idea y concepto de mol de molécula.



Como hemos indicado con anterioridad, un aspecto fundamental en el proceso de aprendizaje es reflexionar respecto al mismo. Te invitamos a responder en tu cuaderno las siguientes preguntas y compartir con tu profesor o profesora aquellas que consideres representan un desafío para ti.

1. ¿Comprendo que las leyes de Lavoisier, Proust y de las proporciones múltiples son las leyes fundamentales de la química?
2. He leído atentamente el texto y vuelvo a leer cada vez que no comprendo algo.
3. Consulto a mis compañeros y compañeras, a mi profesor o profesora, padres o amigos, cuando algún concepto no me queda claro.
4. Empleo el diccionario para buscar palabras nuevas o cuyo significado no me queda claro y dificultan la comprensión del texto.
5. Empleo mi imaginación durante la lectura de la información que me entrega el texto.



Cantidad de sustancia y su unidad de medida, el mol

Para diferenciar la gran cantidad de materia que existe a nuestro alrededor se deben considerar sus propiedades, es decir, todas las características de la materia que se pueden observar y medir, sus propiedades físicas y químicas.

a. Unidad de masa atómica

El átomo es una partícula increíblemente diminuta. Su masa es demasiado pequeña para medirla en una balanza común. Pero se puede determinar con mucha precisión gracias a los espectrómetros de masas; por ejemplo, la masa de un solo átomo de hidrógeno es $1,673 \cdot 10^{-24}$ g. Sin embargo, no resulta conveniente ni práctico emplear estos valores tan pequeños. Por ello, se inventó una tabla de masas atómicas relativas con *unidades de masa atómica (uma)*.

Para establecer una escala de masas atómicas se definió como patrón el isótopo de carbono constituido por 6 protones y 6 neutrones, denominado carbono - 12 y se representa como $^{12}_6\text{C}$, asignándosele el valor exacto de 12 unidades de masa atómica (**uma**). Así, una **unidad de masa atómica (uma)** se define como $\frac{1}{12}$ de la masa de un átomo de carbono 12. La masa real de un átomo de carbono 12 es de $1,9927 \cdot 10^{-23}$ g, y la unidad de masa atómica es de $1,66054 \cdot 10^{-24}$ g. Esto significa que un átomo que tiene la mitad de la masa que un átomo de C-12 pesará 6 uma, y un átomo que es dos veces más pesado que el átomo de C-12 pesará 24 uma, y así sucesivamente; por ende:

$$1 \text{ uma} = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad \text{y} \quad 1 \text{ g} = 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ uma}$$

Por ejemplo, los átomos de hidrógeno (H), con una masa aproximadamente de 1/12 de la de los átomos de C - 12 tienen una masa atómica promedio de 1,00797 **uma** en esta escala relativa. Los átomos de magnesio (Mg), dos veces más pesados que los del carbono, tienen una masa atómica promedio de 24,305 **uma**.

Asimismo, el helio (He) tiene una masa atómica de 4,003 **uma**. Esto significa que en término medio un átomo de helio tiene una masa aproximadamente igual a la tercera parte de la masa de un átomo de C-12:

$$\frac{4,003 \text{ uma}}{12,0 \text{ uma}} = 0,3336$$

O aproximadamente cuatro veces la masa de un átomo de hidrógeno:

$$\frac{4,003 \text{ uma}}{1,0008 \text{ uma}} = 3,971$$

En general, entonces, para dos elementos que denominaremos "X" e "Y", se tiene:

$$\frac{\text{Masa atómica X}}{\text{Masa atómica Y}} = \frac{\text{Masa del átomo de X}}{\text{Masa del átomo de Y}}$$

SABÍAS QUE

La masa del electrón es $9,109382 \cdot 10^{-28}$ g, la del protón es $1,672622 \cdot 10^{-24}$ g y la del neutrón es $1,674927 \cdot 10^{-24}$ g, valores que se emplean para obtener la masa atómica.

SABÍAS QUE

El espectrómetro de masas es un instrumento que permite analizar con gran precisión la composición de diferentes elementos químicos e isótopos atómicos, separando los núcleos atómicos en función de su relación masa-carga. Puede utilizarse para identificar los diferentes elementos químicos que forman un compuesto (espectros de emisión y absorción), o para determinar el contenido isotópico de diferentes elementos en un mismo compuesto.

**b. Masas atómicas y abundancias isotópicas**

Como se indicó con anterioridad, las masas relativas de los átomos individuales pueden determinarse utilizando un espectrómetro de masas. Los átomos o moléculas en forma gaseosa a muy bajas presiones se ionizan por la pérdida de uno o más electrones. Los cationes formados se aceleran mediante potenciales de 500 a 2000 V hacia un campo magnético, que desvía los iones. La desviación de su trayectoria rectilínea es inversamente proporcional a la masa del ión. Midiendo los voltajes necesarios para llevar dos iones de diferentes masas al mismo punto del detector es posible determinar sus masas relativas. Por ejemplo, utilizando un espectrómetro de masas se sabe que un átomo de ^{19}F es 1,583 veces más pesado que un átomo de ^{12}C , así que tiene una masa de:

$$1,583 \cdot 12,00 \text{ uma} = 19,00 \text{ uma}$$

Así pues, el estado natural del flúor consiste en un solo isótopo, ^{19}F . Se concluye que la masa atómica del elemento flúor debe ser la misma que la del F-19, es decir, 19,00 **uma**. La situación con la mayoría de los elementos es más compleja, porque en la naturaleza se encuentran como mezclas de dos o más isótopos. Para determinar la masa atómica de un elemento es necesario conocer no sólo las masas de cada uno de sus isótopos de forma individual, sino también sus porcentajes atómicos o abundancias isotópicas en la naturaleza.

El cloro, por ejemplo, tiene dos isótopos estables, Cl-35 y Cl-37. Las masas atómicas y la abundancia isotópica de cada uno se muestran en la siguiente tabla.

Isótopos	Masa atómica	Abundancia
Cl-35	34,97 uma	75,53%
Cl-37	36,97 uma	24,47%

La interpretación es que en el cloro elemental el 75,53% de los átomos tiene una masa de 34,97 **uma**, y el resto de los átomos, el 24,47% del total, tiene una masa de 36,97 **uma**. Con esta información podemos calcular la masa atómica del cloro utilizando la ecuación general:

$$\text{MA de Y} = \left[(\text{MA de } Y_1) \cdot \frac{\% \text{ abund. de } Y_1}{100} \right] + \left[(\text{MA de } Y_2) \cdot \frac{\% \text{ abund. de } Y_2}{100} \right] + \left[(\text{MA de } Y_n) \cdot \frac{\% \text{ abund. de } Y_n}{100} \right]$$

Donde:

MA de Y corresponde a la masa atómica del elemento Y.

MA de $Y_{1(2 \text{ o } n)}$ corresponde a la masa atómica de los isótopos.

% Abund. de $Y_{1(2 \text{ o } n)}$ representa el % de abundancia de los isótopos.

Aplicando la ecuación para determinar la masa atómica del cloro se tiene:

$$\text{Masa atómica del Cl} = \left[34,97 \text{ uma} \cdot \left(\frac{75,53}{100} \right) \right] + \left[36,97 \text{ uma} \cdot \left(\frac{24,47}{100} \right) \right]$$

$$\text{Masa atómica del Cl} = 35,46 \text{ uma}$$



Las masas atómicas calculadas de esta forma y utilizando los datos obtenidos con un espectrómetro de masas (unidad de masa atómica y abundancia relativa) pueden alcanzar una precisión de hasta siete u ocho cifras significativas en principio; no obstante, es importante considerar que la exactitud de las masas atómicas tabuladas está limitada fundamentalmente por las variaciones de las abundancias en la naturaleza.

- De acuerdo a lo que has leído y aprendido, formula qué criterios justifican que sean consideradas leyes fundamentales de la química la Ley de Lavoisier, la Ley de proporciones definidas y la Ley de proporciones múltiples.
- La plata se encuentra en forma de dos isótopos cuyas masas atómicas son de 106,9041 y 108,9047 **uma**. El primer isótopo representa el 51,82%, y el segundo, el 48,18%. ¿Cuál es la masa atómica promedio de la plata (Ag)?
- En el Imperio Romano, las cañerías y las bañeras se recubrían con plomo o con cobre, lo cual causó muchos casos de saturnismo inadvertido y confundido en su momento con contaminaciones etílicas.

Para dar el color, la suavidad y el bouquet al vino se recomendaba hervirlo y fermentarlo en recipientes o vasijas recubiertas de plomo ya que las de cobre daban mal sabor a la bebida. El vino al hervirse a fuego lento formaba "azúcar de plomo" (en realidad era acetato de plomo, un potente fungicida, pero a su vez, un apetecible edulcorante). Según el grado de hervor, el líquido se llamaba "sapa", "defrutum", "heprena" o "siracum". Cada litro de "sapa" contiene una concentración de plomo entre 250 y 1.000 miligramos por litro y bastaba una cucharadita de este líquido ingerida diariamente para causar una intoxicación crónica por plomo. Los emperadores y miembros de la nobleza eran ávidos consumidores de este tipo de vino, el cual era en ocasiones endulzado con un jarabe de uva preparado, también, en vasijas de plomo.

El plomo existe en la naturaleza en forma de cuatro isótopos estables que se presentan en la tabla.

Isótopo	Unidad de masa atómica	% de abundancia
204 Pb	203,973 uma	1,480
206 Pb	205,974 uma	23,60
207 Pb	206,9759 uma	22,60
208 Pb	207,9766 uma	52,30

Considerando toda la información entregada, responde y realiza:

- ¿Qué importancia tiene el plomo en la salud de las personas?
 - Para responder el punto anterior, ¿puedes interpretar la información entregada como una lectura literal o inferencial? Justifica.
 - Utilizando las planillas de cálculo de excel, realiza un gráfico con su respectiva interpretación.
 - Calcula la masa atómica promedio del plomo.
- Una muestra de litio enriquecido, empleado como combustible para plantas de energía nuclear, contiene 30,0% de Li - 6 de 6,015 **uma** y 70,0% de Li - 7 de 7.016 **uma**. ¿Cuál es la masa atómica promedio de la muestra?

DESAFÍO CIENTÍFICO

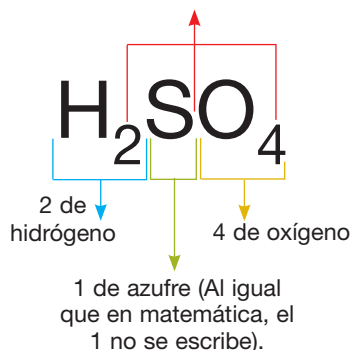
Habilidades a desarrollar:

- Interpretar.
- Aplicar.
- Resolver problemas.

c. Masas atómicas y formular

La **masa formular o masa molecular** de una sustancia no es más que la suma de las masas atómicas de cada uno de los átomos de su fórmula química. Por ejemplo, el ácido sulfúrico H_2SO_4 tiene una masa formular (MF) de 98,0 **uma**, calculado considerando las masas atómicas (MA) de cada átomo que conforma su fórmula química, como se muestra en el siguiente ejemplo:

Los subíndices indican el número de átomos (proporción) con que cada uno participa en el compuesto.

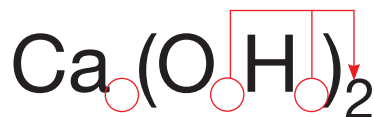


Así se obtiene que la masa formular será:

$$\begin{aligned} \text{MF} &= 2(\text{MA de H}) + 1(\text{MA de S}) + 4(\text{MA de O}) \\ &= 2(1,0 \text{ uma}) + 1(32,0 \text{ uma}) + 4(16,0 \text{ uma}) \\ &= 98,0 \text{ uma} \end{aligned}$$

Podrás observar que las masas atómicas han sido redondeadas a números enteros. Esta es una práctica común en química, pues facilita el trabajo.

Para el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se tiene:



Antes de realizar el cálculo, observa que:

1. En los círculos se señalan los subíndices estequiométricos cuyo valor sería 1.
2. El número 2 que se encuentra fuera del paréntesis afecta a todos los elementos que están dentro del mismo.

$$\begin{aligned} \text{MF} &= 1(40,0 \text{ uma}) + 2(16,0 \text{ uma}) + 2(1,0 \text{ uma}) \\ &= 74,0 \text{ uma} \end{aligned}$$

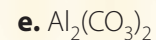
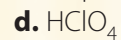
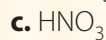
DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Buscar información.
- Resolver problemas.

1. ¿Dónde encuentras la información para resolver el ejercicio 2 y de qué manera obtienes la masa formular?

2. Determina la masa formular de los siguientes compuestos.



d. Cantidad de sustancia (n) y su unidad de medida, el mol

Conocer la masa relativa de los diferentes átomos podría parecer a los ojos de un espectador ¡toda una revolución! Y ciertamente lo es. Pero para los propósitos y aplicaciones cotidianas de la química, además de ello, es necesario ir un paso más allá y calcular la masa en gramos de los átomos individuales, pues en el laboratorio, donde se realizan experimentos y se obtienen sustancias de vital importancia en la vida moderna, no existe ningún instrumento que “mida” átomos. En el laboratorio se dispone de balanzas, pipetas y otros materiales cuyo grado de exactitud es altísimo, pero no aplicables a unidades infinitamente pequeñas.

Si consideramos que el átomo de helio (He) 4,003 **uma** es aproximadamente 4 veces más pesado que un átomo de hidrógeno (H) de 1,008 **uma**, una muestra que contenga 100 átomos de helio pesa cuatro veces más que una muestra que contenga 100 átomos de hidrógeno. Asimismo, si comparamos muestras de dos elementos que contengan un millón de átomos cada una, las masas estarán en una razón de 4 (helio) a 1 (hidrógeno). Por consiguiente, se puede concluir que una muestra de helio que pese cuatro gramos debe contener el mismo número de átomos que una muestra de hidrógeno que pese un gramo.

Más exactamente:

N° de átomos de He en 4,003 g de helio = N° de átomos de H en 1,008 g de H.

Este razonamiento puede ser extendido a otros elementos. Una muestra de cualquier elemento cuya masa en gramos sea igual a su masa atómica contiene el mismo número de átomos independientemente del tipo de elemento.

La cuestión ahora es el valor del número de átomos, es decir, ¿cuántos átomos hay en 4,003 g de helio, en 1,008 g de hidrógeno y en 32,07 g de azufre?, y así, sucesivamente. Este problema ha sido objeto de estudio de al menos durante un siglo.

Se realizaron grandes esfuerzos e ingeniosos experimentos para determinar este número conocido como **número de Avogadro** y cuyo símbolo es N_A . Evidentemente, y como debes estar pensando, este número debe ser muy grande, pues si el átomo es una partícula infinitamente pequeña, entonces, deben haber muchísimos en 4,003 g de He, en 1,008 g de H, etc.

Los químicos han determinado, luego de muchos años de investigación, que la magnitud que mejor se ajusta a las necesidades de la química es la **cantidad de sustancia** representada por la letra en minúscula y cursiva (n), cuya unidad de medida es el **mol**. Te estarás preguntando, ¿qué es el mol y cómo se relaciona con el número de Avogadro? Lee con mucha atención.

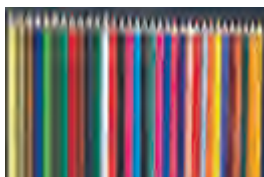
1. Un mol se define como la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas u otros) como átomos hay exactamente en 12 g de carbono - 12 ($^{12}_6\text{C}$).



Amedeo Avogadro (1776-1856) fue un físico y químico italiano, profesor de Física en la universidad de Turín en 1834. Descubrió la Ley de Avogadro, que dice que volúmenes iguales de gases distintos (bajo las mismas condiciones de presión y temperatura) contienen igual número de partículas. Avanzó en el estudio y desarrollo de la teoría atómica y, en su honor, se dio el nombre al número de Avogadro.

SABÍAS QUE

Se usan distintos términos para indicar unidades de medida, así: una docena de huevos, una resma de papel, una gruesa de lápices, un mol de cloruro de sodio, etc.



2. Los científicos gracias a varios experimentos han determinado que el número de átomos que hay en la cantidad de C - 12 indicada en el punto anterior es de $6,0221367 \cdot 10^{23}$, valor conocido como número de Avogadro, en honor al físico italiano Amedeo Avogadro (1776 -1856), quien investigó diversos aspectos cuantitativos de la química. Es usual que el número de Avogadro se use redondeado a la cifra $6,02 \cdot 10^{23}$, y así lo emplearemos en este texto.

