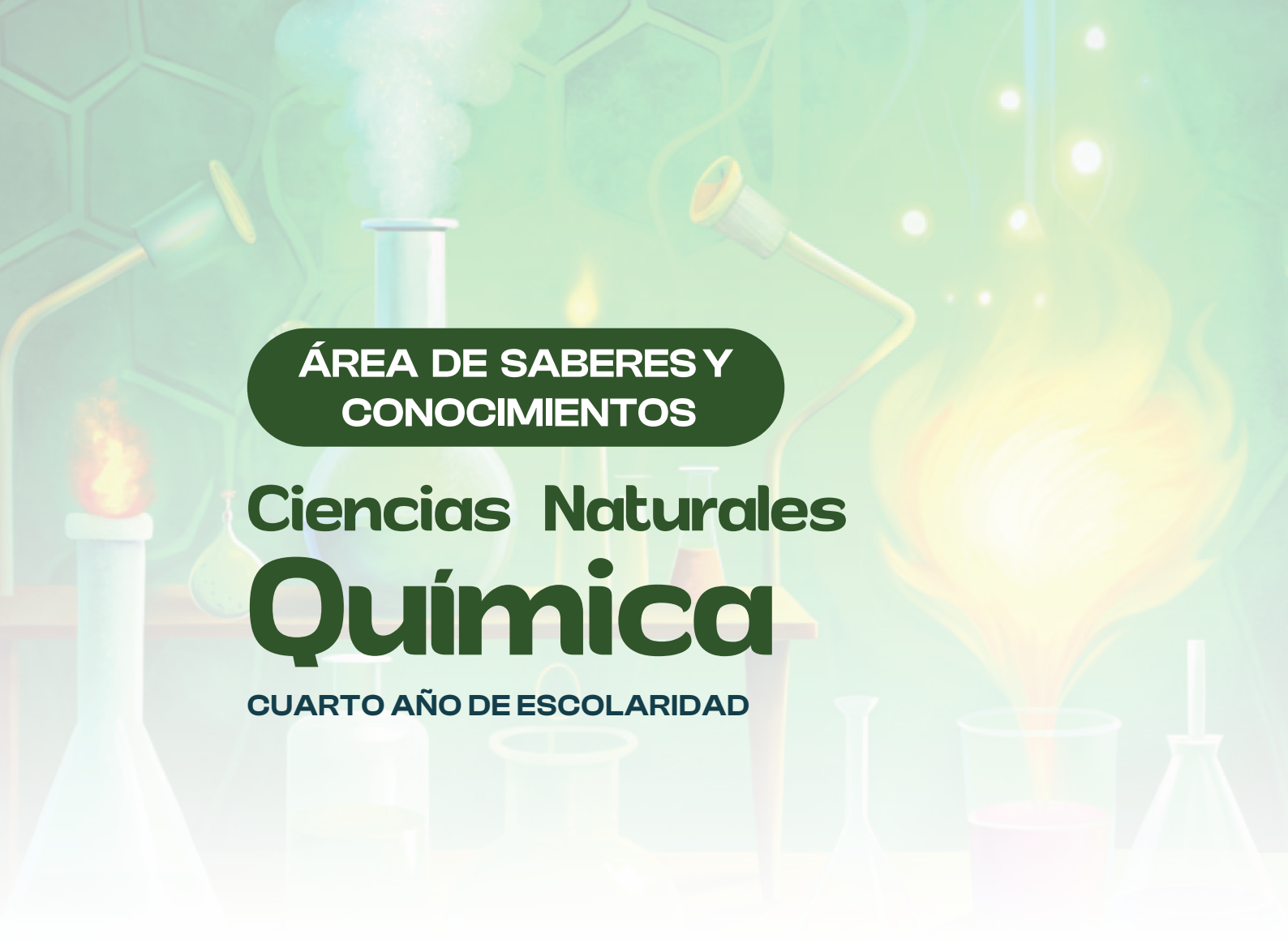




**ÁREA DE SABERES Y
CONOCIMIENTOS**

Ciencias Naturales
Química

CUARTO AÑO DE ESCOLARIDAD

4^{TO}
AÑO DE
ESCOLARIDAD

EDUCACIÓN SECUNDARIA
COMUNITARIA PRODUCTIVA

"2025 BICE TENARIO DE BOLIVIA"





ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

© De la presente edición

Texto de aprendizaje. 4to año de escolaridad. Educación Secundaria
Comunitaria Productiva. Subsistema de Educación Regular.

Texto oficial 2025

Omar Veliz Ramos
Ministro de Educación

Manuel Eudal Tejerina del Castillo
Viceministro de Educación Regular

Delia Yucra Rodas
Directora General de Educación Secundaria

DIRECCIÓN EDITORIAL

Delia Yucra Rodas
Directora General de Educación Secundaria
Waldo Luis Marca Barrientos
Coordinador del Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

COORDINACIÓN GENERAL

Equipo Técnico de la Dirección General de Educación Secundaria
Equipo Técnico del Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

REDACTORES

Equipo de maestras y maestros de Educación Secundaria

REVISIÓN TÉCNICA

Unidad de Educación Género Generacional
Unidad de Políticas de Intraculturalidad, Interculturalidad y Plurilingüismo
Escuelas Superiores de Formación de Maestras y Maestros
Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

ILUSTRACIÓN:

Josue Israel Pacheco Conde

DIAGRAMACIÓN:

Vanessa Jacqueline Pereyra Marquez

Depósito legal:

4-1-578-2024 P.O.

Cómo citar este documento:

Ministerio de Educación (2025). Texto de aprendizaje. 4to año de escolaridad. Educación
Secundaria Comunitaria Productiva. Subsistema de Educación Regular. La Paz, Bolivia.

Av. Arce, Nro. 2147 www.minedu.gob.bo

LA VENTA DE ESTE DOCUMENTO ESTÁ PROHIBIDA



ÍNDICE

Presentación.....	5
QUÍMICA	345
Primer trimestre	
Estructura de los átomos en armonía con el cosmos.....	346
El orden de los electrones: fundamentos de la configuración electrónica.....	358
El Universo de los elementos: explorando la tabla periódica.....	366
Segundo trimestre	
Enlaces químicos en los compuestos de la naturaleza.....	372
Estructura molecular y enlaces químicos en los sistemas naturales.....	384
Reacciones químicas en procesos productivos.....	386
Clasificación de las reacciones químicas por su mecanismo atómico.....	390
Reacciones químicas en acción: un mundo de transformaciones.....	394
Tercer trimestre	
Igualación de ecuaciones químicas en procesos productivos.....	396
Unidades químicas de masa.....	404
Densidades.....	414





PRESENTACIÓN

Uno de los derechos fundamentales de las niñas, niños y adolescentes, en el Estado Plurinacional de Bolivia, es el derecho a la educación, el cual se garantiza con el acceso a los recursos educativos que coadyuven con el proceso de adquisición de conocimientos.

El Ministerio de Educación, asegurando la calidad educativa, al iniciar la gestión 2025, pretende brindar un recurso educativo que apoye el desarrollo curricular, a través de la entrega gratuita de los “*Textos de aprendizaje 2025*”, para el nivel de Educación Secundaria Comunitaria Productiva.

Durante varios meses, maestras y maestros de todas las regiones de Bolivia, desde sus experiencias y vivencias educativas, han aportado con la construcción de estos textos, plasmando en sus letras la diversidad de Bolivia y la investigación científica en las diferentes áreas de saberes y conocimientos.

Los “*Textos de aprendizaje 2025*” tienen la misión de fortalecer los conocimientos de nuestros estudiantes, presentando contenidos actualizados y con bases científicas, planteando actividades que desarrollen su pensamiento crítico reflexivo, reforzando sus aprendizajes.

Por lo expuesto anteriormente, teniendo como objetivo trabajar conjuntamente con los actores educativos hacia una educación humanística, técnica, tecnológica productiva, dentro de un desarrollo integral de nuestros estudiantes; el Ministerio de Educación proporciona este accesible instrumento educativo, esperando que despierte en las niñas, niños y jóvenes la sed de conocimientos y los motive a conocer el mundo a través de la ciencia y la investigación.

Omar Veliz Ramos
Ministro de Educación

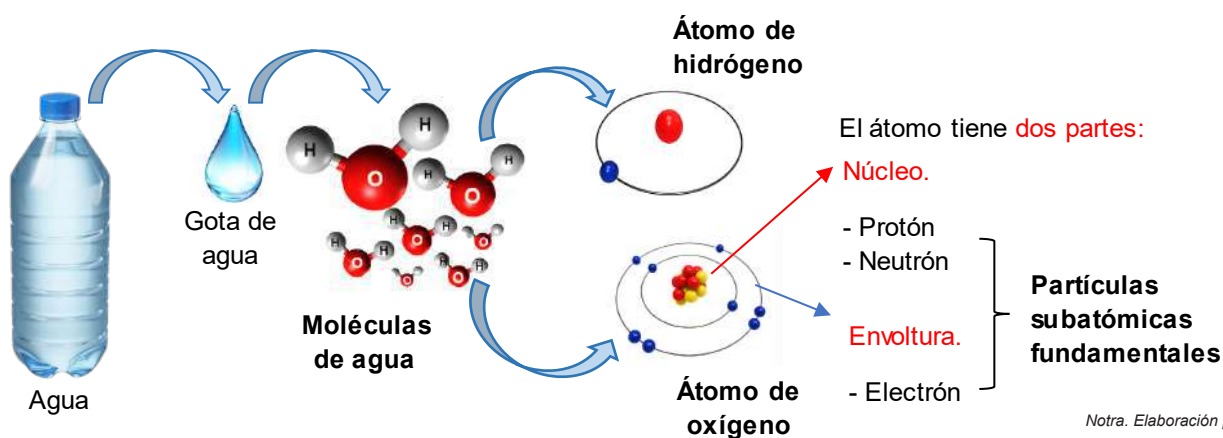
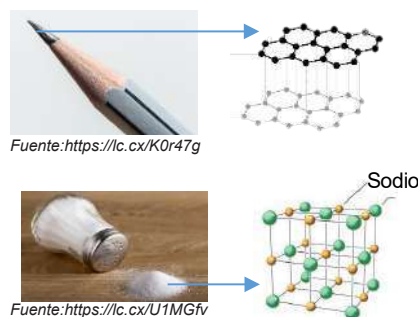
ESTRUCTURA DE LOS ÁTOMOS EN ARMONÍA CON EL COSMOS

PRÁCTICA

¿Alguna vez te has preguntado si puedes ver o tocar un átomo?

Cuando miramos el carbono de un lápiz, o cuando usamos sal de mesa o vemos que el cobre puede conducir electricidad, estamos explorando el mundo que podemos ver y tocar, el mundo macroscópico. Sin embargo, en química, vamos más allá de lo que nuestros sentidos pueden percibir. Nos adentramos en el mundo submicroscópico, el de las moléculas, átomos y partículas. Este mundo invisible es fundamental para entender cómo funcionan las cosas a nuestro alrededor y encontrar soluciones a problemas importantes, como la contaminación del medio ambiente.

Imagina que tienes una botella de agua y tomas una gota. Ahora, piensa en dividir esa gota en partes cada vez más pequeñas. ¿Hasta dónde podrías seguir dividiendo? Si continuas, eventualmente alcanzarías una porción tan diminuta que ya no sería posible dividirla más.



Actividad

Analizamos, respondemos las siguientes preguntas y realizamos la actividad:

- ¿Por qué es importante conocer la constitución interna de la materia?
- ¿Puedes describir que es una molécula?
- ¿Cuántos tipos de átomos forman la molécula de agua?
- Dibuja un átomo e identifica sus diferentes partes de la forma en que las imaginas o las conoces.

TEORÍA

Dato curioso

John Dalton

Padre de la teoría atómica moderna



Fuente: <https://www.britannica.com/biography/John-Dalton>

1. Ideas tempranas en la teoría atómica

Los antiguos filósofos griegos, como Leucipo y Demócrito, propusieron que toda la materia estaba compuesta por pequeñas partículas indivisibles llamadas "átomos", aunque estos filósofos no realizaron experimentos, sus ideas influyeron en el pensamiento sobre la materia.

Entre 1803 - 1808, John Dalton revolucionó la química al proponer que la materia se compone de átomos indivisibles, cuya naturaleza explica las propiedades y el comportamiento de la materia. Su teoría atómica sentó las bases para la comprensión moderna de la química.

Sin embargo, a partir de 1850, investigaciones científicas comenzaron a demostrar que los átomos no son indivisibles, como se creía en la teoría atómica de Dalton. Estudios posteriores revelaron que los átomos tienen una estructura interna compleja, formada por partículas subatómicas. En primer lugar, se descubrieron los electrones, partículas con carga negativa que orbitan alrededor del núcleo, luego se identificaron los protones, partículas con carga positiva ubicadas en el núcleo del átomo y finalmente, los neutrones, que carecen de carga eléctrica y también residen en el núcleo.

2. Partículas fundamentales de la materia

Los átomos y toda la materia, están formados por tres partículas fundamentales: electrones, protones y neutrones, componentes fundamentales para la estructura atómica. Entender su naturaleza es clave para comprender las interacciones químicas.

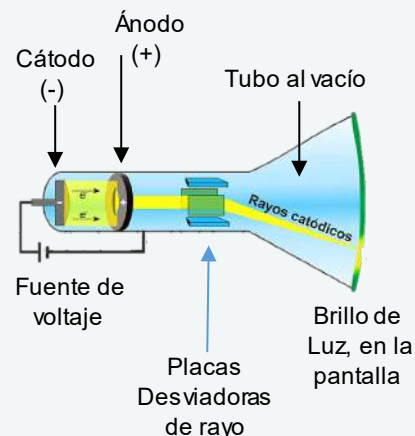
2.1. El descubrimiento del electrón

En 1897, **J. J. Thomson**, el científico británico, realizó experimentos con tubos de rayos catódicos, unos dispositivos que emitían un brillo cuando pasaba una corriente eléctrica a través de ellos. Thomson observó que este brillo era causado por **partículas cargadas negativamente**, mucho más pequeñas que los átomos, a las que llamó **“electrones”**.

Este descubrimiento fue revolucionario porque mostró que los átomos no eran indivisibles, como se pensaba antes, sino que estaban formados por partículas más pequeñas.

La naturaleza eléctrica de la materia se conocía desde la antigüedad, pero fue hasta el siglo XIX que los científicos desarrollaron un modelo para explicarla. ¿Alguna vez has recibido una descarga eléctrica al tocar una perilla metálica o al saludar a tu amigo?

Tubo de rayos catódicos



Fuente: <https://lc.cx/pyxRlw>

El término “catódico” se refiere a que estos rayos se originan en el cátodo (-). Al ser atraídos por el ánodo (+), deben estar compuestos por partículas con carga negativa.

Actividad

Realizamos el siguiente experimento:

Frota suavemente una regla con tu ropa o cabello durante unos segundos, luego, acerca la regla a pequeños trozos de papel sin tocarlos directamente.

¿Qué observas? ¿Cómo explicarías este fenómeno? Escribe tus observaciones y coméntalas con los demás.



Fuente: <https://lc.cx/vicA4s>

– El descubrimiento de la carga del electrón (q_e -)

J.J. Thomson, quien descubrió el electrón, también consiguió calcular solamente la relación entre la carga y la masa de esta partícula:

$$\frac{q_{e^-}}{m_{e^-}} = -1,759 \times 10^{11} \frac{C}{Kg} \quad (1)$$

Donde:

q_e = Carga del electrón (no se conocía su valor).

m_e = Masa del electrón (no se conocía su valor).

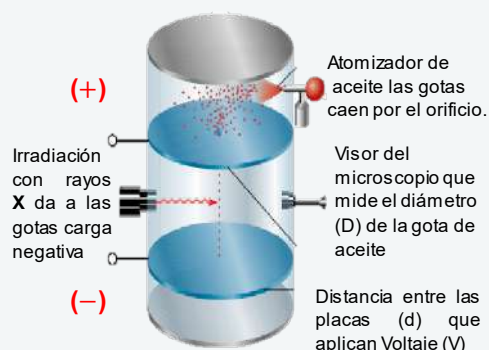
C = El Coulomb, es la unidad estándar de la cantidad de carga eléctrica.

En 1909, el físico estadounidense **Robert Millikan** logró determinar experimentalmente la carga del electrón a través de su célebre experimento de la **gota de aceite**. El valor de la **carga del electrón** que encontró es de $q_e = -1,602 \times 10^{-19} C$.

Reemplazando ese valor en la ecuación (1) y despejando la masa del electrón, se encontró su masa:

$$m_{e^-} = \frac{-1,602 \times 10^{-19} C}{-1,759 \times 10^{11} \frac{C}{Kg}} = 9,107 \times 10^{-31} kg$$

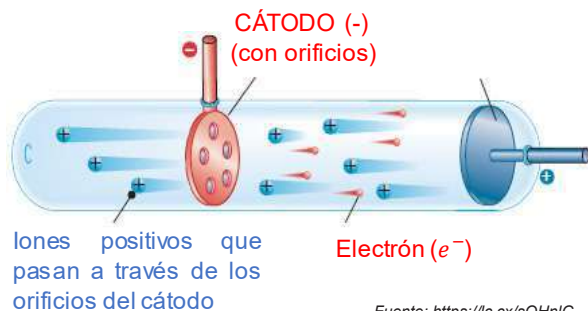
Experimento de la gota de aceite



Fuente: <https://lc.cx/sJtYQX>

Millikan igualó las fuerzas eléctrica y gravitacional, utilizando la gravedad (g), la densidad (ρ) y el volumen de la gota de aceite, encontró la carga del electrón.

$$q_{e^-} = \frac{\rho \cdot \pi \cdot D^3 \cdot g \cdot d}{6 \cdot V} = -1,602 \times 10^{-19} C$$

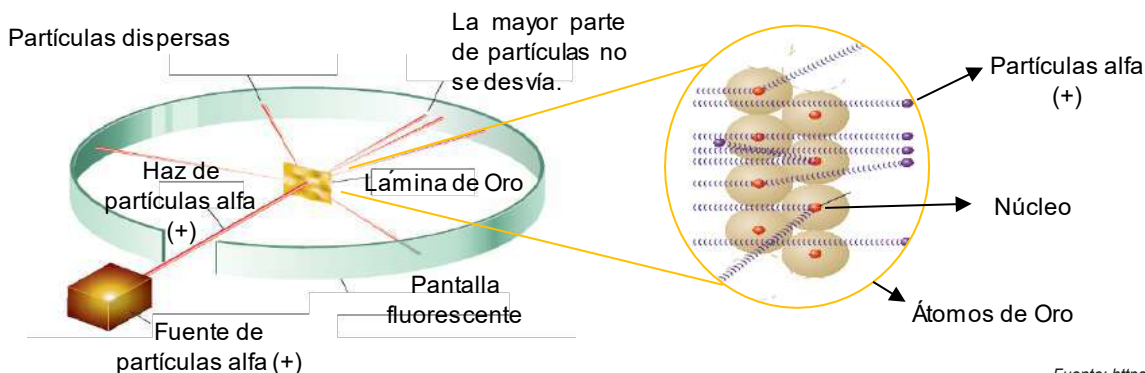


- El descubrimiento de rayos canales

En 1886, físico alemán Eugen Goldstein fue el primero en observar que un tubo de **rayos catódicos** generaba un haz de partículas con **carga positiva** que se movía hacia el cátodo. Estas partículas fueron llamadas "**rayos canales**" porque pasaban ocasionalmente por un orificio o canal en el electrodo negativo. De esta manera se descubrió iones positivos sin tener certeza de su ubicación.

2.2. El descubrimiento de un núcleo positivo y el protón

El físico-químico neozelandés Ernest Rutherford, en 1911, realizó un experimento en el que bombardearon una delgada lámina de oro con partículas alfa (carga eléctrica positiva), para observar si estas atravesaban el átomo sin desviarse o si rebotaban.



Resultado del experimento:

Rutherford observó que algunas partículas alfa rebotaban en distintas direcciones, lo que le llevó a concluir que el átomo tenía un núcleo cargado positivamente, capaz de repeler las cargas positivas.

Rutherford continuó investigando la estructura del átomo y en 1919, mediante un experimento con gas nitrógeno, demostró por primera vez la existencia de una partícula positiva, a la que llamó protón, nombre derivado del griego que significa "primero".

En otros experimentos se encontró que los protones tienen la misma cantidad de carga que los electrones con carga opuesta $1,602 \times 10^{-19}$ C y que su masa es de $1,673 \times 10^{-27}$ kg.

Aportes de Rutherford

Estableció que los átomos poseen un núcleo con carga positiva y que a su alrededor giran electrones a gran distancia cargados negativamente, formando una nube.

Problemas en la teoría de Rutherford

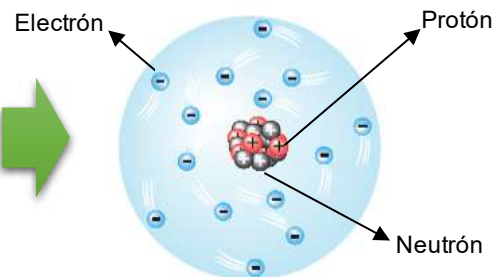
El problema principal era que se creía que los electrones, al girar alrededor del núcleo, emitían energía, lo que provocaría su colapso hacia el núcleo debido a la pérdida de energía.

2.3. El descubrimiento del neutrón

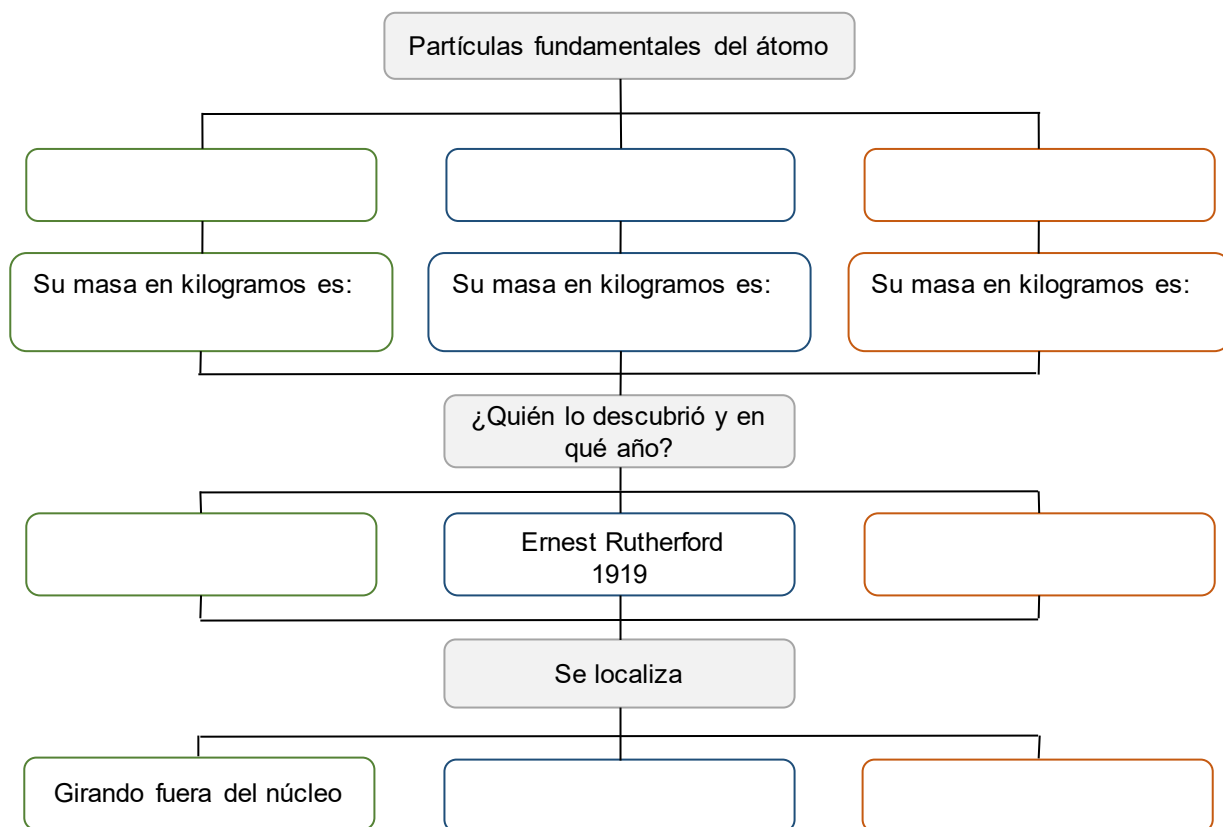
En 1932, el físico británico **James Chadwick** descubrió el neutrón, $1,675 \times 10^{-27}$ kg. A través de sus experimentos, confirmó la existencia de una partícula subatómica en el núcleo del átomo que no tenía carga y estaba acompañada de los protones.

El descubrimiento del neutrón fue fundamental para el desarrollo de la física nuclear y la comprensión del átomo, permitió explicar la existencia de partículas sin carga eléctrica dentro del núcleo atómico, lo cual resolvía inconsistencias en los modelos atómicos anteriores, la identificación del neutrón ayudó a entender cómo los protones podían mantenerse unidos en el núcleo, a pesar de sus cargas positivas que deberían repelerse, además abrió la puerta a estudios más avanzados sobre la estabilidad de los átomos y la radioactividad, permitiendo la creación de modelos nucleares más precisos.

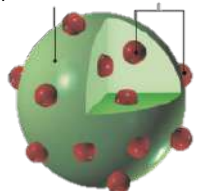
Su teoría considera al núcleo con carga positiva y sin presencia de neutrones, que hasta ese momento no habían sido descubiertas.

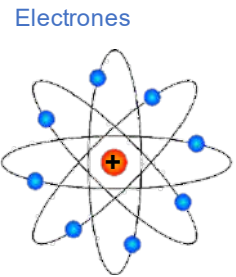
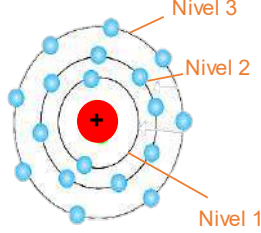
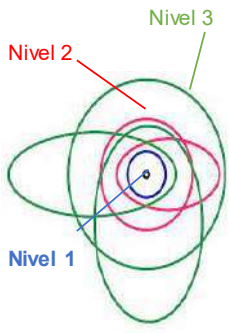
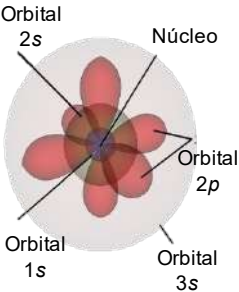


Completamos el siguiente mapa conceptual ubicando las partículas fundamentales y sus características



3. Historia de los modelos atómicos

Autor	Estructura	Modelo y alcance	Limitación
John Dalton (1808)		- El modelo atómico de Dalton fue el primer modelo con base científica. Dalton creía que los átomos de un elemento eran idénticos en tamaño y peso. En su modelo, propuso que los átomos eran esferas rígidas e indivisibles. - Su alcance permite explicar la conservación de la masa y algunas propiedades físicas, como la dilatación térmica.	- No explica los fenómenos eléctricos. - La hipótesis de la indivisibilidad del átomo fue una de las fortalezas de este modelo, pero posteriormente se demostró que era incorrecta.
J. J. Thomson (1904)	Masa de carga positiva Electrones 	El modelo atómico de Thomson proponía un modelo simple en el que el átomo estaba formado por una esfera de materia con carga positiva, en la que los electrones estaban incrustados. Este modelo fue conocido como el modelo del budín con pasas.	- No explica la estabilidad atómica al considerar la separación de las cargas positivas y negativas. - No toma en cuenta la existencia de un núcleo atómico.

Autor	Estructura	Modelo y alcance	Limitación
Ernest Rutherford (1911)		- El modelo atómico de Rutherford demostró experimentalmente que el átomo está compuesto por un núcleo positivo, alrededor del cual orbitan los electrones, como un sistema planetario. - Su alcance establece que casi toda la masa del átomo se concentra en el núcleo, mientras que los electrones orbitan alrededor en un espacio mayormente vacío.	- No explica por qué los electrones que orbitan el núcleo no colapsan hacia él.
Niels Bohr (1913)		- El modelo de Bohr no descarta por completo el de Rutherford, sino que añade que los electrones solo pueden orbitar en regiones específicas llamadas niveles de energía. - Su alcance introduce la idea de transiciones electrónicas, cuando un electrón salta de un nivel alto a uno más bajo, emite un fotón de luz, cuya energía corresponde a la diferencia entre los niveles.	- Aunque su teoría sobre la emisión de fotones funcionó bien para el átomo de hidrógeno, no pudo explicar el comportamiento de átomos con múltiples electrones ni sus interacciones.
Arnold Sommerfeld (1916)		- El modelo de Arnold Sommerfeld propuso que, además de las órbitas circulares de Bohr, los electrones también podían moverse en órbitas elípticas alrededor del núcleo. Estas órbitas elípticas permitían explicar mejor las variaciones en los espectros atómicos, sobre todo en átomos más complejos. - Su alcance dio lugar a la subdivisión de los niveles de energía en subniveles s, p, d, y f, lo que permitió una descripción más detallada de los espectros atómicos.	- No logró explicar completamente las interacciones entre electrones en átomos más grandes ni los comportamientos observados en experimentos más complejos, problemas que más tarde fueron abordados por la mecánica cuántica.
Erwin Schrödinger (1926)		- Este modelo, conocido como Cuántico o Mecánico-Cuántico, reemplazó los modelos anteriores al describir con mayor precisión el comportamiento de los electrones. En lugar de orbitar en trayectorias definidas, los electrones se comportan como ondas y ocupan "nubes de probabilidad" u orbitales, llamados 1s, 2s, 2p, 3s... según su nivel de energía y la forma del orbital. - Su alcance sigue siendo una herramienta clave para la investigación científica.	- La ecuación de onda, que describe matemáticamente el comportamiento de los electrones en un átomo, es compleja y requiere técnicas matemáticas avanzadas para resolverla, especialmente para átomos con más de un electrón.

Actividad

Relacionamos correctamente el nombre de cada científico con su respectivo modelo atómico, trazando líneas entre ambos.

John Dalton

El modelo presenta al átomo como una esfera sólida e indivisible.

E. Rutherford

A este modelo se le conoció como el modelo del budín con pasas.

Sommerfeld

El modelo presenta al átomo con un núcleo pequeño, denso y positivo.

J.J. Thomson

Los electrones orbitan alrededor del núcleo en distintos niveles de energía.

Niels Bohr

Los electrones se describen mediante funciones de onda y ocupan orbitales.

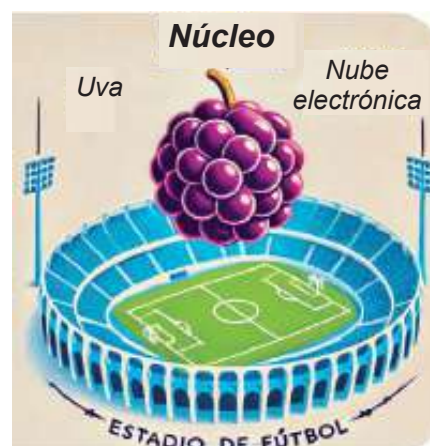
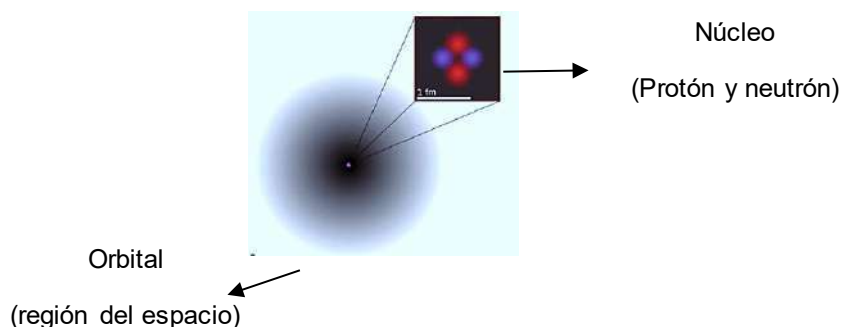
E. Schrödinger

Los electrones se mueven alrededor del núcleo, en órbitas circulares o elípticas.

- La visión moderna de la estructura atómica

Átomo

Es la unidad más básica de un elemento químico que conserva sus propiedades. Está compuesto por un núcleo, que contiene protones (carga positiva) y neutrones (sin carga), rodeado por electrones (carga negativa) que orbitan en niveles de energía específicos.



Nota. Elaboración propia

Más del 99.99% del volumen de un átomo es espacio vacío. Si el núcleo tuviera el tamaño de una uva, la nube electrónica abarcaría el tamaño de un estadio de fútbol.

Molécula

Las moléculas están formadas por dos o más átomos unidos mediante enlaces químicos. Pueden estar compuestas por átomos del mismo elemento, como en el caso del oxígeno molecular (O_2), o por átomos de diferentes elementos, como en el dióxido de carbono (CO_2). Las moléculas son fundamentales para la estructura y función de la materia en el mundo químico.

Las masas de los átomos son extremadamente pequeñas. Por ejemplo, la masa del átomo más pesado que se conoce es del orden de 4×10^{-25} Kg. Dado que sería engorroso tener que expresar continuamente masas tan pequeñas en gramos, preferimos usar una unidad llamada unidad de masa atómica, o uma ($1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$).