En síntesis, así como por lo general empleamos unidades de medición para designar cierta cantidad de objetos:

- 1 docena	=	12 unidades
- 1 resma	=	500 unidades
- 1 gruesa	=	144 objetos
- 1 mol	=	$6,02 \cdot 10^{23}$ entidades elementales

¿cómo se relacionan las unidades de masa atómica (**uma**) con el NA? Si leíste atentamente, habrás observado que la unidad mol y, por ende, el número de Avogadro están relacionados con el mismo patrón con el que se construye la unidad de masa atómica (**uma**). Comprendido esto, el mol representa el número de átomos de un elemento en una muestra cuya masa en gramos es numéricamente igual a la masa atómica del elemento. A partir de la definición de mol, es correcto decir que la masa atómica en gramos de cualquier elemento contiene 1 mol de átomos. El término mol es tan común en química que se utiliza asociado a los átomos como a las moléculas, es decir:

1 mol de átomos	=	$6,02 \cdot 10^{23}$	átomos
1 mol de moléculas	=	$6,02 \cdot 10^{23}$	moléculas
1 mol de iones	=	$6,02 \cdot 10^{23}$	iones

La masa atómica de un elemento, expresada en gramos, contiene el número de Avogadro (NA) de átomos y se define como la masa molar. Para determinar la masa molar de un elemento se convierten las unidades de masa atómica que aparecen en la Tabla periódica a gramos. Por ejemplo, el azufre (S) tiene una masa atómica de 32,07 **uma**, así que 1 mol de azufre tiene una masa atómica de 32,07 g y contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre. Así, por ejemplo:

Elemento	Masa atómica	Masa molar	Número de átomos
H	1,008 uma	1,008 g	$6,02 \cdot 10^{23}$
He	4,003 uma	4,003 g	$6,02 \cdot 10^{23}$
Mg	24,31 uma	24,31 g	$6,02 \cdot 10^{23}$
S	32,07 uma	32,07 g	$6,02 \cdot 10^{23}$

Esta asociación para muchos autores permite establecer que la masa molar de un elemento debe leerse como una relación gramos-mol; por ejemplo, el H tiene una masa molar de $1,008 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, por ende:

1. Es incorrecto decir que un átomo de hidrógeno tiene una masa equivalente a 1,008 g.



2. Es correcto afirmar que 1 mol del elemento hidrógeno tiene una masa igual a 1,008 g y está constituido por $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno.

Conociendo el número de Avogadro y la masa atómica de un elemento, es posible calcular la masa de cada átomo individual. También puede determinarse el número de átomos en una muestra pesada de cualquier elemento.

Observa y sigue el desarrollo de los siguientes ejemplos.

Ejemplo 1:

Cuando se añade selenio (Se) al vidrio, éste adquiere un brillante color rojo. Tomando el número de Avogadro como $6,02 \cdot 10^{23}$, calcularemos:

- La masa de un átomo de selenio.
- El número de átomos de selenio en una muestra de 1,000 g del elemento.

- Asociemos nuestros conocimientos estratégicamente.

La masa atómica del selenio (Se) tomada de la Tabla periódica es 78,96 uma. Con lo que se deduce que $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Se equivalen a 78,96 g de Se.

Esta relación es la que conduce a los factores de conversión necesarios.

- Determinemos la solución.

- Masa del átomo de selenio.

- Sabemos que $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Se presentan una masa equivalente a 78,96 g.
- Determinar la masa de un átomo de Se se convierte en un problema que puede ser resuelto considerando la siguiente regla de tres:

$$\frac{1 \text{ átomo de Se}}{x} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Se}}{78,96 \text{ g}}$$

Resolviendo la regla propuesta se tendrá:

$$x \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Se} = 1 \text{ átomo de Se} \cdot 78,96 \text{ g}$$

Despejando x se tiene:

$$x = \frac{1 \text{ átomo de Se} \cdot 78,96 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Se}}$$

$$= 1,311 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

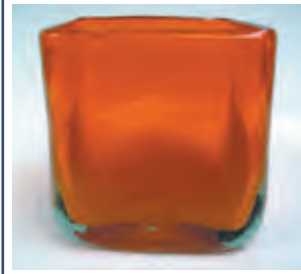
Cada átomo de selenio tiene una masa igual a $1,311 \cdot 10^{-22}$ g

- El número de átomos de selenio en una muestra de 1,000 g del elemento.
 - Empleando los datos de masa molar se puede establecer que:

$$\frac{x \text{ átomo de Se}}{1,000 \text{ g de Se}} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Se}}{78,96 \text{ g de Se}}$$

MÁS QUE QUÍMICA

El selenio se usa en la construcción de células fotoeléctricas, para dar un color rojo al vidrio y en fotografías en color.



Resolviendo, se tiene:

x átomos de Se \cdot 78,96 g de Se = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Se \cdot 1,000 g de Se
Despejando x , se obtiene:

$$x \text{ átomo de Se} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Se} \cdot 1,000 \text{ g de Se}}{78,96 \text{ g de Se}}$$

$$= 76,24 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Se}$$

En 1,000 g de Se existen $76,24 \cdot 10^{23}$ átomos de Se

A partir de los ejemplos anteriores, podrás deducir que entre el número de Avogadro (NA), la cantidad de sustancia (n) expresada en mol y el número de entidades elementales (Nee) existe una relación proporcional que se puede representar por la siguiente fórmula.

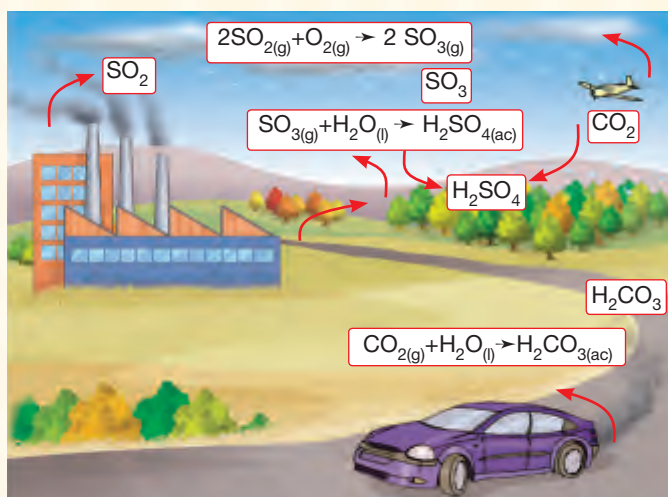
$$Nee = n \cdot NA$$

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Interpretar.
- Deducir.
- Resolver problemas.

1. ¿Qué cantidad de sustancia (n) de hierro existe en 25 g de hierro puro (Fe)?
2. En el laboratorio un estudiante deberá manipular 5 g de magnesio (Mg) durante un experimento de oxidación. ¿A qué cantidad de átomos de magnesio corresponde?
3. ¿Qué masa en gramos presentará un átomo de carbono?
4. ¿Cuál es la masa de $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos de sodio (Na)?
5. ¿Cuántos átomos de oxígeno (O) hay contenidos en 1 mol de moléculas?
6. La glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es la principal fuente de energía para el metabolismo celular. Se obtiene fundamentalmente a través de la alimentación, y se almacena principalmente en el hígado. Calcula el número de átomos de carbono (C) que hay en 0,35 mol de $C_6H_{12}O_6$.
7. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en:
 - a. 0,25 mol de $Ca(NO_3)_2$
 - b. 1,50 moles de Na_2CO_3
8. La siguiente ilustración muestra las reacciones involucradas en el proceso de lluvia ácida. Con esta información responde:



- a. ¿Cuántos átomos de azufre (S) y oxígeno (O) participan en la reacción de formación del ácido sulfúrico?
- b. ¿Cuántos moles de ácido carbónico (H_2CO_3) y ácido sulfúrico (H_2SO_4) se forman en el proceso de lluvia ácida?

e. Masa molar (M) de los compuestos

La masa molar se define como la masa en gramos de un mol de una sustancia, y se puede determinar al conocer la fórmula del mismo gracias a la suma consecutiva de todos sus componentes, al igual como se explicó para el cálculo de la masa formular.

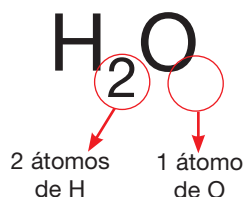
En general, se establece que para un compuesto $X_n Y_m Z_l$ se tiene:

1. X, Y, Z corresponden a elementos con masas atómicas específicas y tabuladas en la Tabla periódica.
2. n, m y l corresponden a subíndices estequiométricos que indican la cantidad de veces que se repite el elemento X, Y y Z, respectivamente.

$$M = n (MA \text{ de } X) + m (MA \text{ de } Y) + l (MA \text{ de } Z)$$

Ejemplo 1:

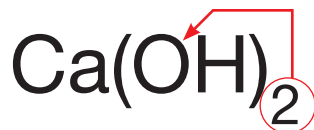
Para el agua (H_2O), la masa molar será:



Luego,

$$\begin{aligned} M &= 2 (1,008 \text{ g}) + 1(16,00\text{g}) \\ &= \mathbf{18,02 \text{ g es la masa molar del agua.}} \end{aligned}$$

Ejemplo 2: Cálculo de la masa molar del hidróxido de calcio [$Ca(OH)_2$].



$$\begin{aligned} M &= n (MA \text{ de } Ca) + n (MA \text{ de } O) + n (MA \text{ de } H) \\ &= 1 (40,08 \text{ g}) + 2 (16,00 \text{ g}) + 2 (1,008 \text{ g}) \\ &= \mathbf{74,10 \text{ g es la masa molar del hidróxido de calcio } (Ca(OH)_2)} \end{aligned}$$

A partir de los datos y recursos hasta ahora entregados por el texto, es posible establecer varias relaciones:

- Cada sustancia puede ser definida en función de los átomos que posee. Por lo tanto, tendrá una masa respectiva.
- La sumatoria de las masas de los átomos que componen una sustancia corresponde a la masa molar.
- La masa molar de una sustancia equivale a un mol de la sustancia.
- La masa de 1 mol de un compuesto contiene el número de Avogadro de unidades fórmula, o moléculas.

SABÍAS QUE

La masa molar (en gramos) de cualquier sustancia es siempre numéricamente igual a su masa formular (**uma**).

Consideremos el compuesto ácido clorhídrico (HCl) como ejemplo. Un átomo de H se combina con un átomo de Cl para formar una molécula de HCl. Cuando 1 mol de H (1,008 g de H o $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de H) se combina con 1 mol de Cl (35,45 g de Cl o $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Cl), se produce 1 mol de HCl (36,46 g de HCl o $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de HCl). Estas relaciones corresponden a:

Relaciones	H	Cl	HCl
Número de entidades elementales	$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de H	$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Cl	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de HCl
Cantidad de sustancias	1 mol de átomos de H	1 mol de átomos de Cl	1 mol de moléculas de HCl
Masa atómica para el H y el Cl y masa molar para el HCl	1,008 g	35,45 g	36,46 g
Semejanzas	1 masa molar de átomos de H	1 masa molar de átomos de Cl	1 masa molar de moléculas de HCl

MÁS QUE QUÍMICA

El hidrógeno es el elemento químico más abundante del Universo y en la industria química ha sido por su aplicación como producto intermediario en la síntesis de amoníaco para refinerías como gas de síntesis, farmacia, peróxido de hidrogeno (agua oxigenada), electrónica y petroquímica.



f. Conversión mol-gramo

Con frecuencia resulta necesario convertir moles de una sustancia a masa en gramos o viceversa pues, como se comentó con anterioridad en el laboratorio no se pueden medir "moles" sino que masas, gracias a la balanza y/o volúmenes con probetas, pipetas y otros materiales volumétricos. Dichas conversiones se realizan utilizando la siguiente relación:

$$m = M \cdot n$$

Donde:

- m representa la masa en gramos (g)
- M es la masa molar en gramos / mol (g/mol)
- n es la cantidad de sustancia expresada en moles (mol)

Por ejemplo, el sulfato de calcio (CaSO_4) es el principal ingrediente de la tiza utilizada antiguamente y aún hoy en día por tus profesores y profesoras para escribir en la pizarra. Determinaremos el número de moles de sulfato de calcio que hay en un trozo de tiza de 14,8g (asuma que la tiza está formada solamente de CaSO_4).

La estrategia consistirá en calcular en primer lugar la masa molar del compuesto según su fórmula.

- La fórmula es CaSO_4 , así que la masa molar es:

$$M = 1(40,08 \text{ g/mol}) + 1(32,06 \text{ g/mol}) + 4(16,00 \text{ g/mol})$$

$$= \mathbf{136,14 \text{ g/mol}}$$

- En la relación $m = M \cdot n$, despejamos n y se obtiene: $n = \frac{m}{M}$

$$n = \frac{14,8 \cancel{\text{g}}}{136,14 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}}}$$

$$= \mathbf{0,11 \text{ mol de CaSO}_4}$$



Observemos otro ejemplo de aplicación. El ácido acetilsalicílico $C_9H_8O_4$ es el principio activo de la aspirina. ¿Cuál es la masa en gramo de 0,287 mol de ácido acetilsalicílico?

Al igual que en el ejemplo anterior, calcularemos la masa molar de $C_9H_8O_4$ y la emplearemos para convertir 0,287 mol a masa en gramos.

La masa molar del $C_9H_8O_4$ es:

$$M = (9 (12,01\text{g}) + 8 (1,008\text{g}) + 4 (16,00\text{g})) / 1 \text{ mol} \\ = 180,15 \text{ g/mol}$$

Por lo tanto, la masa del ácido acetilsalicílico será a partir de la relación

$$m = M \cdot n,$$

$$m = 0,287 \text{ mol } C_9H_8O_4 \cdot \frac{180,15 \text{ g}}{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4} \\ = 51,7 \text{ g } C_9H_8O_4$$

Las conversiones del tipo que acabamos de realizar se repiten una y otra vez en química. Un mol siempre indica que hay $6,02 \cdot 10^{23}$ artículos (ya sean átomos, moléculas u otros); sin embargo, la masa del mol difiere con la sustancia implicada: un mol de H_2O tiene 18,02 g, masa considerablemente mayor que un mol de H_2 , 2,016 g, aunque ambos contienen el mismo número de moléculas. De la misma manera, una docena de bolas de bowling masa mucho más que una docena de huevos, aunque ambas cantidades impliquen el mismo número de artículos.

Este desafío te permitirá evaluar tu nivel de logro respecto al siguiente objetivo de aprendizaje: "calcular masa molar y emplearla para resolver problemas relacionados con la estequiometría".

Antes de comenzar a resolver, recuerda estos sencillos pasos para resolver problemas:

Paso 1: Analiza el problema. Lee atentamente y contéstate qué te dice. Puedes dibujar una imagen o un esquema que te ayude a visualizar la situación propuesta. Anota los datos y la incógnita o pregunta planteada.

Paso 2: Desarrolla un plan. Considera todos los posibles caminos que se trazan entre los datos entregados y la incógnita. ¿Qué principios, ecuaciones u otros te ayudan a resolver?

Paso 3: Resuelve el problema. Utiliza la información conocida y las ecuaciones o relaciones apropiadas despejando la incógnita.

Paso 4: Comprobación. Es necesario comprobar los datos obtenidos.

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Interpretar.
- Deducir.
- Resolver problemas.

1. Define masa molar y explica cuál es su importancia.
2. Establece las relaciones que existen entre masa molar, moles y número de Avogadro. Cita a lo menos dos ejemplos.
3. Determina la masa molar de los siguientes compuestos:
 - a. H_2S
 - b. Al_2O_3
 - c. Na_2SO_4
 - d. $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$
4. El hidróxido de sodio (NaOH) es una sustancia que muchas dueñas de casa adquieren en ferreterías como soda cáustica y se utiliza para destapar cañerías. Si una señora compra 1 kg de dicha sustancia,
 - a. ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio adquirió?
 - b. ¿Cuántas moléculas de hidróxido hay en un 1 kg?
5. El agua es fundamental para la vida. Todo médico que visites te recomendará consumir a los menos 2 litros de agua diarios. Si logras tomar esa cantidad de agua:
 - a. ¿Qué masa de agua tomas?
 - b. ¿Cuántos moles de agua bebes al día?
 - c. ¿Cuántas moléculas de agua beberás al final del día?

Para resolver este problema, recuerda que el agua tiene una densidad equivalente a 1 g/mL y que la densidad se calcula dividiendo la masa por el volumen ($d = \frac{m}{V}$). También debes recordar que 1 litro equivale a 1.000 mL.



Ahora que has desarrollado los ejercicios y problemas propuestos, determina y comenta con tus compañeros y compañeras.

- a. ¿Puede calcular masa molar y emplearla para resolver problemas relacionados con la estequiometría?
- b. ¿Qué dificultades se presentaron durante el desarrollo de los problemas y cuáles de ellos fueron más complejos y difíciles de resolver?
- c. ¿Qué aspectos del cálculo de masa molar y su uso para resolver problemas estequiométricos te resultan complejos? ¿Qué debes hacer para mejorarlos y continuar con el proceso de aprendizaje?

g. Composición porcentual de las sustancias

La **composición porcentual** de una sustancia es el por ciento en masa de cada elemento del compuesto. La masa molar representa la masa total, es decir, el 100% del compuesto o sustancia.

Para determinarlas es necesario considerar los siguientes pasos. En cada paso, se presenta un ejemplo de aplicación. Lee con mucha atención y observa los ejemplos propuestos.

Paso 1: Calcular la masa molar.

Por ejemplo, para el agua, H_2O , la masa molar es de 18,00 g, según la siguiente ecuación.

$$\begin{aligned} M &= 2 (1,008 \text{ g}) + 1 (16,00 \text{ g}) \\ &= \mathbf{18,02 \text{ g es la masa molar del agua.}} \end{aligned}$$

Paso 2: Conocer el aporte en masa de cada uno de los componentes y calcular su aporte porcentual a la fórmula global, según la fórmula:

$$\text{Porcentaje del elemento} = \frac{\text{Masa total del elemento}}{\text{Masa molar del compuesto}} \cdot 100$$

Para el agua se tiene

$$\begin{aligned} \% \text{ de H} &= \frac{2,016 \text{ g}}{18,02 \text{ g}} \cdot 100 \\ &= \mathbf{11,19\%} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ de O} &= \frac{16,00 \text{ g}}{18,02 \text{ g}} \cdot 100 \\ &= \mathbf{88,79\%} \end{aligned}$$

En páginas anteriores se comentó respecto a la Ley de las proporciones definidas y se puso como ejemplo el agua y el peróxido de hidrógeno (H_2O_2). Si para este último se calcula la composición porcentual se obtendrá:

$$\begin{aligned} M \text{ H}_2\text{O}_2 &= 2(1,008 \text{ g}) + 2(16,00 \text{ g}) \\ &= \mathbf{34,016 \text{ g es la masa molar del peróxido de hidrógeno.}} \end{aligned}$$

La composición porcentual:

$$\begin{aligned} \% \text{ de H} &= \frac{2,016 \text{ g}}{34,016 \text{ g}} \cdot 100 \\ &= \mathbf{5,93\%} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ de O} &= \frac{32,0 \text{ g}}{34,016 \text{ g}} \cdot 100 \\ &= \mathbf{94,07\%} \end{aligned}$$

Con este ejemplo, observarás con mayor claridad la Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust. Dos compuestos (agua y peróxido de hidrógeno) están formados por los mismos elementos (H y O), pero éstos se combinan en proporciones distintas, formando compuestos con propiedades muy diferentes.

Otro ejemplo que podemos analizar es el caso del carbonato ácido de sodio, comúnmente conocido como bicarbonato de sodio, que se utiliza en muchos productos comerciales como aditivo leudante en panadería y en la producción de gaseosas y también para el tratamiento del malestar de estómago, específicamente la acidez. Su fórmula es NaHCO_3 . ¿Cuáles son los porcentajes en masa del Na, H, C y O en el carbonato ácido de sodio?

Al igual que en los ejemplos anteriores, nuestro primer paso será determinar la masa molar del compuesto.

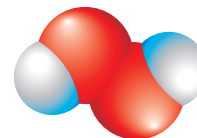
MÁS QUE QUÍMICA

El bicarbonato de sodio tiene usos domésticos (leudante), gastronómicos, neutralizar ácidos, control de plagas, medicamentos, cosméticos, limpiador, entre otros.



MÁS QUE QUÍMICA

El peróxido de hidrógeno o agua oxigenada (H_2O_2) se usa como blanqueador, antiséptico y decolorante.



El agua (H_2O) es de importancia vital para todos los seres vivos.



Paso 1: Calcular la masa molar:

$$\begin{aligned}
 M &= 1 (22,99 \text{ g}) + 1 (1,008 \text{ g}) + 1 (12,01 \text{ g}) + 3 (16,00 \text{ g}) \\
 &= \mathbf{84,01 \text{ g es la masa molar del NaHCO}_3.}
 \end{aligned}$$

Paso 2: Debido a que 84,01 g de NaHCO_3 contienen 22,99 g de Na, 1,008 g de H, 12,01 g de C y 48,00 g de O, se tiene:

$$\% \text{ de Na} = \frac{22,99 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \cdot 100$$

$$= \mathbf{27,36\%}$$

$$\% \text{ de H} = \frac{1,008 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \cdot 100$$

$$= \mathbf{1,20\%}$$

$$\% \text{ de O} = \frac{48,00 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \cdot 100$$

$$= \mathbf{57,14\%}$$

$$\% \text{ de C} = \frac{12,01 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \cdot 100$$

$$= \mathbf{14,30\%}$$

Una forma de comprobar que los datos obtenidos son correctos es considerar que en su conjunto corresponden al 100%, entonces:
 $27,36\% + 1,20\% + 14,30\% + 57,14\% = 100,00\%$

Los cálculos realizados en el ejemplo anterior ilustran una característica importante de las fórmulas. En un mol de NaHCO_3 hay:

- 1 mol de Na, equivalente a 22,99 g.
- 1 mol de H, equivalente a 1,008 g.
- 1 mol de C, equivalente a 12,01 g.
- 3 moles de O, equivalentes a 48,00 g.

En otras palabras, la razón en moles es:

1 mol de Na: 1 mol de H: 1 mol de C: 3 mol de O.

Esta razón atómica es la misma que en el NaHCO_3 , 1 átomo de Na: 1 átomo de H: 1 átomo de C: 3 átomos de O. En general, los subíndices en una fórmula representan no sólo la razón atómica en la que se combinan los diferentes átomos de los elementos, sino, también, la razón molar. Por ejemplo:

Fórmula	Razón atómica	Razón molar
H_2O	2 átomos H: 1 átomo O	2 moles H: 1 mol O
KNO_3	1 átomo K: 1 átomo N: 3 átomos O	1 mol K: 1 mol N: 3 mol O
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	12 átomos C: 22 átomos H: 11 átomos O	12 mol C: 22 mol H: 11 mol O



Composición porcentual a partir de datos experimentales

Estudiaremos:

- Cálculo de la composición porcentual a partir de datos experimentales.

Introducción

Ahora experimentarán y calcularán la composición porcentual para la formación del óxido de cinc utilizando la planilla de cálculo de excel.

Juntos formulen preguntas de investigación, la hipótesis, el procedimiento experimental, comunicación de resultados y la evaluación.

Paso 1: La observación

Tomen notas respecto de las características de los reactivos utilizados y condiciones de experimentación para compararlas con los resultados finales.

Paso 2: Preguntas de investigación

Formulen sus preguntas de investigación considerando los materiales indicados y elijan una para desarrollar la práctica experimental.

Paso 3: Formulación de la hipótesis

Formulen la hipótesis experimental de acuerdo con la pregunta seleccionada.

Paso 4: Diseño experimental

Para elaborar el diseño experimental consideren la situación inicial y final, así como, la finalidad del trabajo.

Paso 5: Registro de observaciones

De acuerdo al diseño experimental que elaboren realicen el registro de observaciones. Son fundamentales los datos de:

1. Masa de cinc.
2. Masa de óxido de cinc.
3. Masa de oxígeno.

Paso 6: Recopilación de datos

Organizar los datos en la planilla excel de manera que les permita cumplir con el objetivo del laboratorio.

Paso 7: Análisis de datos

1. ¿Cuál es la composición porcentual obtenida del óxido de cinc (ZnO)?
2. Compáren la composición porcentual teórica con la obtenida.
3. Compáren los valores obtenidos experimentalmente y los teóricos.
4. ¿Existen diferencias? ¿A qué la atribuyen?
5. ¿Se acepta o rechaza la hipótesis?

Paso 8: Conclusión y comunicación de resultados

Comuniquen los resultados considerando informar didácticamente los procedimientos experimentales, resultados obtenidos y análisis realizados.

Paso 9: Evaluación del trabajo realizado

Formulen una tabla en excel para evaluar el trabajo realizado utilizando indicadores de logro y niveles de logro.

CIENCIA EN ACCIÓN



Habilidades a desarrollar:

- Observar.
- Aplicar.
- Comunicar información.
- Interpretar resultados.

Materiales

- Mechero, trípode y rejilla.
- Pinzas metálicas.
- Crisol.
- Tapón de goma.
- Balanza.

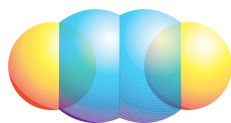
Reactivos

- Cinc metálico.

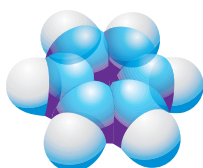
Fórmulas empíricas y moleculares

MÁS QUE QUÍMICA

El acetileno (C_2H_2) se usa en los equipos de soldadura.



El benceno (C_6H_6) se emplea en la fabricación de plásticos, resinas y nailon.



La **fórmula empírica** o **fórmula más simple** expresa la relación mínima de números enteros de átomos presentes en un compuesto.

La **fórmula molecular**, en tanto, es la denominada fórmula verdadera y representa la cantidad total de átomos de cada elemento que hay en una molécula de un compuesto. Es posible que dos o más sustancias presenten la misma composición porcentual y sean compuestos completamente distintos. Por ejemplo, el acetileno (C_2H_2) es un gas que se emplea para soldar, y el benceno (C_6H_6) es un solvente que se utiliza en la síntesis del estireno y del nailon. Ambos compuestos presentan la siguiente composición porcentual:

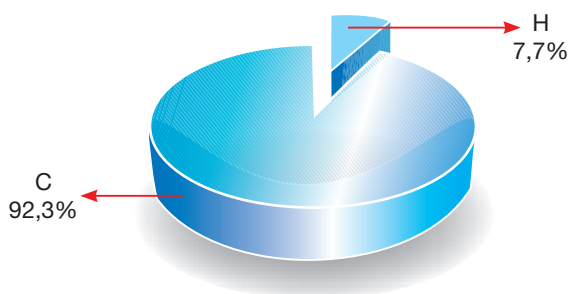


Figura 1. Gráfico de composición porcentual del C e H en el acetileno y el benceno.

La relación mínima entre ambos elementos (fórmula empírica) es 1 : 1, es decir, CH para ambos compuestos. Por ende, la fórmula empírica para el acetileno es la misma del benceno.

Muchas veces la fórmula empírica de un compuesto es igual a su fórmula molecular. Cuando esto no sucede, la segunda será múltiplo de la primera, como veremos en los siguientes ejemplos.

Compuesto	Fórmula empírica	Fórmula molecular	Múltiplo
Acetileno	CH	C_2H_2	2
Benceno	CH	C_6H_6	6
Agua	H_2O	H_2O	1
Peróxido de hidrógeno	HO	H_2O_2	2
Propileno	CH_2	C_3H_6	3

Figura 2. Tabla que muestra las relaciones entre la fórmula empírica y la molecular.

La fórmula empírica siempre será obtenida por medio del análisis de sus elementos o de su composición; en cambio, la fórmula molecular deriva de la masa molecular del compuesto.

Cálculo de fórmulas empíricas

Al pensar en una fórmula empírica cualquiera es necesario tener presente que los átomos en un compuesto se combinan en relación de números enteros y cada uno de ellos tiene una masa atómica específica. Para calcularla es necesario entonces conocer:

1. Los elementos que constituyen el compuesto.
2. Masa atómicas de cada uno de ellos.
3. Relación gravimétrica (de masas) o porcentajes en los que se combinan.

Observa atentamente la secuencia de los ejemplos que se proponen a continuación.

Ejemplo 1: calcularemos la fórmula empírica de un compuesto formado por 11,19% de hidrógeno y 88,79% de oxígeno.

Paso 1: expresaremos el porcentaje en gramos. Para ello suponemos que la masa total es igual a 100 g, considerando que la suma de las partes equivale al 100%; entonces:

$$\begin{array}{rclclcl} \text{H} & = & 11,19\% & = & 11,19 \text{ g} \\ \text{O} & = & 88,79\% & = & 88,79 \text{ g} \end{array}$$

Paso 2: se convierten las masas de cada elemento en moles empleando la masa atómica y el factor de conversión que asocia ésta a 1 mol o la relación:

$$n_x = m_x / MA_x$$

Para el hidrógeno se tiene:

$$\begin{aligned} n_{\text{H}} &= 11,19 \text{ g de átomos de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de H}}{1,008 \text{ g de átomos de H}} \\ &= 11,10 \text{ moles de átomos de H} \end{aligned}$$

Empleando la relación $n_x = m_x / MA_x$ se obtendrá el mismo valor, como muestra la siguiente operación:

$$n_{\text{H}} = \frac{11,19 \text{ g de átomos de H}}{1,008 \text{ g de átomos de H}} = 11,1 \text{ moles de átomos de H}$$

Para el oxígeno se obtiene:

$$\begin{aligned} n_{\text{O}} &= 88,79 \text{ g de átomos de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{16,0 \text{ g de átomos de O}} \\ &= 5,549 \text{ moles de átomos de O} \end{aligned}$$

Empleando la relación $n_x = m_x / MA_x$ se obtendrá el mismo valor, como muestra la siguiente operación:

$$n_{\text{O}} = \frac{88,79 \text{ g de átomos de O}}{16,0 \text{ g de átomos de O}} = 5,549 \text{ moles de átomos de O}$$

A partir de los datos obtenidos, podríamos suponer que la fórmula empírica del compuesto es:



Supuesto erróneo, pues en química se establece que la relación entre átomos se presenta sólo en números enteros mínimos. Para ello, procedemos a realizar el paso 3. Lee y observa con mucha atención.

Paso 3: se dividen los moles de cada elemento por el valor más bajo obtenido, en este caso el oxígeno, con 5,549 moles.

$$\begin{aligned} \text{H} &= \frac{11,10 \text{ moles}}{5,549 \text{ moles}} \\ &= 2 \\ \text{O} &= \frac{5,549 \text{ moles}}{5,549 \text{ moles}} \\ &= 1 \end{aligned}$$

Entonces, la relación entre el H y el O es 2:1 y la fórmula empírica será:



Veamos un segundo ejemplo.

Ejemplo 2: determinaremos la fórmula empírica de una muestra de 25,00 g de un compuesto de color naranja que contiene 6,64 g de potasio, 8,84 g de cromo y 9,50 g de oxígeno.

Los datos entregados en el problema son:

- Masa de muestra = 25 g
- Masa de potasio (K) = 6,64 g
- Masa de cromo (Cr) = 8,84 g
- Masa de oxígeno (O) = 9,50 g

Paso 1: En este ejemplo los datos no están expresados en porcentaje sino en gramos.

$$\begin{aligned} \text{K} &= 6,64 \text{ g} \\ \text{Cr} &= 8,84 \text{ g} \\ \text{O} &= 9,50 \text{ g} \end{aligned}$$

El 100% corresponde al total de la muestra: 25 g.

Paso 2: Convertiremos las masas de cada elemento en moles empleando la masa atómica y el factor de conversión que asocia ésta a 1 mol.

Para el potasio se tiene:

$$\begin{aligned} n_{\text{K}} &= 6,64 \text{ g de átomos de K} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol de átomos de K}}{39,10 \text{ g de átomos de K}} \right) \\ &= 0,170 \text{ moles de átomos de K} \end{aligned}$$

Para el cromo se tiene:

$$n_{Cr} = 8,84 \text{ g de átomos de Cr} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol de átomos de Cr}}{52,0 \text{ g de átomos de Cr}} \right)$$

$$= 0,170 \text{ moles de átomos de Cr}$$

Para el oxígeno se tiene:

$$n_O = 9,50 \text{ g de átomos de O} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{16,0 \text{ g de átomos de O}} \right)$$

$$= 0,595 \text{ moles de átomos de O}$$

Paso 3: Se dividen los moles de cada elemento por el valor más bajo obtenido.

$$\begin{aligned} K &= \frac{0,170 \text{ mol}}{0,170 \text{ mol}} \\ &= 1 \\ Cr &= \frac{0,170 \text{ mol}}{0,170 \text{ mol}} \\ &= 1 \\ O &= \frac{0,595 \text{ mol}}{0,170 \text{ mol}} \\ &= 3,5 \end{aligned}$$

Paso 4: A diferencia del ejemplo anterior, uno de los valores obtenidos no corresponde a un número entero, entonces, se busca un número que al amplificarlo por los valores obtenidos los transforme en números enteros.

En este caso el número 2 será el factor que multiplicará a cada uno de los valores obtenidos, quedando finalmente los siguientes valores:

$$\begin{aligned} K &= 2 \\ Cr &= 2 \\ O &= 7 \end{aligned}$$

La fórmula empírica del compuesto es $K_2Cr_2O_7$.

MÁS QUE QUÍMICA

El dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) es un reactivo químico que se emplea en la limpieza de material de vidrio de laboratorio y, en análisis volumétricos, como agente valorante.



Determina la fórmula empírica de los siguientes compuestos y una vez encontrada consulta con tu profesor o profesora el nombre del mismo, para averiguar sus aplicaciones.