Nota. Elaboración propia

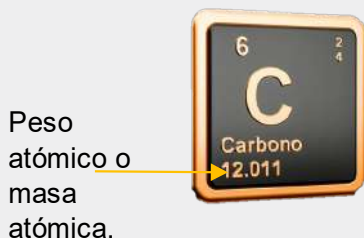
Tamaño relativo: El átomo es tan diminuto que un millón de átomos alineados en fila cabrían en el grosor de un cabello humano.

Partícula	Kilogramos	Masa relativa (uma)	Carga relativa
Electrón	$9,109 \times 10^{-31}$	0,0006	-1
Protón	$1,673 \times 10^{-27}$	1,007	+1
Neutrón	$1,675 \times 10^{-27}$	1,009	0

Número de masa (A) y peso atómico.

- El número de masa llamadas también **nucleones**, se refiere a la suma total de protones y neutrones en el núcleo de un átomo, siempre se expresan como un número entero porque contamos partículas individuales (protones y neutrones) que no pueden fraccionarse.

- El peso atómico o masa atómica es un promedio ponderado que refleja las masas y las abundancias relativas de todos los isótopos de un elemento. Este valor, que se muestra en la tabla periódica, no es siempre un número entero.



El peso atómico o masa atómica, tiene un valor de 12.011. Si redondeamos este valor, obtenemos 12, que coincide con el número de masa. Por esta razón, en muchos textos, el peso atómico o masa atómica se considera igual al número de masa (A).

4. Propiedades del núcleo del átomo

4.1. Número de masa (A)

El número de masa (A) es la suma total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. A excepción del hidrógeno en su forma más común, que tiene un protón y ningún neutrón, todos los núcleos atómicos contienen protones y neutrones.



Para mayor claridad en la explicación, utilizamos el modelo atómico de Niels Bohr:

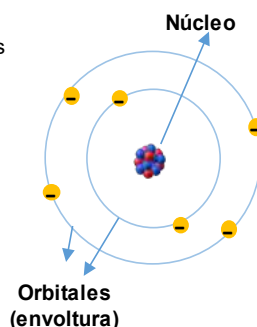
Número de masa = número de protones + número de neutrones

Número de masa =



La fórmula:

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



Ejemplo 1:

Calculamos el número de masa (A) del átomo del carbono, sabiendo que su núcleo contiene 6 protones y 6 neutrones.

$$\begin{array}{rcl}
 A & = & p^+ + n^0 \\
 & \downarrow & \downarrow \\
 A & = & 6 + 6 \\
 A & = & 12
 \end{array}$$

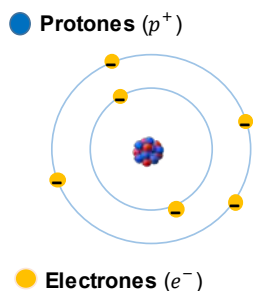
4.2. Número atómico (Z)

Es el número total de protones presentes en el núcleo de un átomo. El número atómico determina la identidad de un elemento químico, ya que cada elemento tiene un número atómico único. El número atómico también define la posición de un elemento en la tabla periódica.

La fórmula:

$$Z = p^+$$

En un átomo neutro (sin carga), la cantidad de protones en el núcleo es igual a la cantidad de electrones en la envoltura electrónica.



$$p^+ = e^-$$

Entonces:

$$p^+ = e^- = Z$$

Ejemplo 2:

Calculamos el número de protones y electrones del átomo de carbono, sabiendo que su número atómico (Z) es 6.

$$p^+ = e^- = Z$$

$$p^+ = e^- = 6$$

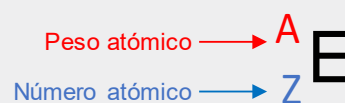
Por lo tanto, el número de protones es 6 y el número de electrones también es 6.

En la tabla periódica los elementos (E) están organizados en orden creciente del número atómico (Z). Cada elemento en la tabla periódica tiene átomos con un protón más que el elemento que le precede.

Ejemplo 3:

Determinamos la cantidad de protones, neutrones y electrones en los átomos de los siguientes elementos.

Representación de un átomo de un elemento químico:



Partículas	$A \rightarrow 7$ $Z \rightarrow 3$ Li	11 5 B	14 7 N
Protones $e^- = p^+ = Z$	3	5	7
Electrones $Z = p^+$	3	5	7
Neutrones $n^0 = A - p^+$	4	6	7
Modelo atómico de Niels Bohr			

Actividad

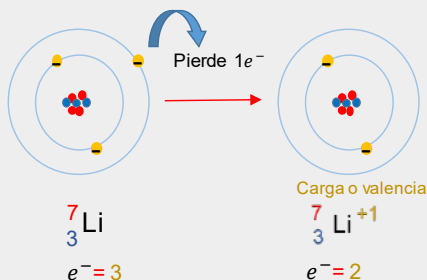
Completamos la siguiente tabla utilizando los datos proporcionados para cada elemento.

Partículas	39 19 K	56 26 Fe	31 15 P	23 11 Na	32 16 S
Protones p^+					
Electrones e^-					
Neutrones n^0					

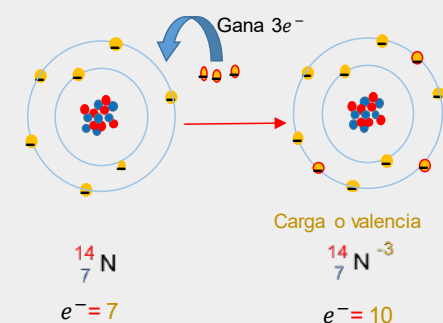
Iones

Catión:

La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro, forma un catión (+).

**Anión:**

La ganancia de uno o más electrones de un átomo neutro, forma un anión (-).



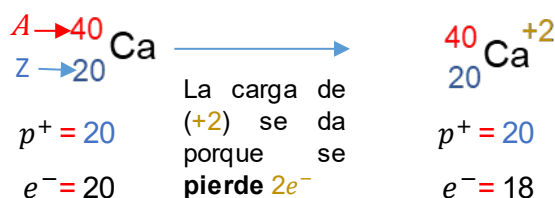
5. Iones

Un ion es un átomo o un grupo de átomos que posee una carga neta, ya sea positiva o negativa. Durante las reacciones químicas, el número de protones con carga positiva en el núcleo de un átomo permanece constante; sin embargo, el átomo puede perder o ganar electrones con carga negativa, lo que resulta en la formación de un ion.

Ejemplo 4:

Calculamos el número de protones, electrones y neutrones en un átomo neutro de calcio y en un ion de calcio con una carga de (+2).

Buscamos el número atómico y el peso atómico del calcio en la tabla periódica y utilizamos las fórmulas adecuadas para realizar los cálculos.



Calculamos los neutrones.

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

$$n^0 = 40 - 20$$

$$n^0 = 20$$

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

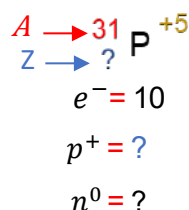
$$n^0 = 40 - 20$$

$$n^0 = 20$$

Como se puede observar, la cantidad de protones y neutrones en un ion permanece constante, ya que estos se encuentran en el núcleo del átomo.

Ejemplo 5:

Calculamos el número atómico, protones y neutrones en un ion de fósforo con una carga de +5, utilizando los siguientes datos.



Como se puede observar, la cantidad de protones y neutrones en un ion permanece constante, ya que estos se encuentran en el núcleo del átomo.

$$Z = e^- + \text{carga}$$

$$Z = 10 + 5$$

$$Z = 15$$

$$\text{Como } Z = p^+$$

La fórmula solo se utiliza para iones positivos (cationes).

El número atómico (Z) representa la cantidad de protones presentes en el núcleo de un átomo, lo cual define la identidad y las propiedades fundamentales de cada elemento químico.

$$p^+ = 15$$

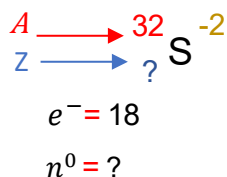
Calculamos los neutrones.

$$\text{Como } n^0 = A - p^+$$

$$n^0 = 31 - 15 \rightarrow n^0 = 16$$

Ejemplo 6:

Calculamos el número atómico, protones y neutrones en un ion de azufre con una carga de (-2), utilizando los siguientes datos.



Como se puede observar, el azufre con una carga de (-2) es un ion. Para calcular su número atómico, se utiliza la siguiente fórmula:

$$Z = e^- - \text{carga}$$

La fórmula solo se utiliza para iones negativos (aniones).

$$Z = 18 - 2$$

$$Z = 16$$

$$\text{Como } Z = p^+$$

$$p^+ = 16$$

Calculamos los neutrones.

$$\text{Como } n^0 = A - p^+$$

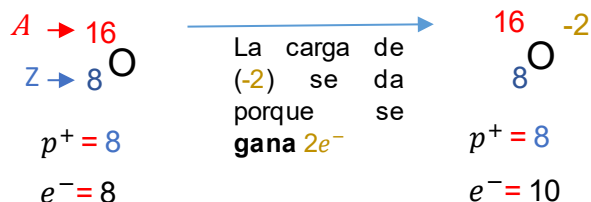
$$n^0 = 32 - 16$$

$$n^0 = 16$$

Ejemplo 7:

Calculamos el número de protones, electrones y neutrones en un átomo neutro de oxígeno y en un ion de oxígeno con una carga de (-2).

Buscamos el número atómico y el peso atómico del oxígeno en la tabla periódica y utilizamos las fórmulas adecuadas para realizar los cálculos.



Calculamos los neutrones.

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

$$n^0 = 16 - 8$$

$$n^0 = 8$$

$$p^+ = 8$$

$$e^- = 10$$

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

$$n^0 = 16 - 8$$

$$n^0 = 8$$

En este ejercicio, se nos proporciona el número atómico $Z = 8$, lo que nos indica la cantidad de protones ($Z = p^+$).

La cantidad de protones y neutrones siempre es la misma, tanto en un átomo neutro como en un ion de carga (-2), ya que ambos se encuentran en el núcleo.

Actividad

Completamos la siguiente tabla utilizando los datos proporcionados para cada elemento.

Partículas	Flúor ${}_{9}^{19}\text{F}^{-1}$	Mercurio ${}_{80}^{201}\text{Hg}^{+2}$	Sodio $\square \text{Na}$	Manganeso $\square \text{Mn}^{+2}$	Fósforo ${}_{15}^{31}\text{P}^{-3}$
Protones	9		11		
Electrones		78			
Neutrones			12	30	



Fuente: <https://lc.cx/kqFCNo>

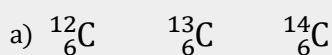
La clasificación de los átomos en isótopos, isótonos e isóbaros permite a los científicos entender mejor las fuerzas nucleares y las propiedades de los núcleos atómicos. Por ejemplo, los isótopos de hidrógeno (Hidrógeno, deuterio y tritio) tienen aplicaciones muy diversas, desde el agua pesada en reactores nucleares hasta estudios de reacciones químicas.

Ejercicios propuestos:

1. ¿Cuál es el número de neutrones de un átomo X, que es isótopo de Y, sabiendo que el peso atómico de X es 31 y que el número atómico de Y es 15?

R. 16 neutrones.

2. ¿Cuál de los siguientes átomos son isótopos entre sí?

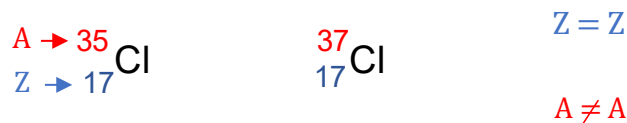


6. Clases de átomos

Los átomos, de acuerdo a la variación del número de neutrones, pueden ser: isótopos, isóbaros e isótonos.

Isótopos

Pueden ser dos, tres o más átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número atómico (Z) pero diferentes números de masa (A), es decir, que en los núcleos tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones. Muchos elementos presentan isótopos, que se encuentran en la naturaleza en baja abundancia, por ejemplo, el isótopo del cloro:



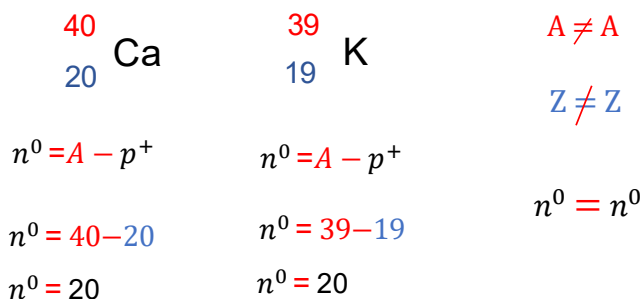
Isóbaros

Existen átomos de distintos elementos que tienen el mismo número másico (A) y diferente número atómico (Z). A estos átomos se los denomina Isóbaros. Como ejemplos podemos nombrar:



Isótonos

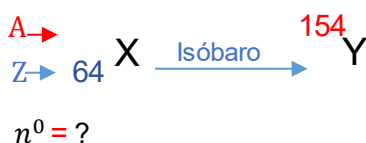
Se llaman isótonos a los átomos de distintos elementos que tienen el mismo número de neutrones, por ejemplo:



Ejemplo 8:

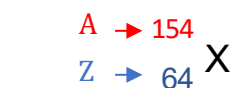
¿Cuál es el número de neutrones de un átomo X, que es isóbaro con otro átomo Y, sabiendo que el número atómico de X es 64 y que el peso atómico de Y es 154?

Datos:



Solución:

Determinamos el peso atómico (A) del átomo X.



Calculamos los neutrones.

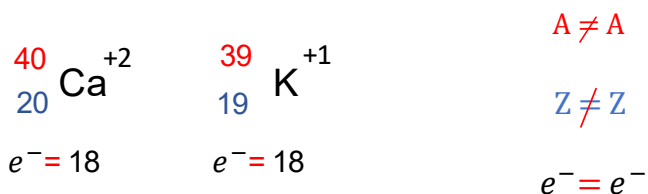
$$n^0 = A - p^+$$

$$n^0 = 154 - 64 \longrightarrow n^0 = 90$$

Recordamos que el valor del número atómico ($Z=p^+$) es igual a los protones.

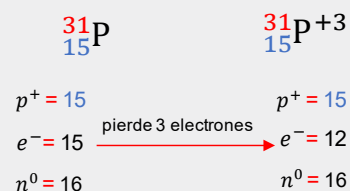
Isoelectrónicos

Los isoelectrónicos son átomos, que tienen el mismo número de electrones y pueden pertenecer a elementos o especies químicas diferentes y pueden tener diferentes números de protones y neutrones, por ejemplo:



Recuerde que cuando un átomo tiene carga positiva es por que pierde electrones.

Ejemplo:



Actividad

Investigamos y describimos al menos dos aplicaciones importantes de los isótopos del carbono. Por ejemplo, el uso del carbono-14 en la datación por radiocarbono y el uso del carbono-13 en estudios médicos y ambientales.

VALORACIÓN

Aplicación de los isotopos radiactivos

En la industria:

Cobalto-60 (Co-60), utilizado en la irradiación de alimentos para matar bacterias y prolongar la vida útil de los productos. También se utiliza para tener una semilla más resistente a las sequías, heladas, suelos con salinidad y adaptabilidad a los suelos.

Americio-241 (Am-241), este isótopo se emplea en detectores de humo, donde su radiación ioniza el aire dentro del dispositivo. Este proceso permite detectar la presencia de humo de manera efectiva, activando así la alarma.



Fuente: <https://lc.cx/6MmBIL>

PRODUCCIÓN

Construcción de un modelo atómico

Instrucciones: (grupal)

1. Selección del modelo atómico:

Elegimos uno de los modelos atómicos estudiados.

2. Investigación:

Investigamos el modelo atómico que has seleccionado. Asegurándonos de entender las principales características y la teoría detrás de ese modelo.

3. Materiales:

Reunimos los materiales necesarios para construir el modelo, como bolas de poliestireno, plastilina, alambres, palillos, papel de construcción, etc.

Usamos diferentes colores o materiales para representar las diferentes partes del átomo, como el núcleo, los protones, los electrones y sus trayectorias o nubes de probabilidad.

4. Presentación:

Presentamos el modelo en clase, explicando su construcción y la teoría detrás del modelo que elegiste. Compartimos con nuestros compañeros por qué eligieron ese modelo y qué lo hace significativo en la historia de la teoría atómica.

EL ORDEN DE LOS ELECTRONES: FUNDAMENTOS DE LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

PRÁCTICA

Se ha identificado que el electrón tiene una naturaleza dual, comportándose tanto como partícula como onda. Esto desafiaba la idea tradicional de que la posición del electrón es fija y precisa, abriendo un nuevo debate sobre cómo definirla en este contexto. Examinamos la información disponible para entender mejor este comportamiento dual.

No es correcto hablar de la posición de una onda, ya que esta se extiende en el espacio como una perturbación. De manera similar, tampoco es preciso referirse a la posición exacta del electrón, ya que está asociado con una onda.