1. Al analizar una muestra de sal se encuentra que está constituida por un 56,58% de potasio, un 8,68% de carbono y un 34,73% de oxígeno.
2. Un estudiante en el laboratorio de química formó sulfuro de hierro por combinación de 2,22 g de hierro y 1,93 g de azufre.
3. El ácido ascórbico (vitamina C) está constituido por 40,92% de carbono, 4,58% de hidrógeno y 54,50% de oxígeno.
4. Para la elaboración de perfumes de alta calidad, es frecuentemente empleado el benzoato de metilo. Una muestra de 5,325 g está compuesta por 3,758 g de carbono, 0,316 g de hidrógeno y 1,251 g de oxígeno.

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Aplicar.
- Deducir.
- Resolver problemas.

Cálculo de la fórmula molecular

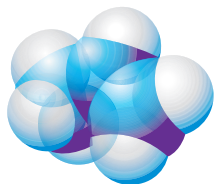
La fórmula molecular puede calcularse a partir de la fórmula empírica cuando es conocida la masa molar del compuesto. Anteriormente se indicó que cuando la fórmula empírica es distinta a la fórmula molecular, esta última se obtendrá gracias a un múltiplo que afecta a la primera, según se revisó en la tabla de la Figura 2, página 158.

Para obtener el valor del múltiplo, que representa la cantidad de unidades de la fórmula empírica que contiene la fórmula molecular, es necesario aplicar la siguiente fórmula:

$$\text{Cantidad de unidades de fórmula empírica} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{Masa de fórmula empírica}}$$

MÁS QUE QUÍMICA

El propileno (C_3H_6) se usa para fabricar plásticos para contenedores de alimentos, entre otros usos.



Lee y observa los procesos del siguiente ejercicio resuelto:

Ejemplo: determinaremos la fórmula molecular del propileno, un hidrocarburo cuya masa molar es de 42,00 g y contiene 14,3% de hidrógeno y 85,7% de carbono.

Paso 1: emplearemos todos los procedimientos estudiados anteriormente para determinar la fórmula empírica.

$$\begin{aligned} n_H &= 14,3 \text{ g de átomos de H} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol de átomos de H}}{1,008 \text{ g de átomos de H}} \right) \\ &= \mathbf{14,2 \text{ mol de átomos de H}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n_C &= 85,7 \text{ g de átomos de C} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol de átomos de C}}{12,01 \text{ g de átomos de C}} \right) \\ &= \mathbf{7,14 \text{ mol de átomos de C}} \end{aligned}$$

Luego, al dividir cada valor por el menor se obtiene:

$$H = 1,99 \text{ y } C = 1,00$$

Entonces, la fórmula empírica será: CH_2

La masa molar del compuesto según el dato entregado en el problema es 42,00 g; la masa de la fórmula empírica (CH_2) será:

$$\begin{aligned} \text{Masa fórmula empírica} &= 1(12,01 \text{ g}) + 2(1,008 \text{ g}) \\ &= \mathbf{14,03 \text{ g}} \end{aligned}$$

La cantidad de unidades de fórmula empírica será:

$$\begin{aligned} \text{Cantidad de unidades de fórmula empírica} &= \frac{42,00 \text{ g}}{14,03 \text{ g}} \\ &= 3 \end{aligned}$$

El valor obtenido (3) multiplica ambos elementos en la fórmula empírica, entonces:



Finalmente, la fórmula molecular del compuesto es C_3H_6

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Aplicar.
- Deducir.
- Resolver problemas.

Determina la fórmula molecular de los siguientes compuestos.

1. La hidroquinona es un compuesto orgánico que comúnmente se utiliza como revelador de fotografía. Tiene una masa molar de 110,1 g/mol y una composición de 65,45% de carbono, 5,45% de hidrógeno y 29,09% de oxígeno.
2. La fructosa es un azúcar natural muy dulce que se encuentra en la miel y frutas. Su masa molar es de 180,1 g/mol y su composición es de 40% de carbono, 6,7% de hidrógeno y 53,3% de oxígeno.
3. La aspirina es un analgésico y antipirético. Su masa molar es de 180,2 g/mol y su composición es de 60% de carbono, 4,48% de hidrógeno y 35,5% de oxígeno.
4. En el laboratorio se trabaja con cuatro compuestos distintos, pero formados por los mismos elementos, cuyos datos se presentan en la siguiente tabla. En cada caso, calcule la fórmula molecular.

Compuesto	Porcentaje de carbono	Porcentaje de cloro	Masa molar (g)
A	7,79	92,21	153,8
B	10,13	89,87	236,7
C	25,26	74,74	284,8
D	11,25	88,75	319,6



Gracias a este desafío científico y al anterior, respecto a la obtención de fórmulas empíricas, has podido observar tu nivel de logro según el objetivo de aprendizaje que indica "determinar la fórmula empírica y molecular de diversas sustancias". De acuerdo al trabajo realizado, los aciertos y dificultades que has experimentado durante su desarrollo, marca con una X los criterios que mejor te representen, a modo de evaluación formativa.

Aspecto	Me resulta fácil	Me resulta complejo	No logro obtener resultados correctos
Identifico los datos significativos en la redacción de un problema.			
Realizo cálculos de la masa molar de un compuesto.			
Identifico en la Tabla periódica la masa atómica de los distintos elementos.			
Determino los moles de cada elemento.			
Establezco las relaciones entre moles.			
Puedo elaborar la fórmula empírica.			
Obtengo mediante cálculos la cantidad de unidades de fórmula empírica.			
Puedo elaborar la fórmula molecular.			

Comenta con tu profesor o profesora tu autoevaluación. Elabora estrategias para superar los aspectos que marcaste en la segunda y tercera columna.

Ecuaciones químicas

Comenzamos la unidad comentando algunos aspectos fundamentales de las reacciones químicas, a modo de contextualización. Posteriormente, profundizamos en un aspecto fundamental de la estequiometría: comprender los aspectos cuantitativos de los compuestos químicos.

En el trayecto del aprendizaje hemos revisado y conocido nuevas e importantes leyes y conceptos; por ejemplo:

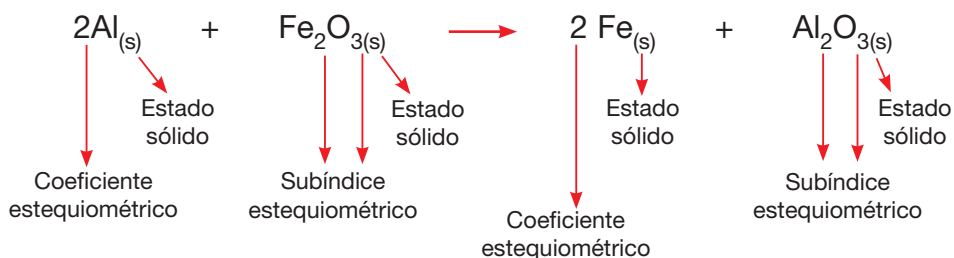
- Ley de Lavoisier.
- Ley de Proust.
- Ley de las proporciones múltiples.
- Número de Avogadro.
- Cantidad de sustancia y mol.
- Masa atómica y masa molar.
- Fórmula empírica y molecular.

Todos de vital importancia a la hora de describir cuantitativamente el comportamiento de una reacción química.

Como se dijo con anterioridad, una ecuación química es una expresión simbólica abreviada de una reacción química; en ella se emplean las fórmulas químicas de los reactivos y productos y símbolos que representan cambios de estado, situaciones o condiciones especiales, como las que se presentan en la siguiente tabla:

Símbolo	Ubicación	Significado
+	Se coloca entre las sustancias.	Indica "añadido" o simplemente "más"
\longrightarrow \longleftarrow	Separa a los reactivos de los productos.	Transformación y dirección de la reacción.
(s)	Como subíndice al lado derecho de un compuesto o elemento.	Estado sólido.
(l)		Estado líquido.
(g)		Estado gaseoso.
(ac)		Disolución acuosa, es decir, la sustancia está disuelta en agua.
Δ	Se escribe sobre la flecha que separa los reactivos de los productos.	Calor.

Observa atentamente la siguiente descripción de la ecuación que representa la reacción entre el aluminio (Al) y el óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) que forman hierro (Fe) y óxido de aluminio (Al_2O_3).

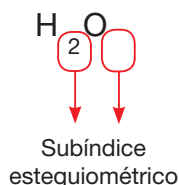


Balance de ecuaciones químicas

Las ecuaciones químicas, además de entregar información cualitativa, proporcionan información cuantitativa. Para ello, es necesario establecer el balance de la ecuación cumpliendo así con lo estipulado por Lavoisier. Entonces, la finalidad del proceso de balance de ecuaciones químicas es igualar la cantidad de átomos de cada tipo a cada lado de la ecuación.

Antes de comenzar a balancear ecuaciones es necesario considerar que al contar los átomos participantes en un compuesto:

1. Los subíndices estequiométricos no pueden ser cambiados, pues éstos indican las proporciones definidas y múltiples. Al alterarlos, se modifica automáticamente el compuesto. Por ejemplo, los subíndices para el agua son 2 y 1 para el hidrógeno y oxígeno, respectivamente. Si uno de ellos es cambiado, el compuesto ya no será agua, pues la proporción entre ambos habrá cambiado.



Se contabilizan 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno

2. Los coeficientes estequiométricos afectan la cantidad de átomos de un compuesto, pues multiplican al subíndice estequiométrico; por ejemplo:



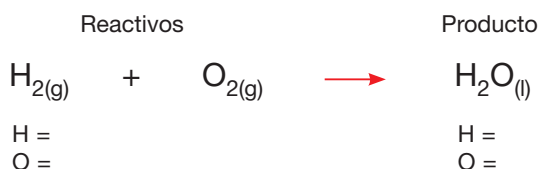
Se contabilizan 6 átomos de hidrógeno y 3 átomos de oxígeno

3. Como puedes observar, el número 1 no se escribe.

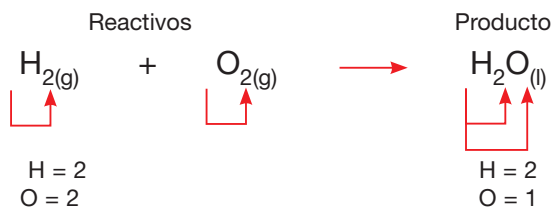
Existen dos métodos para balancear ecuaciones, y ambos serán revisados en este texto, pero tú escoges el que te resulte más conveniente.

- Método de tanteo:** consiste en contabilizar las especies existentes en reactantes y productos, para posteriormente asociar números que multiplicados por las especies existentes igualen las cantidades a ambos lados. Los números que se escojan sólo pueden ser empleados como coeficientes estequiométricos. Te recomendamos seguir el siguiente esquema:

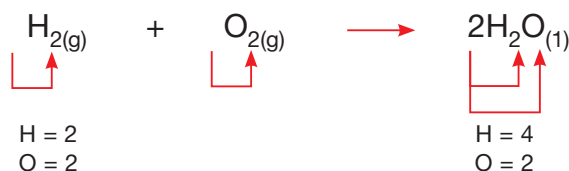
Paso 1: escribe a ambos lados de la ecuación los elementos presentes en el mismo orden. Por ejemplo, para la formación del agua la ecuación química es:



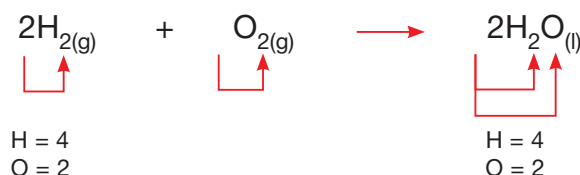
Paso 2: contabiliza los elementos que representen los reactivos y productos considerando los subíndices y coeficientes estequiométricos.



Paso 3: observa que existen diferencias entre las cantidades de oxígeno presentes en los reactivos (2) y los productos (1). Para igualar las cantidades, se puede amplificar por el número 2 la cantidad de oxígeno en los productos. Esta amplificación, como se indicó con anterioridad, sólo puede ser por coeficiente y no por subíndice, por lo tanto:



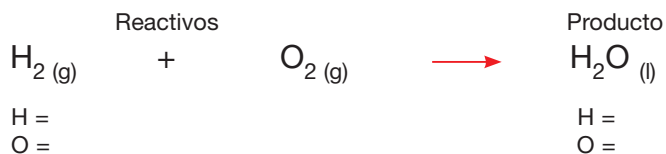
Te darás cuenta, que la cantidad de oxígeno se ha equilibrado, pero ha producido un desequilibrio en la cantidad de hidrógeno. Para solucionar este nuevo "problema" será necesario buscar un número que multiplicado por la cantidad de hidrógeno de los reactivos iguale la que está presente en los productos. ¿Cuál es el número?, ¡exacto!, 2. Número que debe ser dispuesto como coeficiente, por ende:



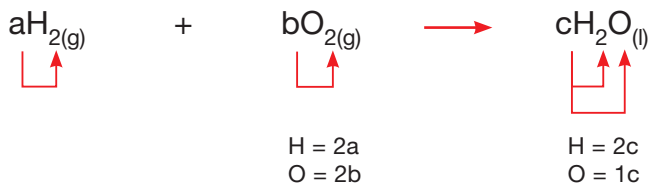
Las cantidades están igualadas, por lo tanto, se dice que *la ecuación está balanceada, igualada o equilibrada*.

b. Método algebraico: Para poder igualar la ecuación forma un sistema de ecuaciones, a partir del cual se conocerán las incógnitas que representan los coeficientes estequiométricos. Observa el siguiente ejemplo:

Paso 1: escribe a ambos lados de la ecuación los elementos presentes en el mismo orden. Por ejemplo, para la formación del agua, la ecuación química es:



Paso 2: antepón en cada elemento una letra (a,b,c,d, etc.) y empléala para contabilizar los elementos presentes en reactivos y productos, considerando los coeficientes y subíndices estequiométricos.



Paso 3: gracias al balance de la ecuación, se espera que la cantidad de elementos de cada tipo se iguale en ambos lados de la ecuación, es decir, que la cantidad de hidrógeno sea igual en reactivos y productos, lo mismo para el oxígeno. Se deduce entonces:

Elemento	Reactivos	=	Productos
Hidrógeno	2 a	=	2 c
Oxígeno	2 b	=	1 c

Nuestro sistema de ecuaciones es:

$$\begin{array}{l}
 2 a = 2 c \\
 2 b = 1 c
 \end{array}$$

Paso 4: es necesario resolver el sistema. Para ello se considera que "a" es igual a 1. Entonces:

En la primera ecuación, al reemplazar "a" como 1 se tiene:

$$2 \cdot 1 = 2 c$$

Despejando "c", se obtiene:

$$2 / 2 = c$$

$$1 = c$$

Conociendo el valor de "c" podemos emplear la ecuación 2 para determinar el valor de "b".

$$2 \cdot b = 1 \cdot 1$$

Despejando "b" se tiene:

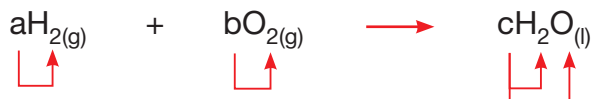
$$b = \frac{1}{2}$$

Paso 5: en síntesis, $a = 1$, $b = \frac{1}{2}$ y $c = 1$. En este caso nos encontramos con un valor decimal expresado como fracción. Entonces es necesario buscar un valor que al multiplicarlo por todos los coeficientes estequiométricos los convierta en números enteros. En este caso, al multiplicar los valores por 2, se obtendrá que:

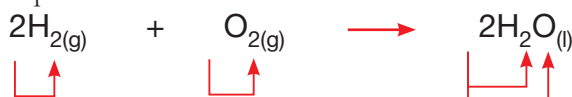
$$\begin{array}{l}
 a = 2 \\
 b = 1 \\
 c = 2
 \end{array}$$



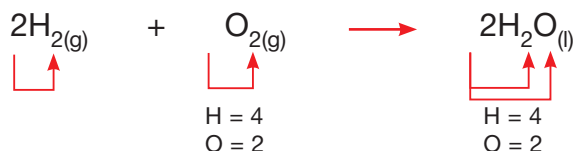
Paso 6: Una vez obtenidos los valores como números enteros, se reemplazan en la ecuación en el mismo orden en el que se asignaron. Observa atentamente.



Reemplazando:



Para comprobar si la ecuación ha sido equilibrada, contabiliza los elementos a ambos lados de la ecuación.



Las cantidades están igualadas.

Cualquiera sea el método que utilices para ajustar los coeficientes estequiométricos de las ecuaciones químicas no equilibradas hay que tener presente que debe cumplir con la Ley de conservación de masa, es decir, la masa de los reactivos debe ser igual a la de los productos. Por lo tanto, utiliza siempre el siguiente protocolo:

1. Identificar los reactivos y productos.
2. Plantear la ecuación de la reacción química considerando el número de elementos participantes.
3. Contar y comparar el número de elementos antes y después de la flecha.
4. Determinar cuáles elementos se deben balancear.
5. Encontrar los coeficientes estequiométricos que corresponden a cada elemento o grupo de elementos, de forma de conseguir la igualdad antes y después de la flecha.
6. Comprobar que los demás elementos queden balanceados.
7. Asegurarse de que todos los elementos antes y después de la flecha se encuentren en el mismo número entero y que sea el mínimo posible.

Veamos un ejemplo en su totalidad.

En una reacción de combustión del heptano (C_7H_{16}) se obtiene el dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

1. Ecuación en palabras:



2. Esbozo de ecuación:



3. Balanceo:

Reactivos	C=7	H=16	O=2
Productos	C=1	H=2	O=3

4. Ajuste



Reactivos	C=7	H=16	O=22
Productos	C=7	H=16	O=22

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Interpretar.
- Comprender.
- Aplicar.
- Deducir.
- Organizar.

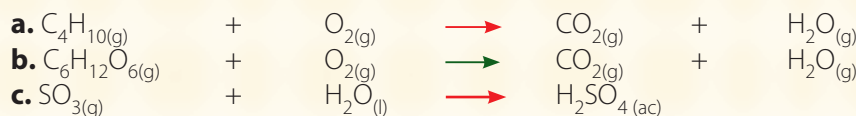
Desarrolla la actividad junto a dos compañeros o compañeras teniendo presente:

- Aplicar las leyes de la combinación química a reacciones químicas que explican la formación de compuestos comunes.
- Balancear las ecuaciones de reacciones químicas sencillas aplicando la Ley de conservación de la masa.

1. Escribe la ecuación balanceada que representa la reacción química que ocurre cuando el magnesio metálico (Mg) se quema en el aire (reacciona con el oxígeno molecular O₂), produciendo óxido de magnesio (MgO).
2. En un diseño experimental se produce la descomposición del óxido de mercurio (II) acuoso (HgO) en oxígeno molecular (O₂) gaseoso y mercurio (Hg) metálico. Escribe la ecuación balanceada.
3. Escribe la ecuación balanceada que explica la reacción del metano (CH₄) al quemarse por completo reaccionando con oxígeno molecular (O₂), ambos gaseosos, produciendo dióxido de carbono (CO₂) gaseoso y agua (H₂O).
4. Al calentar el clorato de potasio (KClO₃) se forma oxígeno molecular (O₂) y cloruro de potasio (KCl). Determina la ecuación balanceada.
5. Determina los coeficientes estequiométricos por método de tanteo.



6. Determina los coeficientes estequiométricos por método algebraico:



Reflexiona por un momento

En el desempeño de la actividad, qué acciones o pasos te resultaron más complejos y cuáles más fáciles. A partir de tu reflexión, marca con una X la alternativa que represente mejor tu nivel de logro.

Aspectos	+	±	-
Puedo escribir correctamente el esqueleto de la ecuación química a partir de los datos entregados en una redacción.			
Comprendo que al establecer el equilibrio de una ecuación química aplico las leyes de la combinación química.			
Contabilizo correctamente los elementos que se encuentran en los reactivos y los productos.			
Puedo localizar los números que amplifican los valores conocidos para lograr el equilibrio.			
Comprendo que al balancear una ecuación química estoy aplicando la Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier.			

Finalmente explica:

- ¿Por qué al establecer el equilibrio o balance de una ecuación química estás aplicando las leyes de combinación y la Ley de conservación de la masa? Justifica tu respuesta en una redacción de no más de 10 líneas.



Información cuantitativa a partir de ecuaciones químicas balanceadas

Las ecuaciones químicas entregan información cuantitativa y cualitativa de relevancia, gracias a la que es posible explicar e incluso predecir el comportamiento de algunas reacciones químicas, facilitando con ello el manejo de laboratorio e industrial de productos químicos, a fin de obtener las materias primas y productos que consumimos a diario.

Lo primero que debes considerar es que, de acuerdo con el contexto en que se utilice, cada fórmula puede tener dos significados. Uno corresponde a las entidades químicas particulares (átomos, iones, moléculas) o a un mol de la entidad.

Observa con atención el ejemplo 1.

La fórmula del agua es H_2O .

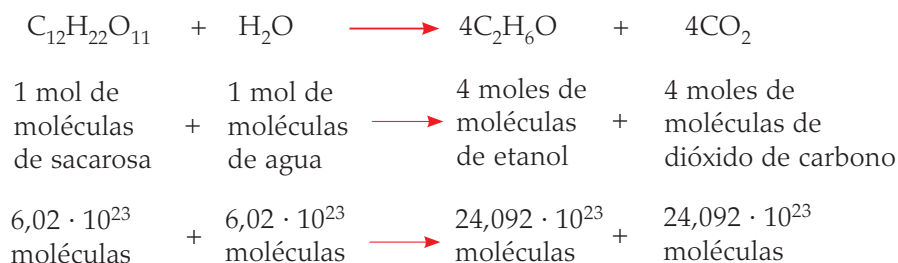
De ella se puede extraer la siguiente información:

1. Está compuesta por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.
2. Un mol de agua.
3. Un mol de moléculas de agua.
4. $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.
5. De acuerdo con la masa molar, corresponde a 18,02 g de agua.

Aplicando lo anterior a una ecuación química **balanceada**, se puede obtener información como la que se presenta en el siguiente ejemplo:

$2 H_{2(g)}$	+ $O_{2(g)}$	$\rightarrow 2 H_2O_{(g)}$
2 moles de hidrógeno molecular	+ 1 mol de oxígeno molecular	\rightarrow 2 moles de agua
2 moles de moléculas de hidrógeno	+ 1 mol de molécula de oxígeno	\rightarrow 2 moles de moléculas de agua
$2 \cdot (6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas)	$1 \cdot (6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas)	$\rightarrow 2 \cdot (6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas)
$2 \cdot (2$ átomos de hidrógeno)	+ $1 \cdot (2$ átomos de oxígeno)	$\rightarrow 2 \cdot (2$ átomos de hidrógeno + 1 átomo de oxígeno)
4 átomos de hidrógeno	2 átomos de oxígeno	\rightarrow 4 átomos de hidrógeno + 2 átomos de oxígeno
4,032 g	+ 32 g	\rightarrow 36,032 g

Ejemplo 2: para generar el etanol presente en las bebidas alcohólicas se suceden las siguientes reacciones químicas:



Como te darás cuenta, a partir de este análisis cuantitativo ya no sólo conoces cuáles son los reactivos y productos, sino que además ahora puedes decir en qué cantidad reaccionan y cuánto producen.

Tipos de reacciones químicas

Para facilitar la escritura, interpretación, análisis de información y predicción de reacciones químicas, a través de sus representaciones simbólicas (ecuaciones químicas), se establece una clasificación general, a la cual se ajustan la mayoría de las reacciones químicas. Lee con mucha atención.

1. Reacciones de combinación

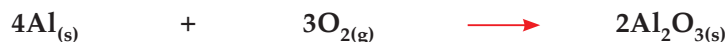
Corresponde a aquellas reacciones en las que se combinan dos reactivos, que pueden ser elementos o compuesto, para formar un solo producto que siempre es un compuesto, según la siguiente ecuación general:



Para predecir el producto es necesario conocer las cargas iónicas de los reactivos en sus estados de combinación.

Por ejemplo:

- a. Reacción del aluminio metálico con oxígeno para formar el óxido de aluminio, compuesto conocido en el mercado como alúmina. Es empleado como revestimiento de protección para metales que tienen mayor tendencia a la oxidación y como adsorbente para la purificación de productos químicos. Constituye además la materia prima para la obtención del sulfato de aluminio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) al reaccionar con ácido sulfúrico. El sulfato de aluminio es empleado en la fabricación del papel, en procesos de tratamiento de aguas residuales, en la potabilización del agua al actuar como coagulante y como astringente en la preparación de drogas y cosméticos, por mencionar algunos de sus usos.



- b. Reacción del óxido de azufre (VI) y agua para obtener el ácido sulfúrico (H_2SO_4). Este último compuesto interviene en un elevado número de procesos industriales y de laboratorio. Una gran parte del ácido sulfúrico que se fabrica se destina a la obtención de diversos fertilizantes, también como materia prima en la obtención de numerosos productos químicos, como los ácidos clorhídrico y nítrico. Gracias a él, se obtienen en la industria muchos colorantes, algunos de cuyos pigmentos son sulfatos metálicos. Asimismo, tiene un amplio uso en la obtención de drogas y desinfectantes. En la industria petroquímica, se emplea el ácido sulfúrico para eliminar diversas impurezas de muchas de las fracciones del destilado del petróleo, tales como gasolinas, disolventes y otros. Es utilizado además en la fabricación de seda artificial, plásticos de diversa naturaleza, explosivos, acumuladores, entre otros ejemplos.

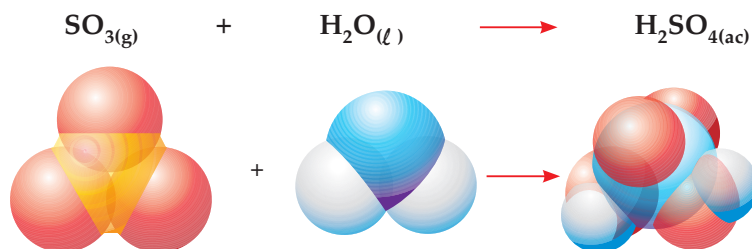
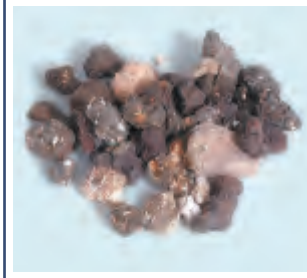


Figura 2. Estructura de esferas de la formación del ácido sulfúrico.

MÁS QUE QUÍMICA

La alúmina es un material cerámico muy versátil. Sus propiedades la hacen especialmente apta para aplicaciones en donde las condiciones son extremas. Su dureza es de 9 en la escala de Mohs, siendo el material más duro después del diamante. En la naturaleza se encuentra en una gran variedad de colores, dependiendo de las impurezas que tenga: la variedad roja, conocida como rubí, y la azul, conocida por zafiro, son consideradas piedras preciosas. Es un gran agente abrasivo, por lo cual es muy utilizada en la industria.



MÁS QUE QUÍMICA

El carbonato de calcio, CaCO_3 , es una sustancia muy abundante en la naturaleza, formando las rocas como componente principal en todas las partes del mundo, y es primordial en la formación de conchas y esqueletos de muchos organismos. En medicina se utiliza habitualmente como suplemento de calcio, como antiácido y agente adsorbente. Es fundamental en la producción de vidrio y cemento, entre otros productos.



Fuente: http://www.quimica.es/enciclopedia/es/Carbonato_de_calcio/

2. Reacciones de descomposición

En este tipo de reacción una sustancia se descompone o “rompe”, produciendo dos o más sustancias distintas, de acuerdo con el siguiente mecanismo general.



Para predecir cuáles son los productos que se forman es necesario comprender la reacción individual. Por ejemplo, el calentamiento de los compuestos que contienen oxígeno generalmente se descomponen.

Ejemplos:

- a. La reacción de descomposición del carbonato de calcio produce óxido de calcio y dióxido de carbono.



- b. La reacción del clorato de potasio, usado principalmente para la elaboración de fuegos artificiales, responsable del color amarillo en los eventos pirotécnicos, se descompone en presencia del calor en cloruro de potasio y oxígeno molecular, según la ecuación:



3. Reacciones de desplazamiento simple

Corresponde a procesos en los cuales un elemento reacciona con un compuesto para reemplazar uno de sus componentes, produciendo un elemento y un compuesto diferentes a los originales, según los mecanismos:



ó



Los mecanismos presentados están sujetos a la naturaleza de los elementos que participen en la reacción, es decir, comportamiento metálico, no metálicos, halógenos, etc.

Por ejemplo:

- a. En la reacción del magnesio sólido con el sulfato de cobre, el magnesio es un metal más activo que el cobre y por tanto, lo reemplazará en el compuesto, formando sulfato de magnesio. A la vez, el cobre queda en su estado libre como otro producto de la reacción. La ecuación que representa la reacción es la siguiente:



Figura 3. Sulfato de magnesio. Tiene múltiples usos medicinales, especialmente se utiliza para inhibir la actividad uterina en mujeres en trabajo de parto prematuro.

- b. La reacción del cinc con el ácido clorhídrico genera hidrógeno molecular y cloruro de cinc:



El cinc es un metal dúctil, maleable y de color gris. Es utilizado para las aleaciones y recubrimiento de otros metales, es conductor del calor y electricidad. Está presente en los alimentos y forma parte de nuestro cuerpo. Al reaccionar con el ácido clorhídrico, componente principal de los jugos gástricos, comercialmente llamado ácido muriático, forma el cloruro de cinc, que se emplea para preservar la madera, y el hidrógeno molecular, que es usado como combustible.

4. Reacciones de desplazamiento doble

En este tipo de reacciones, dos compuestos intercambian sus elementos entre sí, produciendo dos compuestos distintos, de acuerdo al siguiente mecanismo general.



Se considera generalmente un intercambio de grupos positivos y negativos. Así, A en AB y C en CD serían iones positivos, y B y D negativos, explicando la unión de A con D y C con B.

Por ejemplo:

- a. La reacción del cloruro de sodio (NaCl) con el nitrato de potasio (KNO_3) producirá el nitrato de sodio (NaNO_3) y el cloruro de potasio (KCl).



El cloruro de potasio (KCl) producido en la industria tiene múltiples usos; por ejemplo, es utilizado en la fabricación de fertilizante, ya que el crecimiento de muchas plantas es limitado por el consumo de potasio. Como reactivo químico es utilizado en la manufactura de hidróxido de potasio y potasio metálico. En medicina, se indica su consumo en casos de diarrea, vómitos y en el posquirúrgico del aparato digestivo, en aplicaciones científicas, procesamiento de alimentos y en ejecuciones judiciales a través de inyección letal en países en los que la pena de muerte está contemplada como sanción en el sistema judicial.

- b. La reacción del sulfuro de potasio (K_2S) con el sulfato de magnesio (MgSO_4) forma el sulfato de potasio (K_2SO_4) y el sulfuro de magnesio (MgS).



El sulfato de magnesio se emplea en agricultura y jardinería como corrector de la deficiencia de magnesio en el suelo gracias a su alta solubilidad. En uso local puede utilizarse para el tratamiento de la uña encarnada. Por otro lado, se emplea como laxante para las embarazadas y para la prevención de las crisis convulsivas o el coma conocidos como eclampsia. Además, puede ser utilizado como broncodilatador y se aprovecha, además, como sales de baño, particularmente en la terapia de flotación.


DESAFÍO CIENTÍFICO
Habilidades a desarrollar:

- Observar.
- Interpretar.
- Deducir.
- Predecir.

I. Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas que no están balanceadas identifica:

A. Información cualitativa:

1. Reactivos.
2. Productos.
3. Tipo de reacción.

B. Información cuantitativa:

4. Cantidad de átomos totales en la reacción.
5. Cantidad de moles de reactivos y productos.

Y completa en tu cuaderno la tabla según corresponda:

Ecuación química	Información cualitativa			Información cuantitativa	
	1	2	3	4	5
$C_3H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$					
$HCl_{(ac)} + ZnS_{(s)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_2S_{(g)}$					
$Al_{(s)} + Br_{2(l)} \longrightarrow AlBr_{3(s)}$					
$H_2O_{2(l)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$					
$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(ac)}$					
$Cl_{2(g)} + NaBr_{(ac)} \longrightarrow Br_{2(l)} + NaCl_{(ac)}$					
$Fe_{(s)} + CuSO_{4(ac)} \longrightarrow Cu_{(s)} + FeSO_{4(ac)}$					
$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{(g)}$					
$CuO_{(s)} + HNO_{3(ac)} \longrightarrow Cu(NO_3)_{2(ac)} + H_2O_{(l)}$					

II. En un equipo de laboratorio, un alumno(a) hace reaccionar hidrógeno y cloro gaseoso para obtener ácido clorhídrico (HCl), que será posteriormente empleado para eliminar residuos de caliza (carbonato cálcico $CaCO_3$).

Respecto a la reacción del hidrógeno y el cloro gaseoso:

1. Escribe la ecuación química balanceada que representa el proceso.
2. Indica la cantidad de moléculas que existen en reactivos y productos.
3. Determina la cantidad de átomos que existen en reactivos y productos.
4. Señala la cantidad de moles que existe en reactivos y productos.
5. ¿Qué masa de HCl se producirá si haces reaccionar 2 moles de hidrógeno gaseoso con 2 moles de cloro gaseoso?

III. Escribe la ecuación química balanceada que representa las siguientes reacciones, prediciendo los productos que se formarán de acuerdo a los tipos de reacción estudiados.

1. Hierro metálico (Fe), reacciona con una solución acuosa de cloruro de magnesio ($MgCl_2$).
2. Ácido clorhídrico (HCl), reacciona con nitrato de sodio ($NaNO_3$).

IV. Indica los tipos de reacción que estarán presentes en procesos cotidianos como:

- a. Oxidación de la virutilla de hierro.
- b. Encendido de un fósforo.
- c. Combustión del gas licuado.