Para entender mejor la dualidad de los electrones, imaginamos a un esquiador descendiendo por una montaña. Si lo observas, ves su trayectoria, los saltos y cambios de dirección, lo que corresponde al comportamiento de una partícula, ya que conoces su ubicación en cada momento. Sin embargo, si solo oyes su deslizamiento sin verlo, sabes que está en movimiento, pero no puedes determinar su posición exacta, lo que refleja un comportamiento de onda. De manera similar, los electrones exhiben tanto comportamiento de onda y de partícula.



Fuente: <https://i.c.cx/3nxXQi>

Observable, electrón como partícula.



Fuente: <https://i.c.cx/uYjB7P>

No observable, solo lo escuchas, electrón como onda.

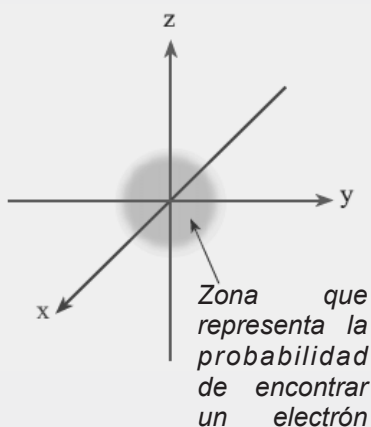


Fuente: <https://i.c.cx/uYjB7P>

Actividad

Proponemos un ejemplo de la **dualidad del electrón**, al igual que el esquiador, ilustra la dualidad, es decir, cómo puede comportarse el electrón, tanto como una partícula con una ubicación específica, como una onda que se extiende en el espacio.

TEORÍA



El gráfico muestra probabilidad de encontrar al electrón en el sector que rodea al núcleo de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental.

1. Principio de incertidumbre

Establece que no es posible definir con precisión la trayectoria del electrón alrededor del núcleo. Por lo tanto, debemos aceptar una inexactitud en la determinación de su posición. Este concepto llevó a reemplazar la idea de órbita propuesta por Bohr con el concepto de **orbital**, que describe la **probabilidad** de encontrar un electrón en una **región del espacio**.

La ecuación de onda de Schrödinger describe, de manera matemática, el comportamiento de los electrones en un átomo. Debido a su complejidad, su resolución requiere el uso de técnicas matemáticas avanzadas. Esta ecuación incorpora las condiciones necesarias para que el átomo se mantenga estable y en equilibrio a lo largo del tiempo. Las soluciones a la ecuación de Schrödinger dan origen a los **números cuánticos**, que caracterizan los distintos estados posibles de los electrones.

Los números cuánticos son valores que describen las propiedades y el comportamiento de los electrones en un átomo, fundamentales para entender su estructura y sus interacciones. Derivados de la ecuación de onda de Schrödinger, estos números permiten identificar las características de cada electrón, tales como su nivel de energía, su forma de movimiento y su orientación en el espacio.

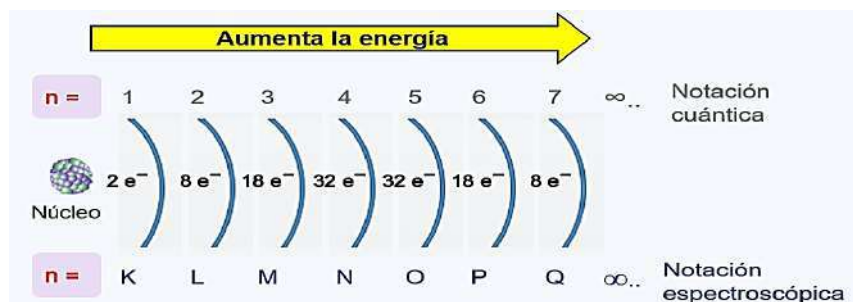
2. Los números cuánticos

Los números cuánticos (n , ℓ , m_ℓ , m_s) representan la energía asociada con las regiones de alta probabilidad de encontrar electrones en un átomo, también describen cómo se mueven estos electrones en esas regiones y como se ordenan. Cuanto más cerca esté un electrón del núcleo, menor será su energía.

2.1. Número cuántico principal (n)

(n) Es el nivel energético principal, es la región espacial alrededor del núcleo de un átomo en la cual es más probable encontrar los electrones. Se relaciona con el volumen o **tamaño del orbital**.

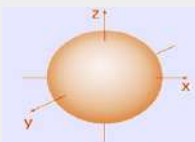
Los niveles de energía (n) son infinitos, siendo 7 los niveles principales.



Los valores permitidos del número cuántico secundario:

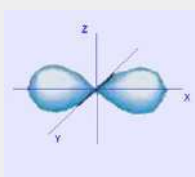
ℓ	s	p	d	f
	0	1	2	3

Las formas de la región donde existe la probabilidad de encontrar al electrón:



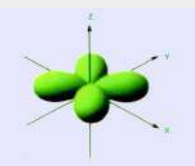
Orbital esférico

s



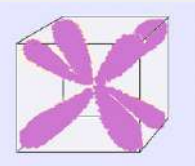
Orbital di lobular

p



Orbital tetra lobular

d



Orbital octo lobular

f

Para recordar:

Un **orbital** es una función de probabilidad, cuyo sentido físico se refiere a una región del espacio respecto al núcleo donde la probabilidad de encontrar un electrón es **máxima**.

2.2. Número cuántico secundario o angular o azimutal (ℓ)

- Señala el subnivel energético que son designados con las letras s, p, d, f.
- El subnivel energético, se refiere también a la forma que tiene el movimiento electrónico o forma tridimensional del orbital.

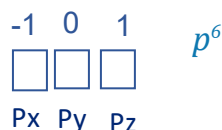
2.3. Número cuántico magnético (m) o (m_ℓ)

Es el número cuántico que describe la orientación en el eje cartesiano del orbital en el espacio. Y para el electrón señala el orbital en el cual se encuentra.

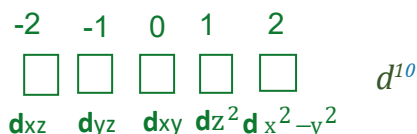
El orbital esférico tiene una única orientación, contiene **1** orbital que puede albergar hasta **2** electrones.



El orbital di lobular tiene **3** orientaciones, contiene **3** orbitales que puede albergar hasta **6** electrones.

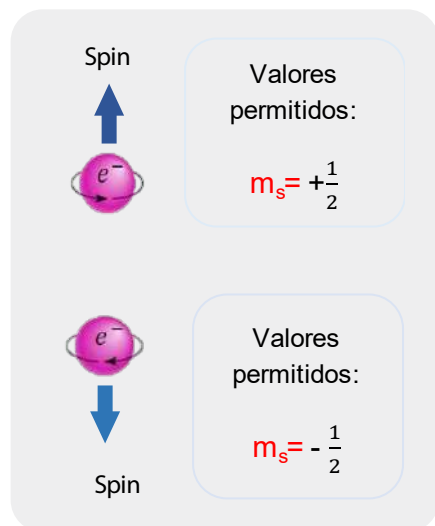


El orbital tetra lobular tiene **5** orientaciones, contiene **5** orbitales que puede albergar hasta **10** electrones.



El orbital octo lobular tiene **7** orientaciones, contiene **7** orbitales que puede albergar hasta **14** electrones.

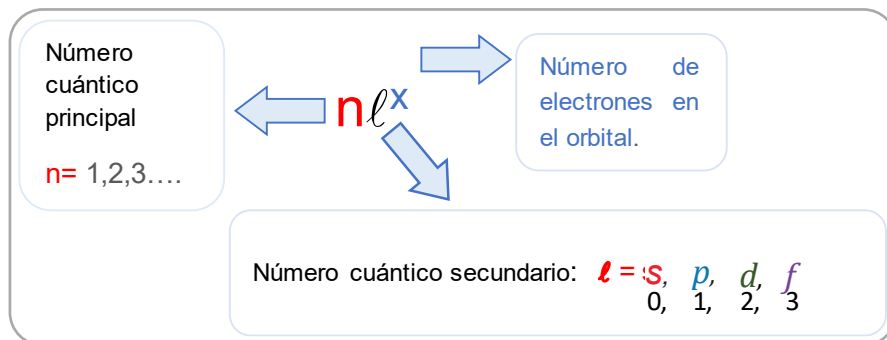




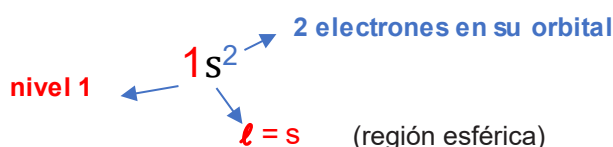
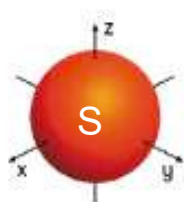
2.4. Número cuántico de spin electrónico (s) o (m_s)

Indica el sentido de la rotación del electrón alrededor de su eje magnético.

Representación de un subnivel de energía



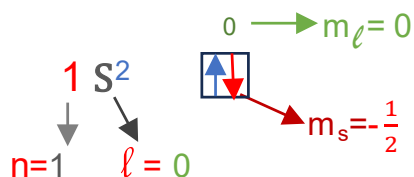
La representación de un subnivel de energía:



En esta representación, se muestra que hay dos electrones en el nivel 1. En este nivel, la región con mayor probabilidad de encontrar los electrones tiene forma esférica.

3. Los cuatro números cuánticos del último electrón

Para la representación siguiente ($1s^2$) de un subnivel de energía, ¿cuáles son los cuatro números cuánticos del último electrón (n , l , m_l , m_s)?



Observamos el último electrón, que se encuentra en el nivel 1. El orbital correspondiente es un orbital S, donde $l=0$ y tiene una sola orientación con $m_l=0$. Cada orbital puede albergar hasta dos electrones, uno con spin hacia arriba $\uparrow$ ($m_s=+1/2$) y el otro con spin hacia abajo $\downarrow$ ($m_s=-1/2$).

Los cuatro números cuánticos del último electrón son:

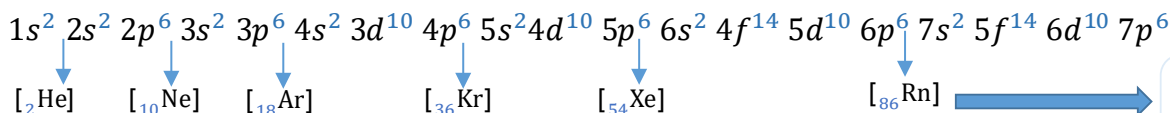
$$n=1, l=0, m_l=0 \text{ y } m_s=-\frac{1}{2}$$

En la combinación de los números cuánticos se deben cumplir siempre: $n > l \geq |m_l|$

4. Orden de Aufbau

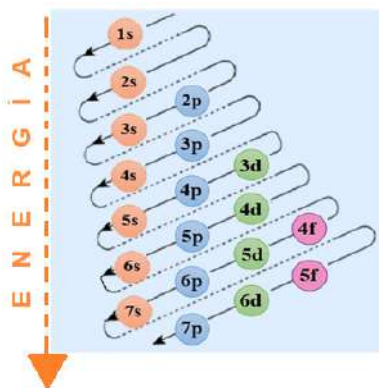
Es un principio fundamental en química y física que describe la forma en que los electrones llenan los orbitales atómicos en los átomos. El nombre "Aufbau" proviene del alemán y significa "construcción" o "formación", reflejando la idea de que los electrones "construyen" la configuración electrónica del átomo de manera progresiva.

Configuración electrónica lineal

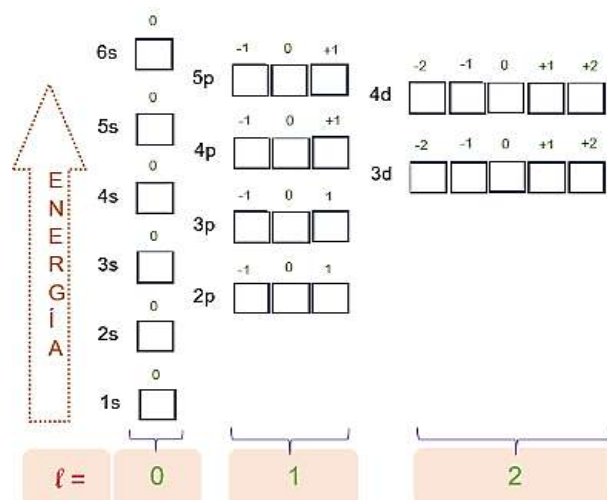


Distribución simplificada de Kernel

Configuración electrónica, forma gráfica.



Otra forma de representar



Ejemplo 1:

Escribimos la configuración electrónica del potasio. Su **número atómico** es 19.

Símbolo del potasio: K (metal)

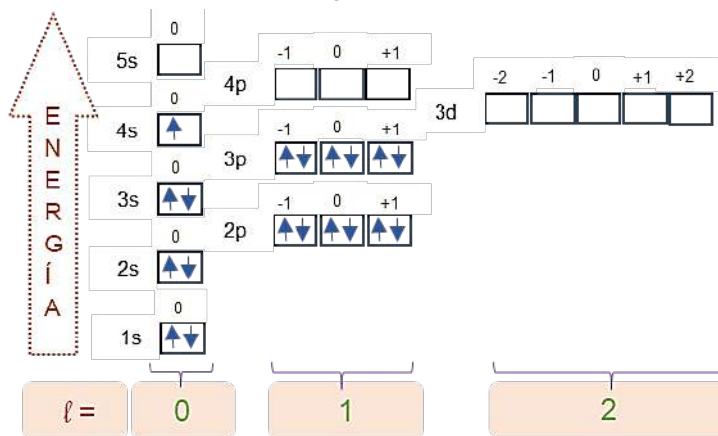
Número atómico (Z)

Z=19 entonces

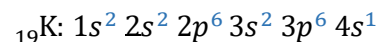
$$e^- = 19$$

Llenamos los 19 electrones en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

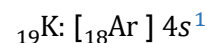
Gráfico:



La configuración electrónica lineal es:



Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:



Ejemplo 2:

Escribimos la configuración electrónica del sodio. Su **número atómico** es 11.

Símbolo del sodio: Na (metal)

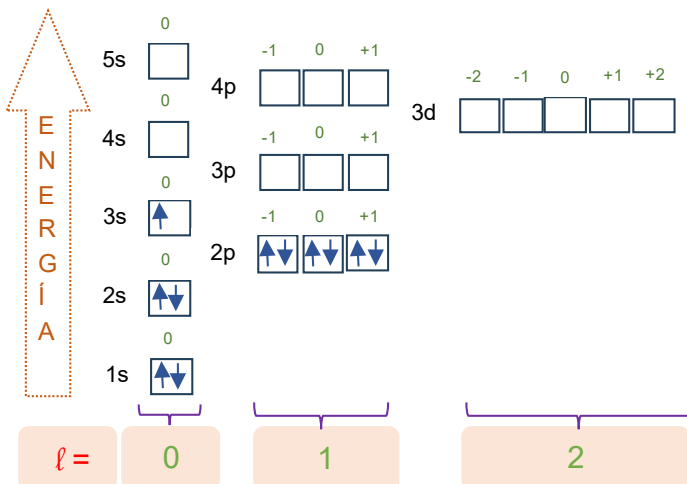
Número atómico (Z)

Z=11 entonces

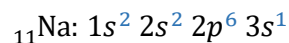
$$e^- = 11$$

Llenamos los 11 electrones en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

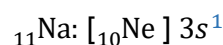
Gráfico:



La configuración electrónica lineal es:



Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:



Ejemplo 3:

Escribimos la configuración electrónica del fósforo. Su **número atómico** es 15.

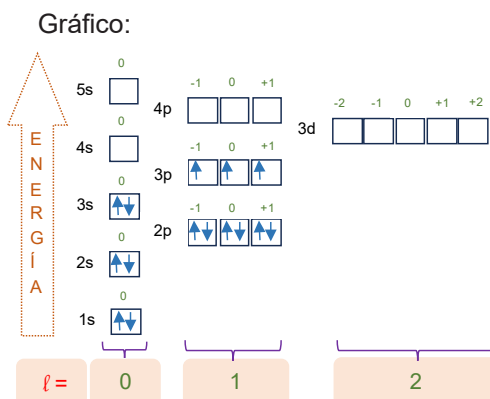
Símbolo del fósforo: P (no metal)

Número atómico (Z)

Z=15 entonces

$$e^- = 15$$

Llenamos los 15 electrones en las casillas (orbitales) cumpliendo la regla de **Hund** y escribimos su configuración electrónica.



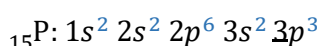
Regla de Hund:

Cuando existan orbitales con la misma energía como el p, d y f, los electrones se distribuyen primero con sus espines paralelos hacia arriba, llenando todos los orbitales antes de comenzar el apareamiento con el spin opuesto. Es como sentarse en un autobús vacío, prefieres un asiento vacío antes de sentarte al lado de alguien.



Nota. Elaboración propia

La configuración electrónica lineal es:



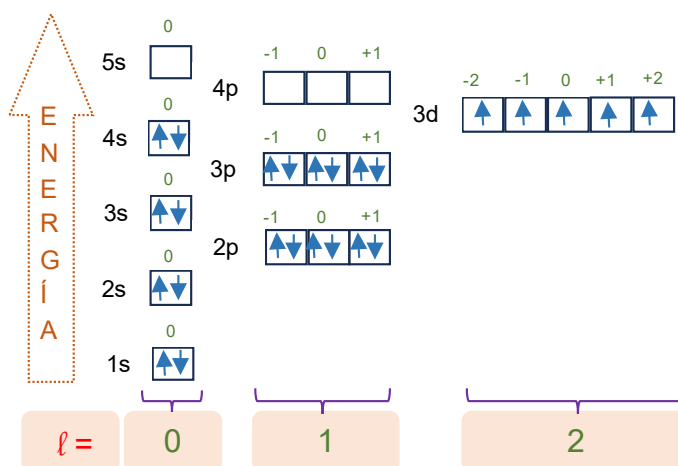
Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:



Ejemplo 4:

Escribimos la configuración electrónica del manganeso. Su **número atómico** es 25.

Gráfico:



Símbolo, manganeso: Mn (metal de transición)

Número atómico (Z)

Z=25 entonces

$$e^- = 25$$

Llenamos los 25 electrones en las casillas (orbitales) cumpliendo la regla de **Hund** y escribimos su configuración electrónica.

La configuración electrónica lineal es: $_{25}\text{Mn}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel: $_{25}\text{Mn}: [_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^5$

- Casos especiales en la configuración electrónica

Algunos metales de transición no siguen el orden convencional de configuración electrónica. Esto se debe a que los electrones en estos elementos pueden reorganizarse para alcanzar un estado más estable y de menor energía. En particular, ocurre debido a la pequeña diferencia de energía entre los orbitales "s" y "d" en estas regiones de la tabla periódica, lo que permite que los electrones se acomoden de manera no convencional. Por ejemplo, es más favorable energéticamente que un electrón del orbital 4s se mueva al orbital 3d parcialmente lleno o vacío para lograr una configuración más estable, este fenómeno se estudia y verifica experimentalmente a través de la espectroscopía atómica, una técnica que permite analizar los niveles de energía de los electrones dentro de un átomo.

Entre los ejemplos más conocidos de estas excepciones se encuentran: cromo, cobre, plata, oro, molibdeno, paladio y platino.

Ejemplo 5:

Escribimos la configuración electrónica del cromo. Su **número atómico** es 24.

Símbolo del cromo: Cr (metal de transición)

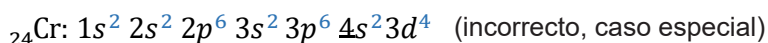
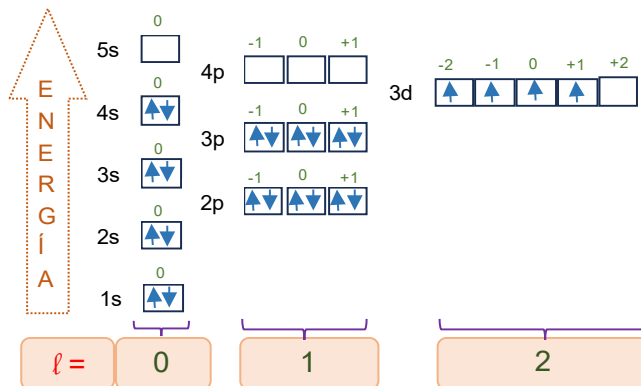
Número atómico (Z)

$Z=24$ entonces

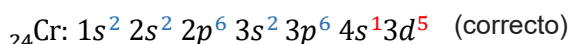
$$e^- = 24$$

Llenamos los 24 electrones en las casillas (orbitales) cumpliendo la regla de **Hund** y escribimos su configuración electrónica.

Gráfico:



Lo real por el método experimental el $4s^2$ cede un electrón al $3d^4$ así es más estable con menor energía:



La configuración electrónica simplificada o Kernel: ${}_{24}\text{Cr}: [{}_{18}\text{Ar}] 4s^1 3d^5$

Ejemplo 6:

El **silicio**, elemento más abundante de la corteza terrestre, tiene un número atómico igual a 14 ¿Cuáles son los números cuánticos de su **último electrón**?

Símbolo del silicio: Si (no metal)

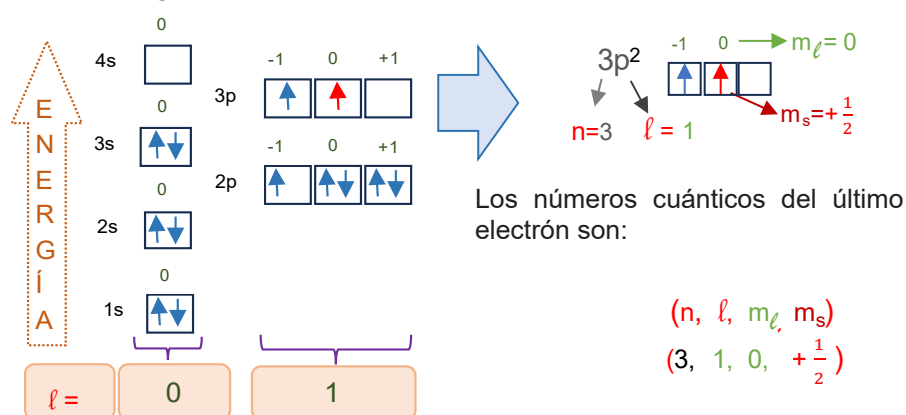
Número atómico (Z)

$Z=14$ entonces

$$e^- = 14$$

Respondemos observando el último electrón del gráfico.

Gráfico:

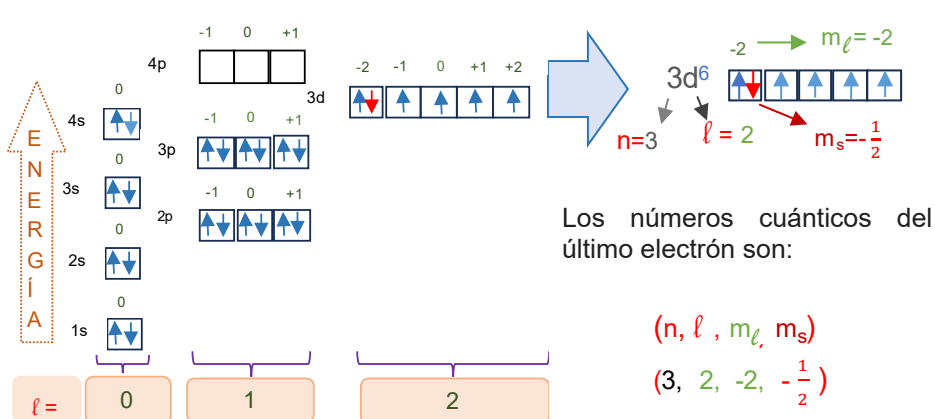
**Ejemplo 7:**

El **hierro**, con número atómico 26, es utilizado por el cuerpo para producir hemoglobina, la proteína en los glóbulos rojos que transporta oxígeno desde los pulmones a todo el cuerpo. ¿Cuáles son los números cuánticos de su **último electrón**?

Principio de exclusión de Pauli:

No es posible que dos electrones de un átomo tengan los mismos cuatro números cuánticos. Si dos electrones deben tener los mismos valores de n, l y m_l (es decir, están en el mismo orbital atómico), entonces deben tener distintos valores de m_s .

Gráfico:



Actividad

Completamos los gráficos llenando los orbitales con electrones y determinamos la configuración electrónica correspondiente.

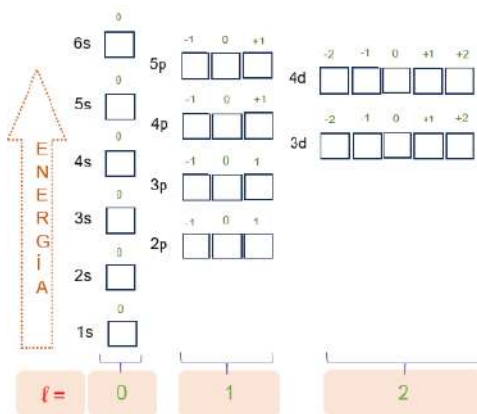
1. Símbolo del rubidio: Rb (metal)

Número atómico (Z)

Z=37 entonces
e⁻ =

Llenamos los **electrones** en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

Gráfico:



La configuración electrónica lineal es:

:

La configuración electrónica simplificada o Kernel:

: []

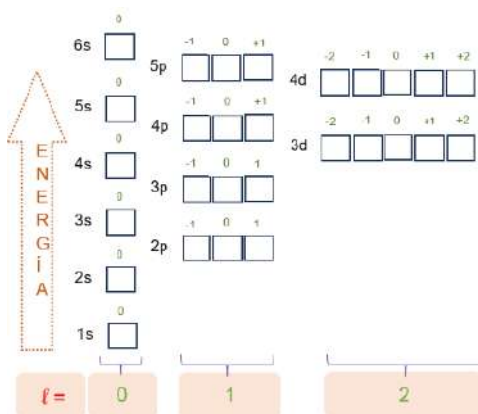
2. Símbolo del bromo: Br (no metal)

Número atómico (Z)

Z=35 entonces
e⁻ =

Llenamos los **electrones** en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

Gráfico:



La configuración electrónica lineal es:

:

La configuración electrónica simplificada o Kernel:

: []

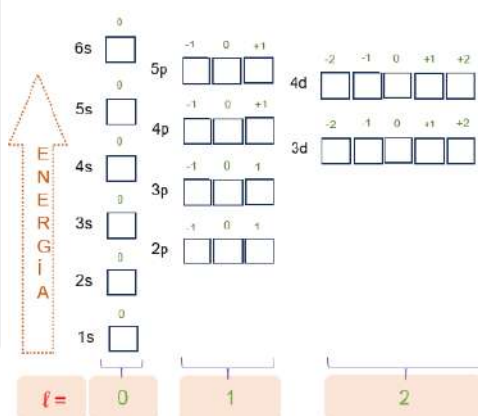
3. Símbolo del cobre: Cu (metal de transición)

Número atómico (Z)

Z=29 entonces
e⁻ =

Llenamos los **electrones** en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

Gráfico:



La configuración electrónica lineal **incorrecta** es:

:

La configuración electrónica lineal **correcta** es:

:

La configuración electrónica simplificada o Kernel:

: []

Actividad

Realizamos los siguientes ejercicios:

- El calcio es un componente esencial de los huesos y los dientes. ¿Cuáles son los números cuánticos de su **último electrón**? $Z = 20$
- El fósforo es crucial para la agricultura, ya que permite el crecimiento óptimo de las plantas al transportar la energía solar captada por la clorofila. Por esta razón, es un componente clave en muchos fertilizantes. ¿Cuáles son los números cuánticos de su **último electrón**? $Z = 15$.

Respuesta (4,0,0,-1/2)

Respuesta (3,1,1, +1/2)



VALORACIÓN

Algunas aplicaciones derivadas del principio de configuración electrónica.

El principio de exclusión de Pauli indica que cada electrón en un átomo posee un conjunto único de números cuánticos, lo que le confiere características especiales a las sustancias. Por ejemplo, el espín de los electrones más externos de un átomo determina propiedades físicas y químicas importantes. Una propiedad esencial, especialmente en medicina, es la capacidad de los materiales para ser atraídos por un campo magnético. Basado en esto, las sustancias pueden clasificarse en **diamagnéticas** y **paramagnéticas**.

- Una sustancia **diamagnética**, tiene sus electrones externos emparejados, es decir, sin electrones desapareados. Estas sustancias no son atraídas por campos magnéticos; por el contrario, son repelidas.
- Una sustancia **paramagnética**, es atraída por un campo magnético debido a la existencia de un electrón desapareado.

Esta propiedad de los electrones periféricos del átomo tiene diversas aplicaciones en el ámbito tecnológico como en los equipos de resonancia magnética nuclear.

La resonancia magnética nuclear (RMN) es un fenómeno físico que se basa en las propiedades cuánticas de los núcleos atómicos.

Imagen detallada de los tejidos y nervios del cerebro con el equipo (RMN).



Fuente: https://encrypted-tbn1.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcSm30Lf6kVPEKpJdr0bQZ6n0uQ4Za-BHhUlryz_SqI7n1VkrCyVL



PRODUCCIÓN

Modelado de la configuración electrónica usando materiales cotidianos

Materiales:

- Esferas pequeñas (pueden ser bolitas de papel o botones) para representar los electrones.
- Hojas de papel o cartón para crear los niveles de energía.
- Cinta adhesiva o pegamento.
- Una tabla periódica para elegir a los elementos.

Procedimiento:

1. Preparación de los niveles de energía:

Corta círculos de papel o cartón para representar los diferentes niveles de energía ($n = 1, 2, 3, 4, \dots$). El tamaño de los círculos puede variar, siendo más pequeños para los niveles internos y más grandes para los niveles externos.

2. Distribución de electrones:

Elige los elementos químicos y coloca las esferas (electrones) en los diferentes niveles y subniveles de energía según las reglas de configuración electrónica:

- Principio de construcción.
- Principio de exclusión de Pauli.
- Regla de Hund.

3. Visualización y análisis:

Observar, comparar y discutir.

PRÁCTICA

Ainicios del siglo XIX, los químicos estaban interesados en establecer criterios para organizar los 63 elementos químicos conocidos en aquel entonces y al mismo tiempo, anticipar posibles descubrimientos. Esto llevó al desarrollo de las primeras clasificaciones de los elementos, lo que eventualmente dio lugar a la tabla periódica que conocemos hoy, sin embargo la tabla periódica actual difiere significativamente de las primeras clasificaciones propuestas.

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

- ¿Cómo comprenden y aplican el concepto de clasificación en diferentes contextos?
- ¿Qué criterios emplearon al clasificar los objetos y por qué eligieron esos criterios?
- ¿Qué desafíos enfrentaron durante el proceso de clasificación?
- ¿Todos los objetos se ajustaron a los criterios que utilizaron para clasificarlos? Si no fue así, ¿cómo abordaron las excepciones?
- ¿Cómo se relaciona este ejercicio de clasificación con los principios utilizados para organizar la tabla periódica?

TEORÍA

[illegible]

1. Tabla periódica

En 1869, el científico ruso Dmitri Mendeléyev y en 1870, el alemán Lothar Meyer, de forma independiente, presentaron sus versiones de la tabla periódica que incluían 63 elementos.

La tabla periódica de esa época tenía las siguientes características:

- Los elementos estaban dispuestos en filas horizontales, donde la masa atómica aumentaba de izquierda a derecha.
- Los elementos en la misma columna vertical compartían propiedades similares, sin embargo para organizar los elementos correctamente, fue necesario modificar el orden de algunas masas atómicas, cambiar los valores conocidos en ese entonces de la masa atómica de ciertos elementos y dejar espacios para aquellos cuyas características se habían predicho, pero aún no se habían descubierto.

El científico británico Henry Moseley descubrió un método experimental para determinar el número atómico. Al conocer los números atómicos (Z) de los elementos, los ordenó de manera creciente y observó que todos ocupaban el lugar correcto de acuerdo con sus propiedades.

2. Ley Periódica

La organización de los elementos en la tabla periódica moderna no es aleatoria, sino que sigue el principio conocido como ley periódica, que establece lo siguiente:

“Las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian de manera regular cuando estos se ordenan de acuerdo con su número atómico creciente”.

Grupo

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B (8)	VIII B (9)	VIII B (10)	IB (11)	IIB (12)	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
	G R U P O																		
1																			
2																			
3																			
4																			
5																			
6																			
7																			
6																			
7																			

En 1869, el químico ruso Dmitri Mendeléyev publicó su primera tabla periódica, organizando los elementos según sus propiedades físicas, químicas y su valencia, basándose en sus pesos atómicos.



Fuente: https://encrypted-tbn2.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcTm5kmVpX1cx-4EEqcOUXm_4mjgWdC0omOQdCEjP-ggURuXALCU1v

Actualmente la tabla periódica cuenta con 118 elementos químicos de los cuales 28 han sido obtenidos en laboratorio.

La tabla periódica de los elementos se organiza en las siguientes categorías:

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B (8)	VIII B (9)	VIII B (10)	IB (11)	IIB (12)	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
NIVEL PERIODO																		

Periodos

Es el ordenamiento de los elementos en **filas**, tienen propiedades diferentes, indican los niveles de energía del **1 al 7**.

Grupo

Es el ordenamiento de elementos en **columnas** 18 en total divididos en **8 grupos A** y **8 grupos B**, tienen propiedades químicas semejantes.

No metales

Metal de transición

Metales

Metal alcalino

Metaloides

Metal alcalino térreos

Gas noble

Metal de transición interna

Clasificamos y ubicamos en la tabla periódica los siguientes elementos en las categorías correspondientes: metales, no metales, metaloides, gases nobles, metales de transición, metales alcalinos, metales alcalinotérreos y metales de transición interna. Los elementos a clasificar son: sodio, hierro, calcio, boro, fósforo, neón, plomo, magnesio y uranio.