Estequiometría, cálculo a partir de reacciones químicas

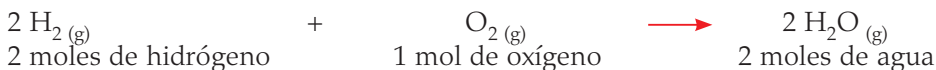
Determinar la cantidad de “materiales” que serán empleados en la ejecución de una determinada tarea es un principio básico de eficiencia en toda profesión u oficio. Por ejemplo, un maestro albañil debe calcular la cantidad de arena, ripio y cemento necesaria para construir un piso o un muro, de lo contrario aumenta innecesariamente el costo del muro y tendrá que desperdiciar o botar lo que sobra.

Esta misma situación se aplica a la química; los científicos en los laboratorios de investigación o en laboratorios con fines industriales deben determinar la cantidad de materiales que necesitan para elaborar un determinado producto y así proceder a ejecutar las reacciones químicas que sean necesarias.

Método de la relación molar

Para calcular la cantidad de reactivos necesarios o la cantidad de productos que se quiere obtener existen diversas formas; no obstante, se considera que la **relación molar** o **método mol a mol** es el mejor para resolver este tipo de relaciones.

La relación molar o método mol a mol, corresponde a la relación entre la cantidad de moles entre dos de las especies que participan en la reacción. Por ejemplo, si observamos la reacción de descomposición del agua se tiene:



Como se indicó, las relaciones mol a mol serán entre dos de las especies participantes; en este caso, se podrían establecer las siguientes.

1. Relación entre reactivos.

$$\frac{2 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de O}_2} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ moles de H}_2}$$

2. Relaciones entre reactivos y producto.

$$\frac{2 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}} ; \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}} ; \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{2 \text{ moles de H}_2} \quad \text{y} \quad \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de O}_2}$$

Estas relaciones permiten establecer relaciones proporcionales distintas a las expuestas en la ecuación balanceada. Observa atentamente los siguientes ejemplos:

MÁS QUE QUÍMICA

En distintas actividades humanas se hace necesario determinar exactamente la cantidad de materiales que se necesitan para realizar un determinado producto; por ejemplo, los géneros que se emplearán en la confección de una determinada pieza de vestir.



1. En relación a los reactivos.

a. ¿Cuántos moles de H_2 reaccionarán con 4 moles de O_2 ?

Si se utiliza la primera relación expuesta, se tiene que por cada 2 moles de H_2 es necesario 1 mol de O_2 .

$$\frac{2 \text{ moles de } H_2}{1 \text{ mol de } O_2}$$

Siguiendo la regla, para resolver el problema se tiene:

$$\frac{2 \text{ moles de } H_2}{1 \text{ mol de } O_2} \longrightarrow \frac{x \text{ moles de } H_2}{4 \text{ moles de } O_2}$$

Al resolver se obtiene:

$$2 \text{ moles de } H_2 \cdot 4 \text{ moles de } O_2 = 1 \text{ mol de } O_2 \cdot x \text{ moles de } H_2$$

Despejando x , será:

$$x \text{ moles de } H_2 = \frac{2 \text{ moles de } H_2 \cdot 4 \text{ moles de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2}$$

$$\mathbf{x \text{ moles de } H_2 = 8 \text{ moles de } H_2}$$

2. En relación con los productos

a. ¿Cuántos moles de agua se producirán a partir de 4 moles de O_2 ?

La relación que se establece de acuerdo a la ecuación balanceada indica que por cada 1 mol de O_2 se obtienen dos moles de H_2O .

$$\frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } O_2}$$

Para resolver la pregunta planteada se establece que:

$$\frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } O_2} \longrightarrow \frac{x \text{ moles de } H_2O}{4 \text{ moles de } O_2}$$

Al resolver se obtiene:

$$2 \text{ moles de } H_2O \cdot 4 \text{ moles de } O_2 = 1 \text{ mol de } O_2 \cdot x \text{ moles de } H_2O$$

Al despejar x , se tiene:

$$x \text{ moles de } H_2O = \frac{2 \text{ moles de } H_2O \cdot 4 \text{ moles de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2}$$

$$\mathbf{x \text{ moles de } H_2O = 8 \text{ moles de } H_2O}$$

Ahora bien, los datos en un problema estequiométrico no siempre serán entregados en cantidades de mol, es decir, en los dos ejemplos anteriores se indica que la cantidad de O_2 son 4 moles, pero este dato podría estar expresado en masa, cantidad de moléculas o volumen, por ejemplo:

a. ¿Cuántos moles de H_2 reaccionarían con 20 g de O_2 ?

b. ¿Cuántos moles de H_2 reaccionarían con $7,25 \cdot 10^{24}$ moléculas de O_2 ?

En estos casos es necesario transformar las unidades entregadas a cantidad de sustancia o mol. Con anterioridad, en este texto hemos revisado las transformaciones para expresar en mol distintas unidades de medida. Observa atentamente el siguiente esquema resumen que aplicaremos en los ejemplos propuestos:

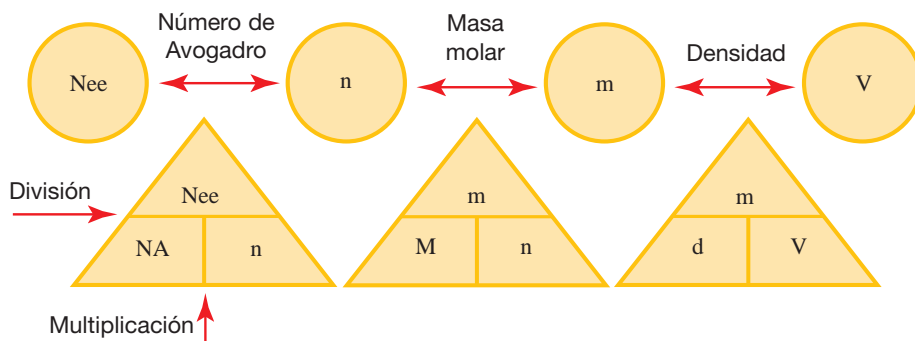


Figura 4. Presenta un esquema resumen de las formas de conversión de unidades. Donde, Nees es el número de entidades elementales, NA el número de Avogadro, n es el número de moles, m es la masa, M es la masa molar, d es la densidad y V el volumen.

Aplicando este esquema a los problemas presentados se tiene:

a. ¿Cuántos moles de H₂ reaccionarían con 20 g de O₂?

De acuerdo a los datos (20 g de O₂), es necesario determinar la cantidad de sustancia empleando la masa molar.

Entonces, la masa molar del O₂ es 32 g. Aplicando la relación propuesta en el esquema se tiene:

$$n = \frac{m}{M}$$

Reemplazando los valores se obtiene:

$$n = \frac{20 \text{ g}}{\frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2}}$$

$$n = 0,625 \text{ mol de O}_2$$

La cantidad de sustancia de oxígeno equivalente a 20 g es 0,625 mol.

x mol de H₂ es a 0,625 mol de O₂, como 2 mol de H₂ es a 1 mol de O₂
 x = 1,25 mol de H₂

b. ¿Cuántos moles de H₂ reaccionarían con 7,25 · 10²⁴ moléculas de O₂?

Conociendo la cantidad de entidades elementales (7,25 · 10²⁴ moléculas de O₂), es necesario establecer la cantidad de sustancia, según el esquema, empleando el número de Avogadro.

x mol de H₂ es a 7,25 · 10²⁴ moléculas de oxígeno, como 2 mol de H₂ es a 6,02 · 10²³ moléculas de O₂
 x = 24,086 moles de H₂

En general, se recomienda seguir los siguientes pasos para efectuar cálculos estequiométricos. Observa atentamente los problemas desarrollados.

Ejemplo 1.

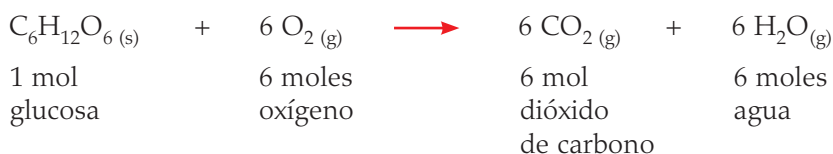
¿Qué masa de dióxido de carbono (CO_2) se producirá al reaccionar completamente 2 moles de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) de acuerdo con la siguiente ecuación?



Paso 1: con la ecuación química balanceada, debes **determinar el número de moles de la sustancia inicial**, es decir, reconocer entre los datos entregados aquellos con los que es posible formular la relación entre reactivos - reactivos y/o productos. Si los datos entregados no corresponden a moles, proceder a transformarlos.

Por ejemplo:

En la ecuación se indica que reaccionan:



Según los datos entregados, la sustancia inicial corresponde a 2 moles de glucosa, y la incógnita a la cantidad de moles de dióxido de carbono que se formarán. Como observarás, no es necesario realizar transformaciones, pues el dato está en moles.

Paso 2: **determinar la relación molar de la sustancia deseada a la sustancia inicial.** A partir de la cual es posible calcular la cantidad de moles que se formarán de CO_2 .

$$\frac{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{6 \text{ mol de } \text{CO}_2} \longrightarrow \frac{2 \text{ moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{x \text{ mol de } \text{CO}_2}$$

Al resolver se obtienen:

$$6 \text{ moles de } \text{CO}_2 \cdot 2 \text{ moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot x \text{ moles de } \text{CO}_2$$

Al despejar x , se tiene:

$$x \text{ moles de } \text{CO}_2 = \frac{6 \text{ moles de } \text{CO}_2 \cdot 2 \text{ moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$$

$$x \text{ moles de } \text{CO}_2 = 12 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

Pero el dato obtenido no corresponde a la unidad de medida solicitada. En el problema se indica que se requiere conocer la cantidad de masa de CO_2 , razón por la cual es necesario transformar.

Paso 3: calcular el valor deseado (en las unidades que corresponda).

Acudiendo al esquema resumen, es necesario conocer la masa molar del dióxido de carbono para transformar los moles en gramos.

La masa molar del CO_2 es 44 g. De acuerdo a este valor la masa del CO_2 que equivale a 12 moles será:

$$m = M \cdot n$$

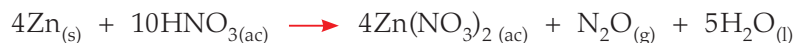
Reemplazando se obtiene: $\frac{44 \text{ g de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} \cdot 12 \text{ moles de } \text{CO}_2$

$$m = 528 \text{ g de } \text{CO}_2$$

Por lo tanto, se obtendrán 528 g de CO_2 al reaccionar 2 moles de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) completamente con oxígeno.

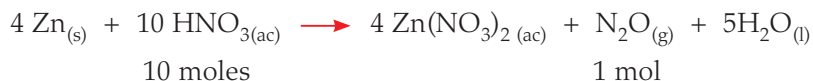
Ejemplo 2.

¿Cuántos gramos de ácido nítrico (HNO_3), se requieren para producir 8,75 g de monóxido de dinitrógeno (N_2O)?



Paso 1: determinar el número de moles de la sustancia inicial.

En la ecuación se indica qué reacciona, según la relación establecida en el problema.



Según los datos entregados, la sustancia inicial corresponde a 8,75 g de N_2O , y la incógnita, a la cantidad de masa en gramos del ácido nítrico que son necesarios para que se forme la cantidad de monóxido de dinitrógeno. Como observarás, es necesario realizar transformaciones, pues el dato está en gramos.

La masa molar del N_2O es 44 g, aplicando la transformación se obtiene:

$$n = \frac{m}{M}$$

Reemplazando los valores se obtiene:

$$n = \frac{8,75 \text{ g}}{\frac{44 \text{ g}}{1 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}}}$$

$$n = 0,199 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}$$

La cantidad de sustancia de N_2O equivalente a 8,75 g es 0,199 mol.

Paso 2: determinar la relación molar de la sustancia deseada con la sustancia inicial.



Al resolver se obtiene:

$$10 \text{ moles de HNO}_3 \cdot 0,199 \text{ moles de N}_2\text{O} = 1 \text{ mol de N}_2\text{O} \cdot x \text{ moles de HNO}_3$$

Al despejar x , se tiene:

$$x \text{ moles de HNO}_3 = \frac{10 \text{ moles de HNO}_3 \cdot 0,199 \text{ moles de N}_2\text{O}}{1 \text{ mol de N}_2\text{O}}$$

$$x \text{ moles de HNO}_3 = 1,99 \text{ moles de HNO}_3$$

Pero el dato obtenido no corresponde a la unidad de medida solicitada. En el problema se indica que se requiere conocer la cantidad de masa de HNO_3 , razón por la cual es necesario transformar.

Paso 3: calcular el valor deseado (en las unidades que corresponda).

Acudiendo al esquema resumen, es necesario conocer la masa molar del ácido nítrico para transformar los moles en gramos.

La masa molar del HNO_3 es 63 g. De acuerdo a este valor, la masa del HNO_3 que equivale a 1,99 moles será:

$$m = M \cdot n$$

Reemplazando se obtiene:

$$m = \frac{63 \text{ g de HNO}_3}{1 \text{ mol de HNO}_3} \cdot 1,99 \text{ mol de HNO}_3$$

$$m = 125,37 \text{ g de HNO}_3$$

Por lo tanto, son necesarios 125,37g de HNO_3 para obtener 8,75 g de N_2O .

DESAFÍO CIENTÍFICO

Habilidades a desarrollar:

- Resolver problemas.
- Asociar.
- Aplicar.

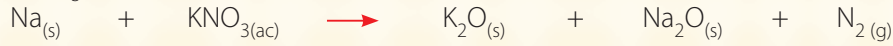
Esta actividad te permitirá evaluar el nivel de logro respecto a los siguientes objetivos de aprendizaje.

- Realizar cálculos de estequiometría con ecuaciones químicas balanceadas en la resolución de problemas.
- Establecer relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas presentes en la nutrición de los seres vivos, la industria y el ambiente.
- Usar planillas de cálculo para analizar los datos estequiométricos de un experimento.

1. ¿Cuántos gramos de cloruro de cromo (III) se requieren para producir 75 g de cloruro de plata? La ecuación que explica la reacción es:

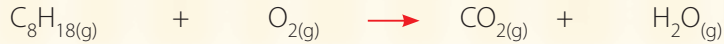


2. Un producto secundario de la reacción que infla las bolsas de aire para automóvil es sodio, que es muy reactivo y puede encenderse en el aire. El sodio que se produce durante el proceso de inflado reacciona con otro compuesto que se agrega al contenido de la bolsa, el nitrato de potasio (KNO_3), según la reacción:



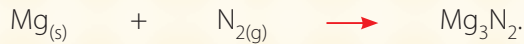
¿Cuántos gramos de KNO_3 se necesitan para eliminar 5 g de Na?

3. El octano se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:



¿Cuántos gramos de CO_2 se producen cuando se queman 8 g de C_8H_{18} ?

4. ¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 9,27 g de nitrógeno? La ecuación que explica el proceso es:



5. La reacción de la glucosa con el oxígeno es de vital importancia a nivel celular, ya que gracias a ella se obtiene el ATP (adenosintrifosfato), energía necesaria para realizar nuestras labores diarias. De acuerdo a la ecuación:



Completa la tabla considerando los datos entregados de la reacción de la glucosa y del oxígeno. En cada caso supón una reacción completa de ambos reactivos.

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(ac)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
3 mol	---		---
---	2 mol	---	
---	3,5 g	---	
5,6 g	---	---	
---	---	4,5 g	
---	---	7 moles	



Una vez realizados los problemas, reflexiona y evalúa las siguientes preguntas con un logrado, medianamente logrado o no logrado:

Indicadores de logro	LP	ML	NL
Encuentra los coeficientes estequiométricos de las ecuaciones químicas.			
Establece las sustancias iniciales a partir de los datos entregados en los problemas planteados.			
Visualiza las relaciones mol a mol que serán útiles para resolver el problema.			
Transforma las unidades según las necesidades planteadas en los problemas propuestos.			
Plantea las relaciones molares entre los datos entregados en la ecuación balanceada y los datos e incógnitas presentadas en los problemas propuestos.			
Resuelve las relaciones mol a mol elaboradas para obtener la incógnita.			

Reactivos limitantes

En muchos procesos industriales la cantidad de productos que se obtenga dependerá de la cantidad de materias iniciales con las que se cuente. Por ejemplo, si deseas fabricar bicicletas, dependerá exclusivamente de la cantidad de pedales, ruedas, sillines y estructuras con las que se cuente. Si tienes 14 ruedas, 10 pares de pedales, 20 sillines y 15 estructuras, ¿cuántas bicicletas podrías armar? 20, 10, 15... o solamente 7, considerando que cada bicicleta tiene 2 ruedas y cuenta con 7 pares de ruedas... por lo tanto, una vez armado el producto deseado sobrarán 3 pares de pedales, 13 sillines y 8 estructuras, que son **reactivos en exceso**. Es decir, la producción total depende de las ruedas, que se han convertido en el **reactivo limitante**.