3. Estructura electrónica

Al comparar la configuración electrónica de los elementos con su ubicación en la tabla periódica, observamos lo siguiente:

- Todos los elementos de un mismo nivel o período tienen el mismo número de niveles electrónicos, completos o no.
- Los elementos de un mismo grupo presentan la misma estructura electrónica en su nivel más externo, o capa de valencia.

La siguiente tabla muestra cómo se determina el **grupo** y el **nivel** de los elementos químicos utilizando la configuración electrónica.



Configuración electrónica	Grupo	Nivel
$n S^a$	a metal (representativo A)	n
$n S^a n p^b$	$a+b$ no metal (representativo A)	n
$n S^a (n-1) d^b$	$a+b$ metal de transición (no representativo B)	n
$n S^a (n-2) f^b$	$a+b$ metal de transición interna (no representativo B)	n

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Diagram illustrating the electron configuration blocks in the periodic table:

- nS** (Orange block, Groups 1-2)
- nS(n-1)d** (Yellow block, Groups 3-10)
- nSnP** (Purple block, Groups 13-18)
- nS(n-2)f** (Pink block, Groups 3-10, Periods 6-7)

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Diagram illustrating the trend of **ELECTRONEGATIVIDAD** (Electronegativity) in the periodic table:

- Increases from left to right (AUMENTA).
- Increases from bottom to top (AUMENTA).

Metales, son buenos conductores de calor y electricidad, tienden a perder electrones (oxidación) tienen poder reductor, dúctiles y maleables de elevados puntos de fusión, poseen brillo metálico.

No metales, son malos conductores de calor y electricidad, tienden a ganar electrones (reducción) tienen poder oxidante, no tienen brillo.

Metaloides o semi metales, varían sus propiedades como metales y no metales, según la temperatura y presión.

Electronegatividad (EN), mide la capacidad relativa de un átomo a atraer los electrones hacia sí mismo cuando está combinado químicamente con otro.

Radio atómico (RA), corresponde a la mitad de la distancia que hay entre los dos núcleos de dos átomos continuos.

Radio iónico, es la mitad de la distancia que hay entre los dos núcleos de átomos iónicos. Nos da a entender el tamaño o volumen del átomo.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Diagram illustrating the trend of **RADIO IÓNICO** (Ionic Radius) in the periodic table:

- Decreases from left to right (DISMINUYE).
- Decreases from top to bottom (DISMINUYE).

Relationship: $\text{RADIO CATIÓN (+)} < \text{RADIO NEUTRO} < \text{RADIO ANIÓN (-)}$

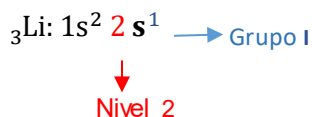
Diagram illustrating the measurement of **Radio atómico (RA)** (Atomic Radius) as half the distance (d) between two identical atoms.

Ejemplo 1:

Determinamos el período y el grupo al que pertenece el litio ($Z=3$) y clasificamos el elemento.

Solución:

Realizamos la configuración electrónica. $Z=3$
sus $e^- = 3$.

**Respuesta:**

El **litio** es un **metal alcalino**, que pertenece, **Grupo IA**, **nivel 2**.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Ejemplo 2:

Determinamos el período y el grupo al que pertenece el **azufre** ($Z=16$) y clasificamos el elemento.

Solución:

Realizamos la configuración electrónica. $Z=16$
sus $e^- = 16$.

**Respuesta:**

El **manganeso** es un **metal de transición** que pertenece, **Grupo VIIB**, **nivel 4**.

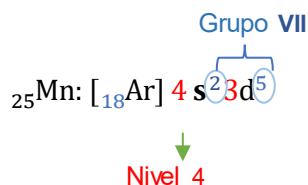
TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Ejemplo 3:

Determinamos el período y el grupo al que pertenece el **manganeso** ($Z=25$) y clasificamos el elemento.

Solución:

Realizamos la configuración electrónica. $Z=25$
sus $e^- = 25$

**Respuesta:**

El **manganeso** es un **metal de transición** que pertenece, **Grupo VIIB**, **nivel 4**.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Actividad

Determinamos el grupo y el período de los siguientes elementos y completamos la tabla periódica ubicándolos correctamente.

1. Calcio, número atómico 20.

Solución:

Realizamos la configuración electrónica.

$Z =$ sus $e^- =$

Respuesta:

El calcio es un, que pertenece, Grupo....., nivel.....

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B (8)	VIII B (9)	VIII B (10)	IB (11)	IIB (12)	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
NIVEL	G R U P O																	
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		
6																		
7																		

2. Cloro, número atómico 17.

Solución:

Realizamos la configuración electrónica.

$Z =$ sus $e^- =$

Respuesta:

El cloro es un, que pertenece, Grupo....., nivel.....

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B (8)	VIII B (9)	VIII B (10)	IB (11)	IIB (12)	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
NIVEL	G R U P O																	
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		
6																		
7																		

3. Vanadio, número atómico 23.

Solución:

Realizamos la configuración electrónica.

$Z =$ sus $e^- =$

Respuesta:

El vanadio es un, que pertenece, Grupo....., nivel.....

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B (8)	VIII B (9)	VIII B (10)	IB (11)	IIB (12)	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
NIVEL	G R U P O																	
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		
6																		
7																		

VALORACIÓN

Los minerales de exportación en Bolivia.

Los minerales son sólidos inorgánicos que se obtienen directamente de la naturaleza y cuentan con una estructura química específica. Se encuentran en diversos tipos de yacimientos, tanto subterráneos como superficiales.

Estos minerales se dividen en metálicos y no metálicos. Los metálicos incluyen metales preciosos como el oro y la plata, metales industriales no ferrosos como el cobre y el zinc y metales siderúrgicos como el hierro. Los no metálicos, como el petróleo, el ámbar y el carbón, no tienen una estructura cristalina definida.

Bolivia exporta zinc, estaño, oro, plata, antimonio, plomo, cobre, principalmente a India, Japón, China y Emiratos Árabes Unidos, según datos del Ministerio de Minería y Metalurgia.

El Boletín Sectorial de Minería del Instituto Nacional de Estadística (INE) informó que las exportaciones de minerales alcanzaron los \$us 356 millones en abril de 2024, reflejando un notable incremento.

Exportaciones mineras



Fuente: mineria.gob.bo

Zinc



Fuente: <https://lc.cx/nYISqI>

Estaño



Fuente: <https://lc.cx/sBKopu>

Oro



Fuente: <https://lc.cx/TH709C>

Plata



Fuente: <https://lc.cx/QGFYIE>

PRODUCCIÓN

Construyendo nuestra propia tabla periódica

Materiales:

1. **Tarjetas o fichas de colores pequeñas**, una por cada elemento químico.
2. **Marcadores**, para escribir en las fichas.
3. **Cartulina grande**, para montar las fichas y construir la tabla.
4. **Pegamento**, para fijar las fichas en la cartulina.
5. **Para referencia de la Tabla Periódica**, puedes imprimir una tabla periódica.

Pasos a seguir:

1. Preparar las fichas

- **Número de fichas**, necesitarás 118 fichas, una para cada elemento, el tamaño de cada ficha será a elección, según el tamaño de su la tabla periódica.
- **Color**, puedes asignar un color diferente para cada tipo de elemento (metales, no metales, metaloides, gases nobles, etc.).
- **Información en cada ficha**

	Número atómico	→ 20	→ 40 ←	Peso atómico
Símbolo	(Primera letra mayúscula, segunda letra minúscula) un solo tamaño para cada ficha.	Ca Calcio		Nombre del elemento (Un solo tipo de letra)

2. Diseño de la Tabla

- **División por grupos y periodos**, la tabla periódica está organizada en **grupos** (columnas) y **periodos** (filas).
- **Organización**, coloca las fichas en el orden correcto según la tabla periódica, empezando por el hidrógeno.
- **Fijar las fichas**, usa pegamento para fijar las fichas si estás usando cartulina.



ENLACES QUÍMICOS EN LOS COMPUESTOS DE LA NATURALEZA

PRÁCTICA

¿Sabías que toda la materia a tu alrededor, desde el agua que bebes hasta el aire que respiras, está unida por pequeñas conexiones invisibles llamadas enlaces químicos?, estos enlaces son los responsables de la estabilidad de las moléculas y las propiedades de las sustancias. Sin ellos, los átomos no se mantendrían unidos y la vida, tal como la conocemos, sería imposible. Desde los sólidos más duros hasta los gases más ligeros, los enlaces químicos juegan un papel fundamental en las reacciones y transformaciones que ocurren en el mundo natural.

¡Es fascinante cómo algo tan pequeño puede tener un impacto tan grande!

Vaso de agua

Fuente: <https://lc.cx/pavcHU>

Azúcar

Fuente: <https://lc.cx/Z38UZY>

Lata de aluminio

Fuente: <https://lc.cx/2XRMKS>

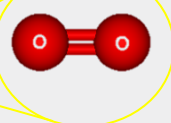
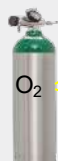
Actividad

Observamos las imágenes y respondemos las siguientes preguntas:

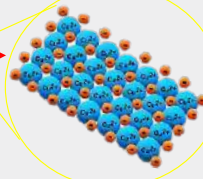
- ¿Qué tipos de enlaces se forman en el azúcar, el agua y el aluminio?
- ¿Qué mantiene unidos a los átomos?
- ¿Cómo se define el enlace químico?
- ¿Qué sucede a nivel atómico durante la formación de las moléculas y los compuestos?

TEORÍA

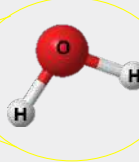
Garrafa de oxígeno



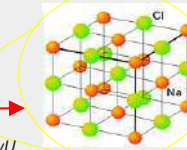
Barra de cobre



Botella de agua



Sal (Cloruro de sodio)

Fuente: <https://lc.cx/E9DvVwU>

1. Principios básicos de los enlaces químicos

1.1. Enlace químico

Los gases nobles son los únicos elementos que existen de forma aislada en la naturaleza, mientras que los demás elementos se encuentran conectados entre sí mediante enlaces químicos. Por ejemplo, el oxígeno forma moléculas de dos átomos, en el hierro hay trillones de átomos conectados, el agua está compuesta por moléculas de hidrógeno y oxígeno y la sal común por iones de sodio y cloro.

Un enlace químico es un conjunto de fuerzas que une a los átomos, iones y moléculas, permitiendo que formen estructuras estables.

Dado que los átomos están compuestos por núcleos (con carga positiva) y electrones (con carga negativa), es lógico pensar que los enlaces químicos resultan de un equilibrio entre las fuerzas de atracción y repulsión de estas cargas eléctricas, estas fuerzas se denominan fuerzas electrostáticas.

Para comprender cómo se forman los enlaces químicos, es necesario explorar conceptos como la teoría del octeto y la electronegatividad.

1.2. Teoría del octeto

Exceptuando el helio, que posee dos electrones, todos los gases nobles tienen ocho electrones en su capa más externa. Esta disposición electrónica corresponde a una configuración completa de su capa de valencia, lo que los hace altamente estables y poco reactivos. Esta estabilidad se explica a través de la regla del octeto, la cual establece que los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones para completar ocho electrones en su capa externa, sin embargo los gases nobles ya poseen esta configuración de forma natural, lo que significa que no necesitan formar enlaces químicos para alcanzar una mayor estabilidad. Por esta razón, los gases nobles (como el neón, argón, kriptón, xenón y radón) son conocidos como elementos "inertes".

Basándose en estos principios, en 1916, los científicos Gilbert Lewis de Estados Unidos y Walter Kossel de Alemania propusieron la teoría conocida como la Regla del Octeto:

Cuando se forma un enlace químico, los átomos pueden ganar o perder electrones, como en los enlaces iónicos, o compartir electrones con otros átomos, como en los enlaces covalentes. El objetivo de estos procesos es completar ocho electrones en su capa externa, alcanzando la configuración electrónica del gas noble más cercana en la tabla periódica.

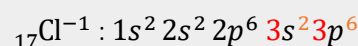
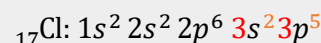
Tabla (1) de elementos representativos y sus electrones de valencia (correspondientes a su grupo)

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

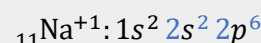
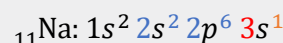
Fuente: Chang, R., & Goldsby, K. A. (2017, p. 369)

Los átomos pueden cumplir la **regla del octeto** de las siguientes maneras:

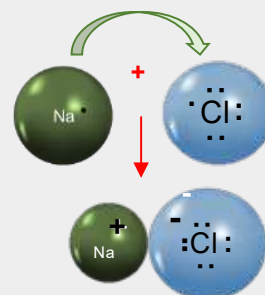
- **Ganando electrones**, por ejemplo, el cloro tiene **7 electrones de valencia**, así que tiende a ganar 1 electrón para tener 8 electrones (regla del octeto) y formar un ión negativo.



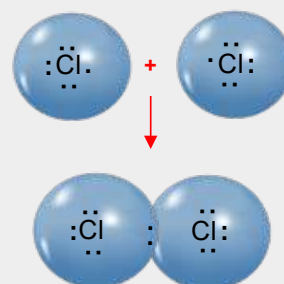
- **Perdiendo electrones**, por ejemplo, el sodio tiene **1 electrón** en su capa de valencia (nivel 3), por lo que tiende a perderlo y dejar completa su capa anterior con **8 electrones** (nivel 2) y formar un ión positivo.



El sodio como catión y el cloro como un anión, ambos iones se unen mediante un **enlace iónico**.



- **Compartiendo electrones**, por ejemplo, dos átomos de cloro se unen mediante un **enlace covalente**, intercambiando electrones entre sí para lograr una configuración de octeto.



1.3. Electronegatividad

La electronegatividad se refiere a la capacidad de un átomo para atraer electrones hacia sí mismo en un enlace químico.

Este concepto es clave para entender cómo los átomos comparten o transfieren electrones de valencia durante la formación de enlaces. Según este principio, los elementos se clasifican en electronegativos o electropositivos.

- Los elementos electronegativos son aquellos que tienden a captar electrones.
- Conocer la electronegatividad de los elementos es muy valioso, ya que permite prever el tipo de enlace que se formará entre ellos.

Tabla (2) de elementos con sus valores de electronegatividad (sin unidades)

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 2.1	He	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Li 1.0	Be 1.5	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
Na 0.9	Mg 1.2	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0
K 0.8	Ca 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6
Rb 0.8	Sr 1.0	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Cs 0.7	Ba 0.9						
Fr 0.7	Ra 0.9						

Diferencia de electronegatividad entre dos átomos (ΔEN)	Tipo de enlace
Igual o mayor a 1,8	Enlace iónico
Menor a 1,8	Enlace covalente

Ejemplo 1:

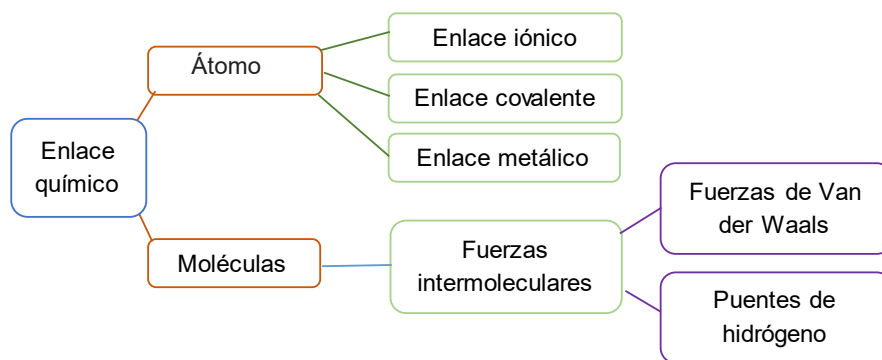
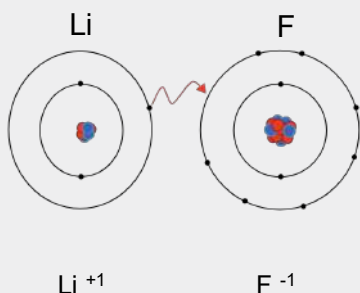
Utilizamos la tabla (2) de electronegatividad, se puede predecir el tipo de enlace presente en los compuestos cloruro de sodio (NaCl) y ácido clorhídrico (HCl).

Compuestos	Diferencia de electronegatividad entre dos átomos (ΔEN)	Tipo de enlace	Razón
NaCl	$(3,0 - 0,9) = 2,1$	Enlace iónico	2,1 mayor a 1,8
HCl	$(3,0 - 2,1) = 0,9$	Enlace covalente	0,9 menor a 1,8

Completamos el siguiente cuadro utilizando los valores de la tabla (2) de electronegatividad.

Compuestos	Diferencia de electronegatividad entre dos átomos (ΔEN)	Tipo de enlace	Razón
Li F			
H ₂			
Mg O			
K Br			
C O			
S O			

Actividad

Esquema de los enlaces químicos**Enlace iónico**

Sí, la electronegatividad es alta de un átomo como el flúor tiende a atraer electrones hacia sí mismo cuando forma un enlace químico con otro átomo como el caso del litio.

2. Enlace químico de átomos**2.1. Enlace iónico**

Un **ion** es una partícula que se forma cuando un átomo o un grupo de átomos gana o pierde electrones con el propósito de adquirir la configuración electrónica de un gas noble. Si un átomo gana electrones, adquiere una carga negativa, mientras que, si los pierde, adquiere una carga positiva. De este modo, existen dos tipos de iones:

- **Anión**, que es un ion con carga negativa.
- **Catión**, que es un ion con carga positiva.



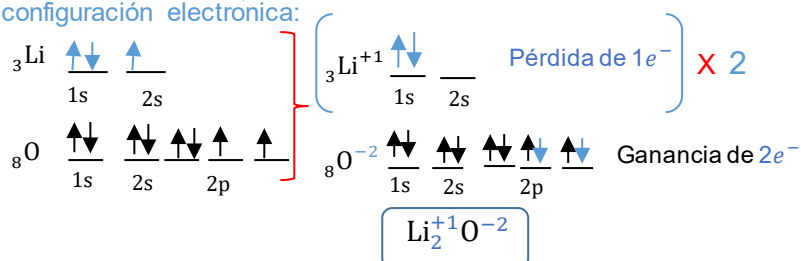
Cuando en una reacción química se combinan elementos con alta electronegatividad (es decir, con una marcada tendencia a atraer electrones) con elementos altamente electropositivos (que tienen una fuerte inclinación a ceder electrones), se forma un **enlace iónico**. En este proceso, se produce una **transferencia de electrones**, los compuestos resultantes de este tipo de enlace se denominan **compuestos iónicos**.

Ejemplo 2:

A continuación, analizamos la reacción entre el litio ($Z=3$) y el oxígeno ($Z=8$). Basándonos en sus configuraciones electrónicas y representaciones de Lewis, explicaremos cómo se forma el óxido de litio (Li_2O).

La reacción química: $4 \text{Li} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Li}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ (óxido de litio)

La configuración electrónica:



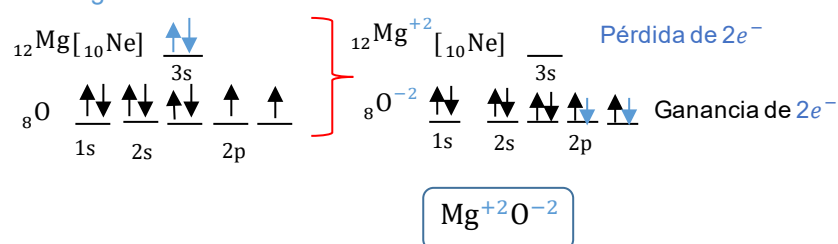
Representación de Lewis: $2\text{Li} \cdot + : \ddot{\text{O}} \cdot \longrightarrow 2\text{Li}^+ [: \ddot{\text{O}} :]^{2-}$

Ejemplo 3:

Analizamos la reacción entre el magnesio ($Z=12$) y el oxígeno ($Z=8$). Basándonos en sus configuraciones electrónicas y representaciones de Lewis, explicaremos cómo se forma el óxido de magnesio (MgO).

La reacción química: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MgO}$ (óxido de magnesio)

La configuración electrónica:



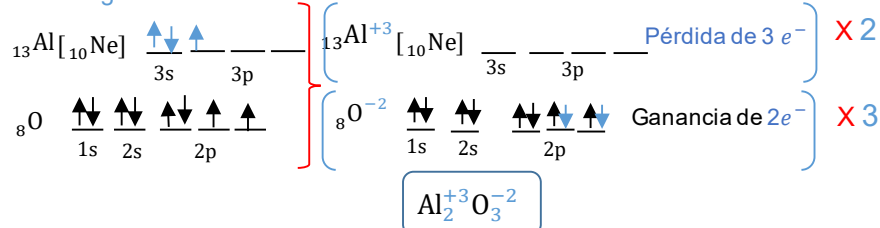
Representación de Lewis: $\text{Mg} : + : \ddot{\text{O}} \cdot \longrightarrow \text{Mg}^{2+} [: \ddot{\text{O}} :]^{2-}$

Ejemplo 4:

Analizamos la reacción entre el aluminio ($Z=13$) y el oxígeno ($Z=8$). Basándonos en sus configuraciones electrónicas y representaciones de Lewis, explicaremos cómo se forma el óxido de aluminio (Al_2O_3).

La reacción química: $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Al}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ (óxido de aluminio)

La configuración electrónica:



Representación de Lewis: $2 \cdot \text{Al} \cdot + 3 : \ddot{\text{O}} \cdot \longrightarrow 2 \text{Al}^{+3} 3 [: \ddot{\text{O}} :]^{2-}$

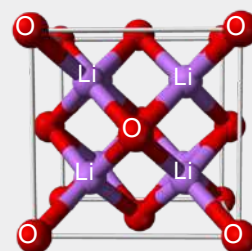
Óxido de litio



Fuente: reino-minerales.es

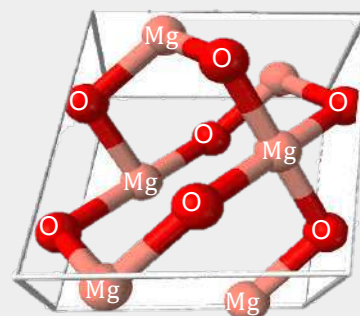
El óxido de litio se utiliza como fundente en esmaltes cerámicos.

La estructura cristalina es una característica distintiva de los compuestos iónicos.



Al representar gráficamente o estudiar estas estructuras, basta con mostrar una unidad representativa o celda unitaria, ya que esta se repite en todo el material.

Óxido de magnesio



Debido a su alta resistencia al calor, el óxido de magnesio se emplea en la fabricación de materiales refractarios, utilizados en hornos industriales.

Realizamos los siguientes ejercicios sobre enlaces iónicos, completamos la configuración electrónica y la representación de Lewis de cada uno.

Fuente: cristembo.com

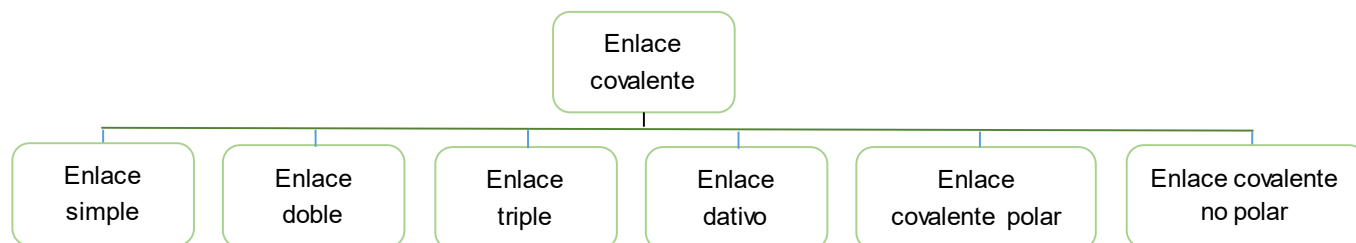
Fuente: blog.salroca.es

Debido a su contenido de flúor, el fluoruro de calcio puede utilizarse en productos dentales para prevenir la caries, fortaleciendo el esmalte dental.

Representación de Lewis:

2.2. Enlace covalente

Es un enlace químico donde dos átomos comparten pares de electrones para lograr una configuración electrónica estable. Este enlace ocurre cuando la diferencia de electronegatividad (ΔEN), entre los elementos (átomos) es cero o menor a 1,8.



Escritura de fórmulas de Lewis, regla del octeto

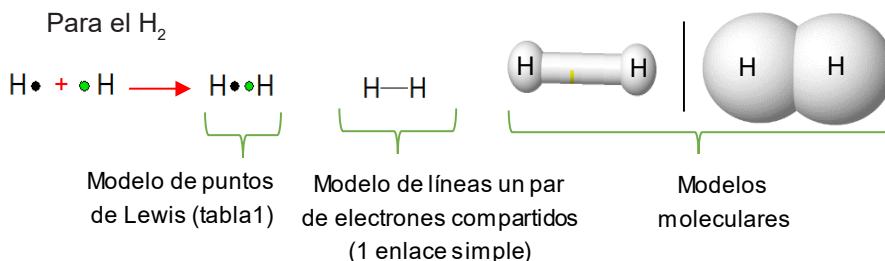
El primer gran avance fue la propuesta de Gilbert Lewis, quien sugirió que los átomos forman enlaces químicos compartiendo electrones. Lewis ejemplificó esto con la formación de un enlace en el hidrógeno.

– Enlace covalente simple

Un enlace covalente simple se forma cuando dos átomos comparten un par de electrones de su capa más externa, aportando cada uno un electrón para crear el enlace.

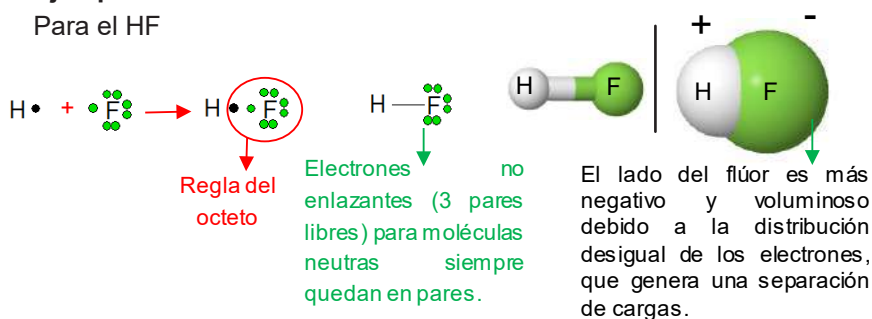
Ejemplo 1:

Para el H_2



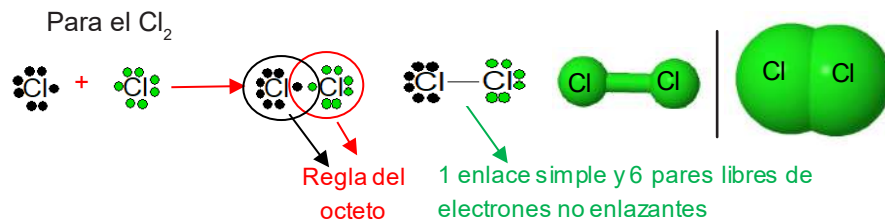
Ejemplo 2:

Para el HF



Ejemplo 3:

Para el Cl_2



¿Qué es la regla del octeto?

La regla del octeto establece que los átomos tienden a combinarse de tal manera que cada átomo en la molécula termina con ocho electrones en su capa de valencia (excepto el hidrógeno que solo forma un par), lo que les da una configuración estable, similar a los gases nobles.

Para dibujar una estructura de Lewis de una molécula, sigue estos pasos:

- Determinamos los electrones de valencia de cada elemento (tabla 1) ejemplo: $\cdot\text{F}\cdot$
- Para moléculas con más de dos átomos, se elige como átomo central al menos electronegativo, excepto el hidrógeno, que siempre va en los extremos.
- Dibuja un enlace sencillo (una línea) entre cada par de átomos, que representa un par de electrones compartidos.
- Los electrones restantes se colocan como pares no compartidos alrededor de los átomos, de modo que cada átomo cumpla la regla del octeto (excepto el hidrógeno, que se conforma con 2 electrones).

Realizamos las estructuras de Lewis, modelo de puntos y modelo de líneas incluyendo los pares de electrones no enlazantes para los siguientes compuestos: I_2 , Br_2 , HI y HBr .

Fórmula matemática, para calcular el número de enlaces covalentes en una molécula según el modelo de Lewis:

$$C = N - D$$

Donde:

N = Calculamos cuántos electrones necesita cada átomo para alcanzar una configuración estable, generalmente 8 electrones (excepto el hidrógeno que solo necesita 2 electrones).

D = Sumamos los electrones de valencia disponibles de cada átomo (tabla 1).

C = Número de electrones que deben compartirse en enlaces covalentes. Dividiendo este valor por 2, obtenes el número total de enlaces covalentes.

- Enlace covalente doble

Ambos átomos aportan dos electrones, formando así un enlace doble compuesto por cuatro electrones.

Ejemplo 1:

Para el O_2

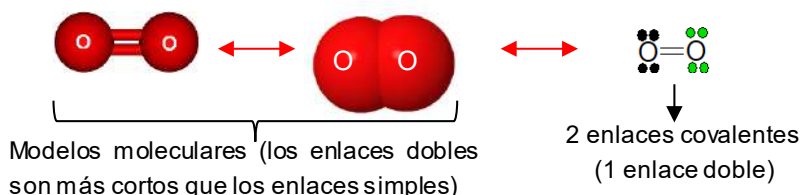
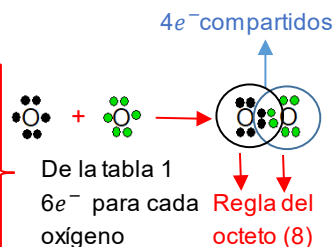
Calculamos el número de enlaces covalentes.

$N = 2 \times 8$ (de dos átomos de O) = $16 e^-$ necesita

$D = 2 \times 6$ (tabla 1, de dos átomos de O) = $12 e^-$ dispone

$C = N - D$ $C = 16 e^- - 12 e^- = 4 e^-$ compartidos

Dividimos entre dos tenemos 2 enlaces covalentes.



Ejemplo 2:

Para el CO_2

Calculamos el número de enlaces covalentes.

$N = 1 \times 8$ (de un átomo de C) + 2×8 (de dos átomos de O) = $24 e^-$ necesarios.

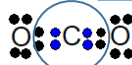
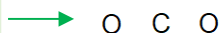
$D = 1 \times 4$ (tabla 1, de un átomo de C) + 2×6 (tabla 1, de dos átomos de O) = $16 e^-$ dispone.

$C = N - D$ $C = 24 e^- - 16 e^- = 8 e^-$ compartidos.

Dividimos entre dos, tenemos 4 enlaces covalentes.

Para moléculas con más de dos átomos, seleccionamos un esqueleto adecuado, donde el átomo central será generalmente el elemento menos electronegativo, a excepción del hidrógeno.

En el esqueleto de la estructura del CO_2 , el carbono actúa como el átomo central, ya que es menos electronegativo que el oxígeno.

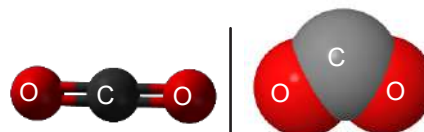
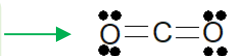


El átomo de carbono debe compartir un total de 8 electrones para enlazarse con los dos átomos de oxígeno, cumpliendo de esta manera la regla del octeto.

Los átomos de oxígeno también cumplen con la regla del octeto.



En el modelo de líneas se tiene 4 enlaces covalentes o dos enlaces dobles.



Modelos moleculares

Actividad

Realizamos las estructuras de Lewis, modelo de puntos y modelo de líneas incluyendo los pares de electrones no enlazantes para los siguientes compuestos: S_2 , SO , CS_2 y SiO_2 .

– Enlace covalente triple

Es un tipo de enlace químico en el que dos átomos comparten tres pares de electrones.

Ejemplo 1:

Para el O_2

Calculamos el número de enlaces covalentes.

$N = 2 \times 8$ (de dos átomos de N) $= 16 e^-$ necesita

$D = 2 \times 5$ (tabla 1, de dos átomos de N) $= 10 e^-$ dispone

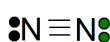
$C = N - D \rightarrow C = 16 e^- - 10 e^- = 6 e^-$ compartidos

Dividimos entre dos tenemos 3 enlaces covalentes.

Un átomo de nitrógeno debe compartir un total de 6 electrones para enlazarse.

Los dos átomos de nitrógeno cumplen con la regla del octeto.

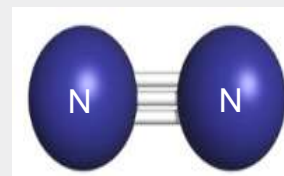
En el modelo de líneas se tiene 3 enlaces covalentes o 1 enlace triple.



El enlace triple es más fuerte y más corto que los enlaces covalentes simples y dobles.

El átomo de nitrógeno tiene cinco electrones en su capa más externa, por lo que le faltan tres electrones para completar su octeto y lograr una configuración más estable, similar a los gases nobles.

Modelos moleculares



Ejemplo 2:

Para el HCN

Calculamos el número de enlaces covalentes.