Figura 5. El componente que se encuentra en menor proporción determinará la totalidad del producto formado.

Igualmente, en los procesos químicos existe un reactivo que limita la cantidad de productos que se pueden obtener durante una reacción, denominado **reactivo limitante**. Este será el responsable cuantitativo, tanto teórica como experimentalmente, de indicar la cantidad final de productos que se obtendrán.

Si en un problema se dan a conocer las cantidades de dos o más reactivos presentes en una reacción, será necesario determinar cuál es el reactivo limitante para calcular con exactitud la cantidad de productos que se obtendrán. Para identificarlo es necesario:

1. Calcular la cantidad de producto (moles) que se puede formar a partir de cada reactivo.
2. Determinar el reactivo limitante, entendiendo que será aquel que produzca menor cantidad de productos.
3. El compuesto que no es limitante corresponde al reactivo en exceso.

Otra forma recomendada por algunos científicos es:

Comparar las cantidades de reactivos necesarios teórica y experimentalmente para conocer el reactivo limitante y, posteriormente, resolver el problema en función de ese reactivo.

a. Observemos un ejemplo común.

Parte del dióxido de azufre (SO_2) que se introduce en la atmósfera por la combustión de compuestos que contienen azufre se convierte finalmente en ácido sulfúrico (H_2SO_4). La ecuación química balanceada que explica el proceso es:



¿Cuánto ácido sulfúrico se puede formar a partir de 5 moles de dióxido de azufre, 2 moles de oxígeno y una cantidad ilimitada de agua?

Antes de aplicar los pasos para resolver el problema estequiométrico **es necesario conocer el reactivo limitante**. Para ello, aplicaremos el siguiente principio. Si se supone que un reactivo se consume por completo, se puede calcular la cantidad del segundo reactivo que se requiere en la reacción. Al comparar la cantidad calculada (necesaria) con la disponible, se establece cuál es el reactivo limitante. Observa atentamente.

Según el problema planteado, se tienen 5 moles de SO_2 ; procederemos a calcular cuántos moles de oxígeno son necesarios para consumirlos, acudiendo a las relaciones proporcionales establecidas en la ecuación química balanceada.

$$\frac{2 \text{ moles de } \text{SO}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} \longrightarrow \frac{5 \text{ moles de } \text{SO}_2}{x \text{ mol de } \text{O}_2}$$

Al despejar x se tiene:

$$x \text{ moles de } \text{O}_2 = \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2 \cdot 5 \text{ moles de } \text{SO}_2}{2 \text{ moles de } \text{SO}_2}$$

$$x \text{ moles de } \text{O}_2 = 2,5 \text{ moles de } \text{O}_2$$

De acuerdo al cálculo realizado, la conversión de los 5 moles de SO_2 en H_2SO_4 requiere de 2,5 moles de oxígeno, y según los datos entregados en el problema, sólo se tienen 2 moles, entonces, el oxígeno es el reactivo limitante y el SO_2 el reactivo en exceso.

Ahora corresponde resolver el problema estequiométrico en función del reactivo limitante.

Paso 1: Determinar el número de moles de la sustancia inicial.

En la ecuación se indica qué reacciona, según la relación establecida en el problema:

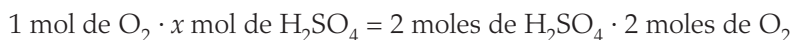


Según los datos entregados, la sustancia inicial corresponde a 2 moles de O_2 , y la incógnita a la cantidad de H_2SO_4 que se formará.

Paso 2: Determinar la relación molar de la sustancia deseada con la sustancia inicial.

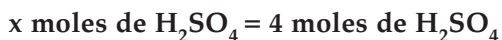
$$\frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4} \longrightarrow \frac{2 \text{ moles de } \text{O}_2}{x \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}$$

Al resolver se obtiene:



Al despejar x , se tiene:

$$x \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 = \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \cdot 2 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2}$$



MÁS QUE QUÍMICA

El amoníaco, a temperatura ambiente, es un gas incoloro de olor muy penetrante y nauseabundo, que se disuelve muy fácil en el agua y se evapora rápidamente. Se produce en forma natural por descomposición de la materia orgánica de plantas y animales en el suelo por la acción de bacterias. También se fabrica industrialmente y se vende en forma líquida y es usado para fabricar abonos, textiles, plásticos, explosivos, en la producción de pulpa y papel, alimentos y bebidas, productos de limpieza domésticos, refrigerantes y otros productos. También se usa en sales aromáticas. Fueron Fritz Haber y Carl Bosch quienes desarrollaron la producción industrial del amoníaco en 1910.

- b. El proceso Haber para producción de amoníaco se representa mediante la siguiente ecuación balanceada:



Apliquemos lo aprendido para desarrollar el siguiente problema:

- A partir de 100 g de N_2 y 100 g H_2 . ¿Cuántos g de NH_3 (amoníaco) se obtienen?
- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- Calcula la cantidad de g de reactivo en exceso que queda al final de la reacción.

Paso 1: Determinar el número de moles de cada reactivo.

$$100 \text{ g } \cancel{\text{N}_2} \left(\frac{1 \text{ mol } \text{N}_2}{28,02 \text{ g } \cancel{\text{N}_2}} \right) = 3,57 \text{ moles } \text{N}_2$$

$$100 \text{ g } \cancel{\text{H}_2} \left(\frac{1 \text{ mol } \text{H}_2}{2,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2}} \right) = 49,50 \text{ moles } \text{H}_2$$

Paso 2: Determinar reactivo limitante y en exceso.

Comparando cantidades se establece que el reactivo limitante es el N_2 y el reactivo en exceso es el H_2 .

Paso 3: Determinar cantidad de amoníaco (NH_3) producido, en gramos.

$$\frac{1 \text{ mol } \text{N}_2}{3,57 \text{ mol } \text{N}_2} \rightarrow \frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{x \text{ mol } \text{NH}_3}$$

$$n_{\text{NH}_3} = 7,14 \text{ mol } \text{NH}_3$$

$$m_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_3} \cdot M_{\text{NH}_3}$$

$$m_{\text{NH}_3} = 7,14 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{NH}_3} = 121,38 \text{ g}$$

Paso 4: Determinar cantidad de reactivo en exceso, en gramos.

$$\frac{1 \text{ mol } \text{N}_2}{3,57 \text{ mol } \text{N}_2} \rightarrow \frac{3 \text{ mol } \text{H}_2}{x}$$

$$x = n_{\text{H}_2} = 10,71 \text{ mol } \text{H}_2$$

$$\text{Reactivo en exceso} = 38,79 \text{ mol } \text{H}_2$$

$$m_{\text{H}_2} = 78,36 \text{ g } \text{H}_2 \text{ en exceso}$$

Rendimiento de reacción

Las cantidades de productos que hasta aquí se han calculado suponen que la reacción es 100% efectiva, es decir, que todos los reactivos o el limitante se consume completamente. Pero este escenario, aunque ideal, no es el que normalmente se presenta en una reacción, por el contrario, es común que ellas presenten rendimientos por debajo del 100%, factor con el cual los científicos también deben trabajar para obtener los resultados deseados.

El **rendimiento teórico** de una reacción es la cantidad calculada de producto que se puede obtener a partir de una determinada cantidad dada de reactivo, de acuerdo con la ecuación química. El **rendimiento real** es la cantidad de producto que efectivamente se obtiene en una reacción.

El **rendimiento porcentual** o **porcentaje de rendimiento** corresponde a la relación real entre el rendimiento teórico y el real que se puede obtener a partir de la siguiente fórmula.

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \cdot 100$$

Lee con atención el siguiente problema resuelto.

Se prepara bromuro de plata haciendo reaccionar 200 g de bromuro de magnesio con la cantidad adecuada de nitrato de plata. ¿Cuál será el rendimiento porcentual de la reacción si se obtienen 375 g de bromuro de plata? La ecuación química balanceada que representa el proceso es:



Aplicando los pasos para resolver problemas estequiométricos, se obtiene que la cantidad de bromuro de plata (AgBr) alcanzada a partir de 200 g de bromuro de magnesio (MgBr₂) es de 409,4 g, como muestra en resumen el siguiente procedimiento.

1. Sabiendo que la masa molecular de MgBr₂ = 184,13 g/mol, se calcula la cantidad de sustancia (mol) a la que equivalen 200 g de MgBr₂.
n = 1,09 moles
2. La relación molar a partir de la ecuación química y la cantidad inicial de reactivo indica que:

$$\frac{1 \text{ mol de MgBr}_2}{2 \text{ moles de AgBr}} \longrightarrow \frac{1,09 \text{ mol de MgBr}_2}{x \text{ mol de AgBr}}$$

Al resolver se obtiene:

$$\mathbf{x \text{ moles de AgBr} = 2,18 \text{ mol}}$$

Sabiendo que la masa molecular de AgBr = 187,8 g/mol, se obtiene que los 2,18 mol en masa corresponde a:

$$\mathbf{x \text{ gramos de AgBr} = 409,4 \text{ g}}$$

Para determinar el rendimiento de la reacción se compara el rendimiento real (375 g) con el teórico (409,4 g), obteniéndose:

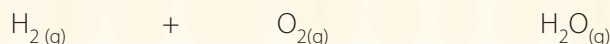
$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{375 \text{ g}}{409,4 \text{ g}} \cdot 100$$

$$\text{Rendimiento porcentual} = 91,59\%$$

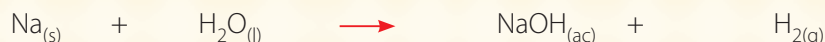

DESAFÍO CIENTÍFICO
Habilidades a desarrollar:

- Resolver problemas.
- Aplicar.

1. Cuando se prepara H_2O a partir de hidrógeno y oxígeno, si se parte de 4,6 moles de hidrógeno y 3,1 moles de oxígeno, ¿cuántos moles de agua se pueden producir y qué permanece sin reaccionar? Considera la ecuación química:



2. El metal sodio reacciona con agua para dar hidróxido de sodio e hidrógeno gas, según la ecuación química:



Si 10 g de sodio reaccionan con 8,75 g de agua:

- a. ¿Cuál es el reactivo limitante?
 - b. ¿Cuánto hidróxido de sodio e hidrógeno se obtiene?
3. En la reacción $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{HNO}_{3(ac)} + \text{NO}_{(g)}$, ¿cuántos gramos de HNO_3 se pueden formar cuando se permite que reaccionen 1,00 g de NO_2 y 2,25 g de H_2O ?

4. El cloruro de calcio reacciona con nitrato de plata para producir un precipitado de cloruro de plata de acuerdo a la siguiente ecuación.



En un experimento se obtienen 1,864 g de precipitado (sólido). Si el rendimiento teórico del cloruro de plata es 2,45 g, ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

5. En un experimento en el que se obtuvieron 3,43 g de SOCl_2 mediante la reacción de 2,50 g de SO_2 con 7 g de PCl_5 , esta reacción tiene un rendimiento teórico de 5,64 g de SOCl_2 . Considerando que la ecuación química es:



Determina.

- a. ¿Cuál es el reactivo limitante?
 - b. ¿Cuánto SOCl_2 se produce?
 - c. ¿Cuánto POCl_3 se produce?
 - d. ¿Cuál es el reactivo en exceso? ¿En qué cantidad excede las necesidades de la reacción?
 - e. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?
6. ¿Qué masa de cloruro de plata se puede preparar a partir de la reacción de 4,22 g de nitrato de plata con 7,73 g de cloruro de aluminio? Considera que esta reacción tiene un rendimiento teórico de 4 g de AgCl .



Calcula además:

- a. ¿Cuál es el reactivo en exceso? ¿En qué cantidad excede las necesidades de la reacción?
- b. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?



Relaciones cuantitativas en los procesos industriales

La fabricación de productos químicos es uno de los esfuerzos industriales más grandes del mundo. Las industrias químicas son la base de cualquier sociedad industrial. Dependemos de ellas respecto a productos que utilizamos a diario, como gasolina y lubricantes de la industria del petróleo; alimentos y medicinas de la industria alimentaria; telas y ropa de las industrias textiles. Estos son sólo unos cuantos ejemplos, pero casi todo lo que compramos diariamente se fabrica mediante algún proceso químico o al menos incluye el uso de productos químicos.

Por razones económicas, los procesos químicos y la producción de sustancias químicas deben realizarse con el menor desperdicio posible, lo que se conoce como "optimización de procesos". Cuando se tiene una reacción química, el químico se interesa en la cantidad de producto que puede formarse a partir de cantidades establecidas de reactivos. Esto también es importante en la mayoría de las aplicaciones de las reacciones, tanto en la investigación como en la industria.

Los procesos químicos industriales que se desarrollan para obtener económicamente un determinado producto de cierta calidad a partir de diversas materias primas que se someten a diferentes etapas de tratamiento se basan en cálculos estequiométricos para

determinar la cantidad de éstos, así como de las materias primas, es decir, realizar un balance de materia (o la contabilidad exacta de materia), que es un modo de expresión de la ley de la conservación de la masa. Estos cálculos estequiométricos son la base necesaria para el diseño de equipos que serán empleados en las etapas del proceso, y servirán para seleccionar los materiales de construcción de los mismos debido a las diferentes propiedades de reactivos y productos. En consecuencia, en el diseño y selección de material más adecuado ha de considerarse la economía global del proceso.

En una reacción química siempre se conserva la masa, de ahí que una cantidad específica de reactivos al reaccionar formará productos cuya masa será igual a la de los reactivos. Al

químico le interesa entonces la relación que guardan entre sí las masas de los reactivos y los productos individualmente.

Los cálculos que comprenden estas relaciones de masa se conocen como cálculos estequiométricos.

La estequiometría es el concepto usado para designar a la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas de las sustancias y sus reacciones. En su origen etimológico, se compone de dos raíces: estequio, que se refiere a las partes o elementos de los compuestos, y metría, que dice sobre la medida de las masas.

Tomado y adaptado de:
<http://www.mitecnologico.com/Main/CalculosEstequiometricos>
 ConReaccionesQuimicas

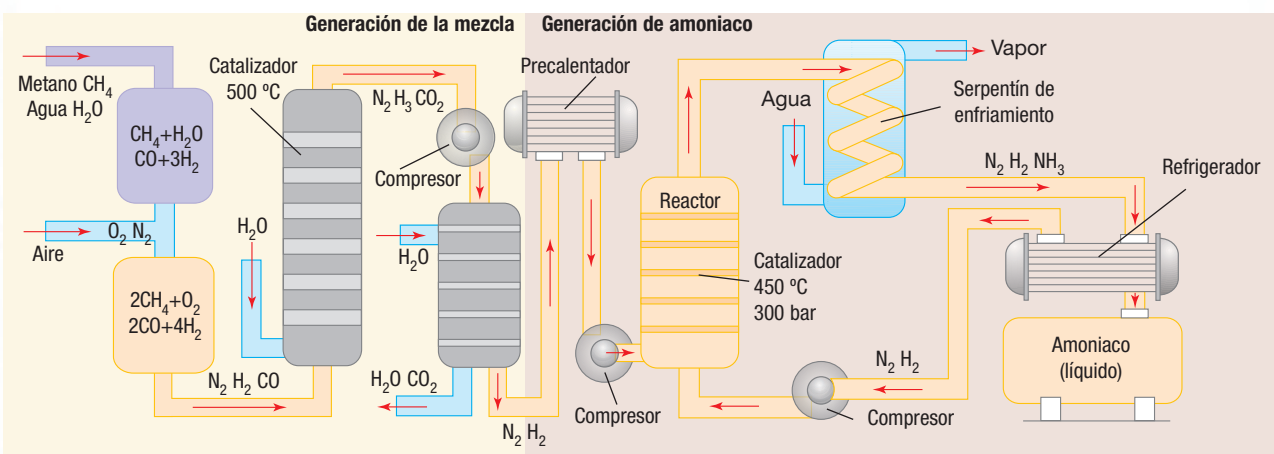


Diagrama del proceso de producción del amoníaco elaborado por Haber-Bosch.

PARA LA REFLEXIÓN

1. ¿Cuál es la importancia de la estequiometría en la industria química?
2. ¿Por qué es necesario conocer las leyes ponderales en la combinación de los elementos químicos?
3. Describe con tus palabras qué significa estequiometría.
4. Si fueras a producir una sustancia química, ¿sobre qué aspectos tendrías que informarte?

Habilidades a desarrollar:

- Describir.
- Aplicar.

Revisemos lo aprendido del Tema 1

Resuelve en tu cuaderno en forma individual las siguientes preguntas y problemas. Luego compara tus resultados con los de tus compañeros y compañeras. Recuerda solicitar orientación a tu profesor o profesora cuando la necesites.

I. Cuestionario

Responde brevemente las siguientes preguntas.

- ¿Qué es la estequiometría? ¿Cuál es su importancia en la industria química?
- ¿Qué es una reacción química?
- ¿Qué es una ecuación química y qué información se puede obtener de ella?
- ¿Cuál es la importancia de la Ley de Lavoisier?
- ¿Qué establece la ley de Proust y cómo se relaciona con la estequiometría?
- ¿Cuál es la importancia de la Ley de proporciones múltiples?
- ¿Qué es la **uma** y cómo se relaciona con la masa molar?
- ¿Qué es la fórmula unidad?
- ¿Qué es un mol?, ¿cómo se relaciona con el número de Avogadro?
- ¿Qué es el reactivo limitante y cómo afecta la reacción química?

II. Ejercicios

- Calcula el número de moles de las siguientes sustancias.
 - 25 g de KNO_3 .
 - 20 mL de H_2SO_4 de densidad 1,727 g/mL.
 - $2,34 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2O .
- Determina la masa en gramos de las siguientes cantidades de elementos y/o compuestos.
 - 7,55 moles de $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
 - 225 moles de CaO .
 - 250 mL de Br_2 líquido de densidad 3,2 g/mL.
- El alcohol isopropílico al experimentar combustión produce agua y dióxido de carbono según la siguiente ecuación:

$$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$$
 - Encuentra los coeficientes estequiométricos.
 - Escribe el significado de la reacción química.
 - ¿Cuántas moléculas hay de cada especie?

III. Opción única

Elige la respuesta correcta.

- El cinc reacciona con ácido clorhídrico según la ecuación $\text{Zn}_{(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \longrightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{ZnCl}_{2(ac)}$. Si se mezclan 56 g de Zn con suficiente HCl, ¿qué masa de cloruro de cinc se produce?
 - 123
 - 178
 - 162
 - 116,8
 - 234
- ¿Cuántos moles de átomos contienen 279 gramos de hierro metálico?
 - 1
 - 2
 - 3
 - 4
 - 5
- Se hacen reaccionar $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 con 0,5 moles de Fe; determina los gramos de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ que se obtienen:

$$4\text{Fe}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$$
 - 55,45
 - 17,8
 - 6,9
 - 214,0
 - 68,48
- Calcula en gramos la masa de un átomo de yodo.
 - $2,1 \cdot 10^{-22}$
 - $8,8 \cdot 10^{-23}$
 - $7,6 \cdot 10^{-26}$
 - $2,1 \cdot 10^{22}$
 - $4,7 \cdot 10^{21}$
- El metano en la Tierra se formó hace millones de años. Si 6,0 g de carbono logran reaccionar con 4,0 g de hidrógeno, ¿qué elemento queda en exceso y qué masa en g de metano se forma?
 - C; 16
 - H; 10
 - C; 10
 - H; 8
 - H; 10

IV. Aplicación

1. El gas natural consiste en una mezcla de gases que provienen de la degradación de la materia orgánica. Sus componentes principales se muestran en la tabla:

Componente	%
Metano, CH_4	95,0812
Etano, C_2H_6	2,1384
Propano, C_3H_8	0,2886
n-butano, C_4H_{10}	0,0842
i-butano, C_4H_{10}	0,0326
Otros	2,375

Puede utilizarse tal como sale del yacimiento. Sin embargo, requiere ser transportado. Su uso principal es el de combustible para proporcionar calor, impulsar turbinas productoras de electricidad o mover motores. También se emplea como materia prima en la fabricación de abonos nitrogenados. Al respecto, responde:

- ¿Qué cantidad de metano es quemado cuando se usan 15 kg de gas natural?
 - ¿Qué ventajas tendrá este tipo de gas sobre otros que existen?
2. La hemoglobina tiene una masa aproximada de 65.000 g/mol y contiene 0,35% de hierro. ¿Cuántos átomos de hierro hay en una molécula de hemoglobina?
3. Un estudiante desea determinar las fórmulas empírica y molecular de un compuesto que sólo tiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Para hacerlo sometió a combustión una muestra de 0,625 g del compuesto y obtuvo 1,114 g de CO_2 y 0,455 g de agua. En otro análisis determinó que la masa molar del compuesto era de 74,1 g/mol. ¿Cuáles son las fórmulas empírica y molecular del compuesto?

Autoevaluación

Recuerda ser honesto al responder. Ten presente que sólo tú conoces tus respuestas y éstas te permitirán revisar con exactitud los objetivos que consideres más débiles.

Marca con una **X** el casillero que mejor representa tu estado actual frente a los aprendizajes esperados.

Logrado (**L**): has logrado plenamente.

Medianamente logrado (**ML**): has logrado parcialmente el aprendizaje, aún falta trabajar algunos aspectos.

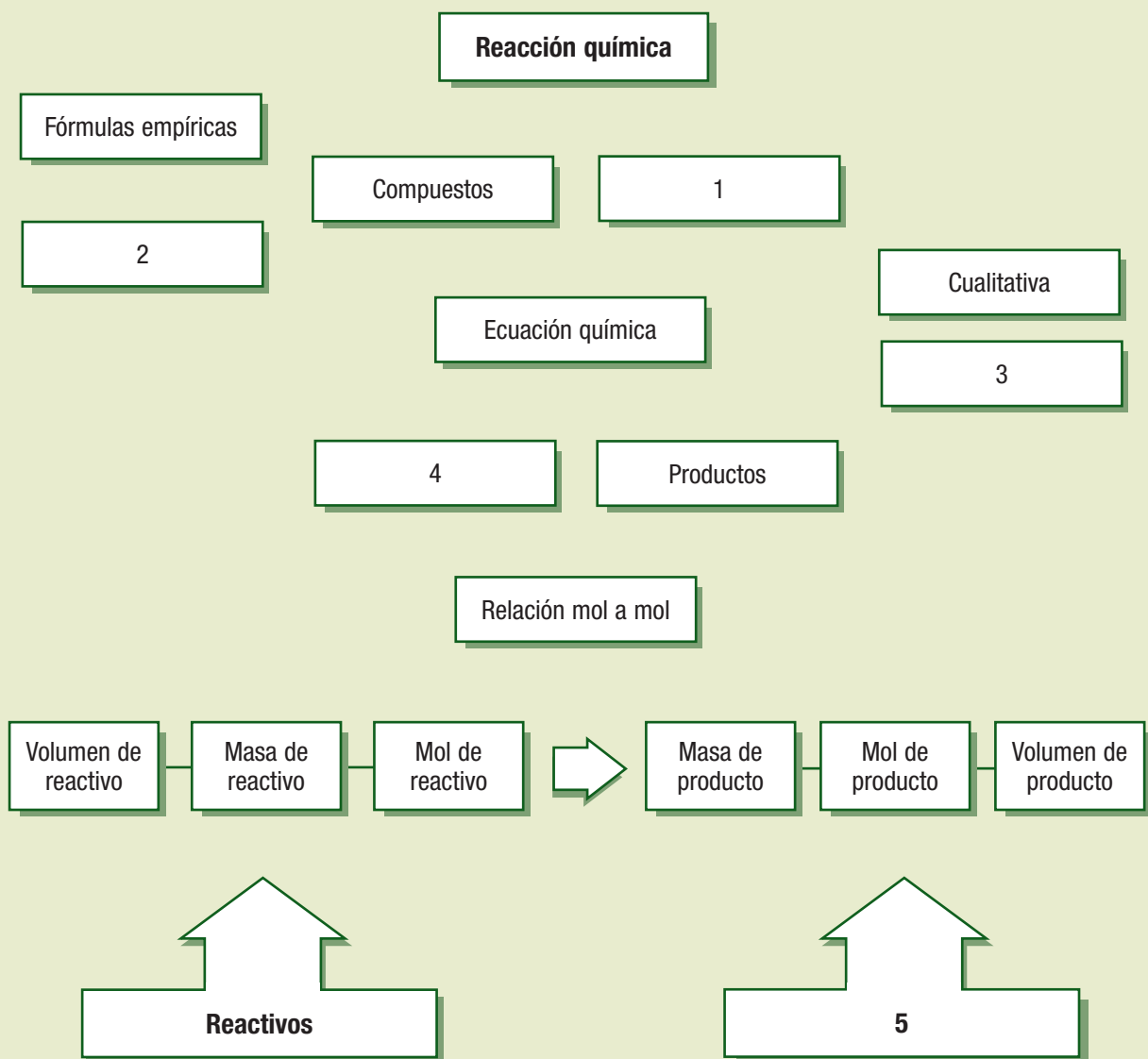
Por lograr (**PL**): aún no logras el aprendizaje, falta trabajar algunos aspectos.

Aprendizajes esperados	L	ML	PL
Interpretar los datos de una reacción química para predecir y escribir las fórmulas de los compuestos químicos comunes.			
Calcular masa molar y emplearla para resolver problemas relacionados con la estequiometría.			
Calcular la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula y de los datos experimentales.			
Aplicar las leyes de la combinación química a reacciones químicas que explican la formación de compuestos comunes.			
Balancear las ecuaciones de reacciones químicas sencillas aplicando la Ley de conservación de la masa.			
Realizar cálculos de estequiometría con ecuaciones químicas balanceadas en la resolución de problemas.			
Establecer relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas presentes en la nutrición de los seres vivos, la industria y el ambiente.			
Interpretar datos empíricos o teóricos usados en problemas estequiométricos.			

Ten presente que siempre es importante valorar los logros obtenidos y corregir y aprender de los propios errores para emplear estrategias de estudio apropiadas según la situación.

Síntesis de la Unidad 3

1. Completa el siguiente esquema que resume los contenidos más importantes de la unidad ubicando los conceptos faltantes de las casillas numeradas. Luego establece las posibles relaciones y construye tu propio mapa conceptual.



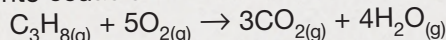
2. ¿Qué relaciones analógicas puedes realizar de las siguientes oraciones?
- El pan se puede contabilizar en unidades de hallullas, así como la materia en _____
 - Una resma de papel tiene 500 unidades de hojas, así como un mol de cinc tiene _____
3. Señala cuál es la importancia de la estequiometría en la industria, en el ambiente y en los seres vivos.

Camino a...

FECHA: / /

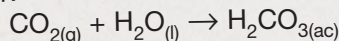
NOMBRE:

1. Si reaccionan 5 moles de C_3H_8 , ¿cuántas moléculas de agua se forman de la combustión del propano (C_3H_8) que se representa por la siguiente ecuación?



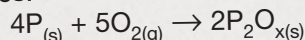
- a. 3,0 10^{24}
b. 4,8 10^{24}
c. 1,2 10^{25}
d. 2,4 10^{25}
e. 6,0 10^{23}

2. ¿A qué tipo de reacción química corresponde la ecuación?



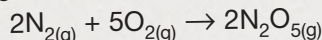
- a. Simple desplazamiento.
b. Doble desplazamiento.
c. Descomposición.
d. Combinación.
e. Electrólisis.

3. El subíndice del oxígeno en el producto de la ecuación es:



- a. 2
b. 3
c. 5
d. 10
e. 20

4. ¿Qué cantidad de masa de nitrógeno se necesita para que reaccione con 16 g de oxígeno según la ecuación?



- a. 2,8 g
b. 5,6 g
c. 14 g
d. 28 g
e. 56 g

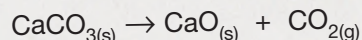
5. La masa molar del agua es de 18,02 gramos. Ello significa que:

- a. Una molécula de agua tiene una masa de 18,02 gramos.
b. 6,02 10^{23} moléculas de agua tienen una masa de 18,02 gramos.
c. 18,02 moléculas de agua tienen una masa de 1 gramo.
d. Una molécula de agua tiene 18,02 $6 \cdot 10^{23}$ gramos.
e. Un gramo de agua tiene 18,02 moléculas.

6. La composición porcentual del $Al_2(SO_4)_3$ es:

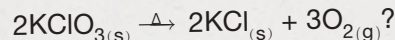
- a. Al (%) = 15,8; S (%) = 28,1; O (%) = 56,1
b. Al (%) = 12,8; S (%) = 30,2; O (%) = 57
c. Al (%) = 20; S (%) = 20; O (%) = 60
d. Al (%) = 11,8; S (%) = 26,7; O (%) = 61,5
e. Al (%) = 15,4; S (%) = 27,1; O (%) = 57,5

7. ¿Qué cantidad en gramos de cal viva (CaO) puede prepararse calentando 200 g de caliza con una pureza del 95% de $CaCO_3$?



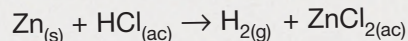
- a. 357
b. 112
c. 107
d. 100
e. 62

8. ¿Qué masa de oxígeno se puede obtener de la descomposición de 500 g de clorato de potasio de pureza 80%, según la ecuación:



- a. 195,9
b. 156,7
c. 128,3
d. 200,4
e. 96,8

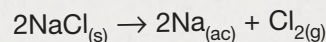
9. El cinc reacciona con ácido clorhídrico según la ecuación:



Si se mezclan 56 g de Zn con suficiente HCl, ¿qué masa de cloruro de cinc se produce?:

- a. 123
b. 178
c. 117
d. 121
e. 234

10. Cuántos gramos de sodio se obtendrán de la descomposición electrolítica de 12 g de cloruro de sodio según la ecuación:



- a. 5,1
b. 4,7
c. 5,4
d. 3,2
e. 1,8

BIBLIOGRAFÍA

- ESCALONA, HUMBERTO. *QUIMCOM: QUÍMICA EN LA COMUNIDAD*. Addison – Wesley Iberoamericana. 2ª Edición, 1998. México.
- GARCÍA, A. *HACIA LA QUÍMICA 1*. Editorial Temis S.A., 1985. Colombia.
- GARRITZ, A. Y CHAMIZO, J. *QUÍMICA*. Addison – Wesley Iberoamericana, 1994. Argentina.
- HEIN. ARENA. *FUNDAMENTOS DE QUÍMICA*. Thomson Editores S.A., 11ª Edición, 2005. México.
- KOTZ, J. TREICHEL, P. WEAVER, G. *QUÍMICA Y REACTIVIDAD QUÍMICA*. Editores S.A., 6ª Edición, 2005. México.
- PECK M. LARRY. *QUIMICA GENERAL*. Mc. Graw Hill, 5ª Edición, 1998. México.
- PETRUCCI, R. H. *QUÍMICA GENERAL*. Addison Wesley Iberoamericana, 7ª Edición, 1999. Madrid, España.
- QUIÑO, E. RIGUERA, R. *NOMENCLATURA Y REPRESENTACIÓN DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS*. McGraw-Hill, 1996. México.
- RAYMOND, CHANG. *QUÍMICA*. Mc. Graw Hill, 4ª Edición, 1996. México.
- WHITTEN, K. DAVIS, R. PECK, M. STANLEY, G. *QUÍMICA*. Cengage learning Editores. 8ª Edición, 2008. México.

RECURSOS CRA (Centro de recursos de aprendizaje)

- *ATLAS DE QUÍMICA*. Varios autores. Programa Educativo Visual. Colombia, 1995, 1ª Ed.
- *QUÍMICA*. Garritz, Andoni y Chamizo, José Antonio. Addison Wesley Longman. México, 1997, 1ª Ed. (r.1998).
- *QUÍMICA*. Varios autores. Ediciones Nauta. España, 1997, 1ª Ed.
- *FUNDAMENTOS DE QUÍMICA*. Bums, Ralph. Prentice Hall Hispanoamericana. México, 1996, 2ª Ed. (r. 1997).
- *FUNDAMENTOS DE QUÍMICA*. Hein, Morris y Arena, Susan. International Thompson Editores. México, 1997, 1ª Ed.
- *QUIMICA REACCIÓN*. Barrio, J. del y Belmonte, M. Ediciones SM. España, 1995, 1ª Ed.
- *DISOLUCIONES Y CONTAMINACIÓN*. Varios autores. Editorial Reverté. España.
- *TRATAMIENTO DE RESIDUOS ESPECIALES*. Varios autores. Editorial Reverté. España, 1996, 1ª Ed. 119 p. 2 vols.
- *QUIMICA ORGANICA*. Hart, Harold y otros. McGraw – Hill Interamericana. México, 1995, 1ª Ed.
- *QUIMICA ORGANICA*. Recio, Francisco. McGraw – Hill Interamericana. México, 1995, 1ª Ed. (r.1997).
- *EL MUNDO DE LA QUÍMICA*. Varios autores. United Media. Chile, 1992, 1ª Ed. (r.1998). Duración 120 min. 4 vols.

Páginas Web recomendadas

- http://www.educarchile.cl/home/escritorio_estudiante/default.asp
- <http://www.eis.uva.es/~qgintro/nomen/nomen.html>
- <http://www.modelscience.com/>
- <http://www.cespro.com>
- <http://www.frlp.utn.edu.ar/grupos/aepeq/interact.html>



 **mifuturo.cl**



**EDICIÓN ESPECIAL PARA EL MINISTERIO DE EDUCACIÓN
PROHIBIDA SU COMERCIALIZACIÓN**