$N = 1 \times 2$ (de un átomo de H) $+ 1 \times 8$ (de un átomo de C) $+ 1 \times 8$ (de un átomo de N) $= 18 e^-$ necesarios

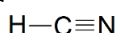
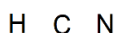
$D = 1 \times 1$ (tabla 1, de un átomo de H) $+ 1 \times 4$ (tabla 1, de un átomo de C) $+ 1 \times 5$ (tabla 1, de un átomo de N) $= 10 e^-$ dispone.

$C = N - D \rightarrow C = 18 e^- - 10 e^- = 8 e^-$ compartidos.

Dividimos entre dos, tenemos 4 enlaces covalentes.

En el esqueleto de la estructura del HCN el carbono actúa como el átomo central, ya que es menos electronegativo que el nitrógeno y el hidrógeno va a los extremos.

En el modelo de líneas se tiene 4 enlaces covalentes o un enlace simple y un enlace triple.



Comparte 8 electrones, cumpliendo así la regla del octeto.



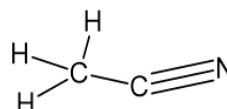
Modelo molecular

El ácido cianhídrico se utiliza en la fabricación de polímeros como el nailon y otros plásticos. Es muy tóxico se debe manejar con cuidado.



Fuente: shutterstock.com

Calculamos los electrones necesarios, disponibles y compartidos para cada molécula. Utilizamos el modelo de puntos de Lewis, demostramos la formación de los enlaces covalentes en los siguientes compuestos: etino y acetonitrilo.



Enlace covalente dativo

Es un enlace coordinado, un tipo de enlace covalente en el que ambos electrones compartidos en el enlace provienen de un solo átomo. En este tipo de enlace, un átomo actúa como donador de un par de electrones libres, mientras que el otro átomo actúa como receptor, sin aportar electrones al enlace. Una vez formado, el enlace dativo se comporta de manera similar a un enlace covalente regular.

En un enlace dativo, un átomo cede ambos electrones necesarios para formar el enlace, compartiéndolos con otro átomo que los requiere.



Ejemplo 1:

Para el H_2SO_4

Calculamos el número de enlaces covalentes.

$N = 2 \times 2$ (de dos átomos de H) + 1×8 (de un átomo de S) + 4×8 (de cuatro átomos de O) = $44 e^-$ necesarios.

$D = 2 \times 1$ (tabla 1, de dos átomos de H) + 1×6 (tabla 1, de un átomo de S) + 4×6 (tabla 1, de cuatro átomos de O) = $32 e^-$ dispone.

$C = N - D \Rightarrow C = 44 e^- - 32 e^- = 12 e^-$ compartidos.

Dividimos entre dos, tenemos 6 enlaces covalentes.

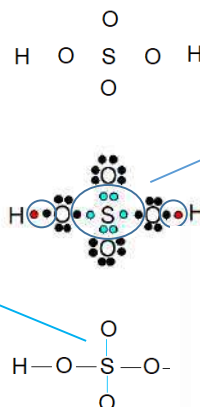
El ácido sulfúrico es un componente esencial de las baterías de plomo-ácido, que se utilizan en automóviles.



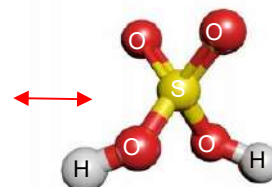
Fuente: asegurame123.com

En el esqueleto de la estructura del H_2SO_4 el azufre actúa como el átomo central, ya que es menos electronegativo que el oxígeno y los hidrógenos van a los extremos.

Los electrones entre el azufre y los oxígenos superior e inferior pertenecen solo al azufre, formando dos enlaces covalentes dativos.



En total 12 electrones compartidos, el átomo de azufre cumple con la regla del octeto.



Ejemplo 2:

Para el HNO_3

Calculamos el número de enlaces covalentes.

$N = 1 \times 2$ (de dos átomos de H) + 1×8 (de un átomo de N) + 3×8 (de cuatro átomos de O) = $34 e^-$ necesarios.

$D = 1 \times 1$ (tabla 1, de un átomo de H) + 1×5 (tabla 1, de un átomo de N) + 3×6 (tabla 1, de cuatro átomos de O) = $24 e^-$ dispone.

$C = N - D \Rightarrow C = 34 e^- - 24 e^- = 10 e^-$ compartidos.

Dividimos entre dos, tenemos 5 enlaces covalentes.

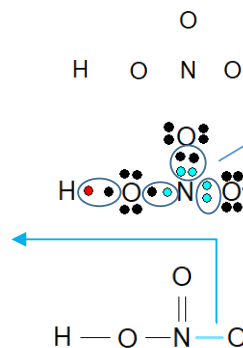
La mayor parte del ácido nítrico se utiliza para fabricar fertilizantes, en particular nitrato de amonio, que es uno de los fertilizantes más comunes y eficaces debido a su alto contenido de nitrógeno.



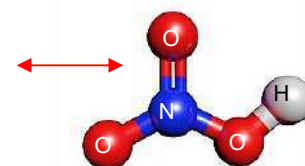
Fuente: anapobolivia.org

En el esqueleto de la estructura del HNO_3 el nitrógeno actúa como el átomo central, ya que es menos electronegativo que el oxígeno y el hidrógeno va al extremo.

Los electrones entre el nitrógeno y el oxígeno de lado derecho, pertenece solo al nitrógeno, formando un enlace covalente dativo.



En total 10 electrones compartidos, el átomo de nitrógeno cumple con la regla del octeto.



Actividad

Realizamos las estructuras de Lewis, modelo de puntos y modelo de líneas incluyendo los pares de electrones no enlazantes para los siguientes compuestos: N_2O , SO_3 .

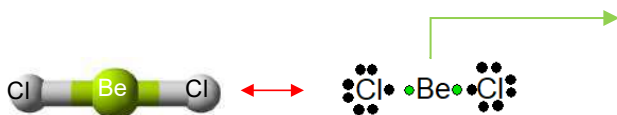
- Limitaciones de la regla del octeto

Recuerde que los elementos representativos adquieren la configuración electrónica de gas noble en casi todos sus compuestos; sin embargo, cuando la regla del octeto no se cumple, la relación $C=N-D$ deja de ser válida y debe modificarse.

Se tienen los siguientes casos generales:

Ejemplo 1:

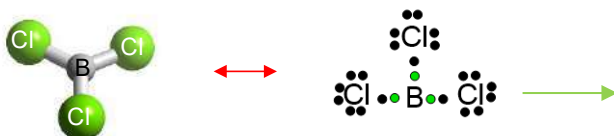
Para el $BeCl_2$



El berilio, con solo 2 electrones de valencia, no puede formar un octeto, puede formar 2 enlaces covalentes.

Ejemplo 2:

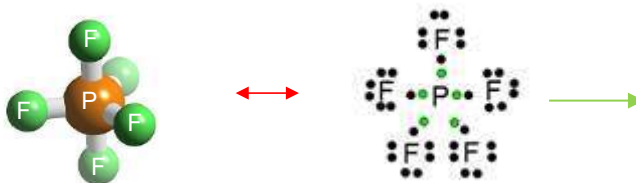
Para el BCl_3



El boro, con solo 3 electrones de valencia, no puede formar un octeto, puede formar 3 enlaces covalentes.

Ejemplo 3:

Para el PF_5



En este caso el fósforo comparte más de 8 electrones para ocupar todos sus electrones disponibles.

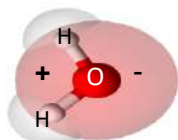
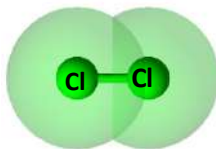
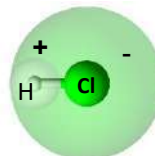
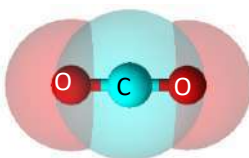
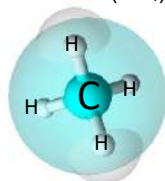
3. Enlace covalente polar y no polar

Una molécula puede ser polar o no, dependiendo de su geometría y no de su tipo de enlace por presentar polaridad.

Moléculas polares	Moléculas no polares
El enlace covalente polar es un tipo de enlace donde los electrones compartidos entre átomos se distribuyen de forma desigual debido a la diferencia de electronegatividad, lo que provoca una separación parcial de cargas, con un extremo del enlace cargado negativamente y el otro positivamente.	El enlace covalente no polar es un enlace en el que los electrones son compartidos de manera uniforme entre dos átomos debido a la igualdad o similitud en sus electronegatividades, lo que significa que no se generan cargas parciales en el enlace.
- El átomo con mayor electronegatividad atrae los electrones hacia sí mismo con más fuerza (-). - Las moléculas polares tienden a disolverse mejor en solventes polares, como el agua. - Las sustancias con enlaces covalentes polares suelen tener puntos de ebullición y fusión altos. Ácido fluorhídrico HF	- Los átomos que forman el enlace tienen electronegatividades casi iguales. - Las sustancias no polares tienden a ser insolubles en solventes polares (como el agua) pero se disuelven bien en solventes no polares (como aceites). - Las sustancias con enlaces covalentes polares suelen tener puntos de ebullición y fusión bajos. Nitrógeno gaseoso N_2

Actividad

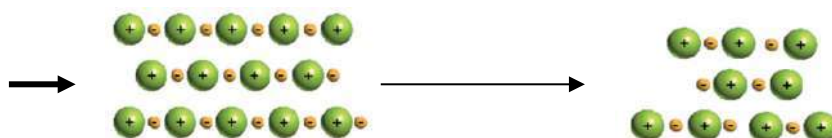
Determinamos cuáles de las siguientes moléculas que presentan enlaces covalentes polares o no polares, considerando su geometría molecular.

Agua (H_2O)

Hidrógeno gaseoso (H_2)

Ácido clorhídrico (HCl)

Dióxido de carbono (CO_2)

Metano (CH_4)


4. Enlace metálico

Es un tipo de enlace químico que se forma entre átomos de metales. En este tipo de enlace, los átomos metálicos comparten una "nube" de electrones deslocalizados que no están asociados a ningún átomo en particular, sino que se mueven libremente a lo largo del metal.

La mayoría de los metales son maleables, lo que permite formar hojas delgadas y alambres al martillarlos. Esto se debe a que sus átomos pueden deslizarse entre sí. En cambio, los sólidos iónicos y los cristales covalentes son frágiles y se fracturan fácilmente.



Presión

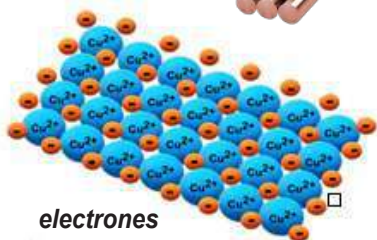
El metal cambia de forma, pero no se rompe.

Tabla de características de los enlaces.

Características	Enlace covalente	Enlace iónico	Enlace metálico
Estados físicos	Gases, líquidos y sólidos blandos	Sólidos cristalinos	Sólidos
Punto de Ebullición y fusión	Bajos (excepto en redes covalentes)	Altos	Generalmente Altos
Conductividad eléctrica	No conducen	Conducen en soluciones	Conducen
Solubilidad	Solubles en solventes polares y no polares	Solubles en solventes polares	Insolubles

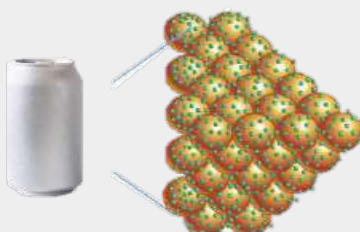
Enlace metálico

Barra de cobre



electrones

Fuente: anapobolivia.org

Enlace metálico


Lata de aluminio con su nube de electrones, cambia de forma, pero no se rompe al aplicar una fuerza.



VALORACIÓN

Estabilidad de los gases nobles

- Los gases nobles, también conocidos como gases inertes, se utilizan en diversas aplicaciones cuando se desea evitar la ocurrencia de reacciones químicas debido a su baja reactividad. Un ejemplo destacado es su uso en el buceo a grandes profundidades, en condiciones normales, el nitrógeno presente en las mezclas de aire utilizadas para la respiración puede disolverse en los tejidos del cuerpo y, a profundidades elevadas, causar un fenómeno conocido como narcosis por nitrógeno, que provoca desorientación, somnolencia e incluso pérdida de juicio. Para prevenir estos efectos, se sustituye, el nitrógeno por helio, un gas noble que, debido a su naturaleza inerte, no genera estos síntomas, permitiendo al buceador descender con mayor seguridad a profundidades extremas.
- El helio es ampliamente utilizado en dirigibles y globos debido a sus propiedades únicas que lo hacen mucho más seguro en comparación con el hidrógeno. A diferencia de este último, el helio es un gas inerte, lo que significa que no reacciona fácilmente con otros elementos ni compuestos. Esta característica es crucial, ya que elimina el riesgo de explosión al entrar en contacto con fuentes de calor, chispas o llamas, haciendo su uso considerablemente más seguro en aplicaciones aeronáuticas.
- Los tubos de iluminación contienen gases nobles como neón o argón, que no reaccionan con los filamentos calientes. Si los filamentos estuvieran en contacto con el aire, se quemarían rápidamente debido al oxígeno.



Fuente: indumaterial.com



Fuente: curiosfera-historia.com



Fuente: ecured.cu

PRODUCCIÓN

Determinación de la polaridad de compuestos covalentes

Materiales:

- Vasos transparentes (2)
- Cuchara o varilla agitadora, gotero (2)
- Aceite vegetal (100 mL)
- Agua, alcohol (20 mL)
- Acetona (quita esmalte de uñas) (1 mL)
- Azúcar (10 g)
- Vinagre (20 mL).

Procedimiento:

1. Preparación de los disolventes.

Llena un vaso con 25 mL de agua y el otro vaso con 25 mL de aceite vegetal, para cada prueba.

2. Solubilidad en Agua (compuesto polar) y aceite vegetal (compuesto no polar).

- Azúcar, añade una pequeña cantidad de azúcar al agua y otra al aceite, luego agita. ¿Notas si se disuelve con facilidad en ambos líquidos o presenta dificultades?
- Alcohol. añade unas gotas de alcohol al agua y otra al aceite, luego agita. ¿Notas si se disuelve con facilidad en ambos líquidos o presenta dificultades?
- Vinagre, añade unas gotas de vinagre al agua y otra al aceite, luego agita. ¿Notas si se disuelve con facilidad en ambos líquidos o presenta dificultades?
- Acetona, añade unas gotas de acetona al agua y otra al aceite, luego agita. ¿Notas si se disuelve con facilidad en ambos líquidos o presenta dificultades?

Clasificamos las sustancias polares y no polares.

aceite →

agua →



Fuente: <https://lc.cx/4YO8qp>

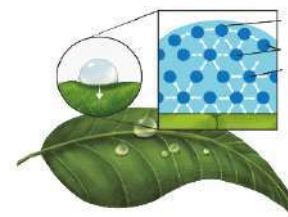
ESTRUCTURA MOLECULAR Y ENLACES QUÍMICOS EN LOS SISTEMAS NATURALES

PRÁCTICA

Imagina que sostienes una pequeña gota de agua en una hoja. Una vista simple, parece algo común, pero esa pequeña gota esconde uno de los fenómenos más fascinantes de la naturaleza: la tensión superficial.

La respuesta radica en las fuerzas invisibles que actúan en la superficie del agua, a nivel molecular, el agua es única debido a los enlaces de hidrógeno que mantienen unidas sus moléculas. En la superficie, estas moléculas se aferran con más fuerza entre sí, creando una especie de "piel" elástica que permite que objetos ligeros floten.

Moléculas internas son atraídas en todas las direcciones.



Fuente: <https://lc.cx/QswQgR>

Actividad

Demostramos la existencia de la tensión superficial del agua a través del siguiente experimento:

Llene un vaso con agua y coloque cuidadosamente una aguja sobre la superficie utilizando un pequeño trozo de papel poroso (como papel de diario). En pocos segundos, el papel se empapará y se hundirá, pero la aguja flotará. La tensión superficial es suficiente para mantenerla en la superficie. Se puede notar cómo el agua se curva ligeramente alrededor de la aguja.

Respondemos las siguientes preguntas:

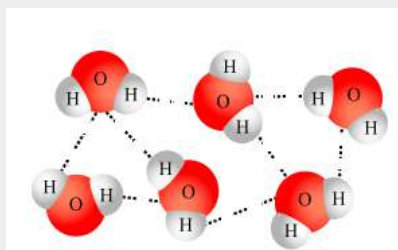
- ¿Qué es la tensión superficial y cómo se manifiesta en el agua?
- ¿Por qué la aguja, puede flotar en la superficie del agua?
- Explicamos el rol del papel poroso en este experimento. ¿Por qué es necesario utilizarlo para colocar la aguja en el agua?
- ¿Qué importancia tiene la tensión superficial en fenómenos cotidianos o naturales? Da al menos un ejemplo.



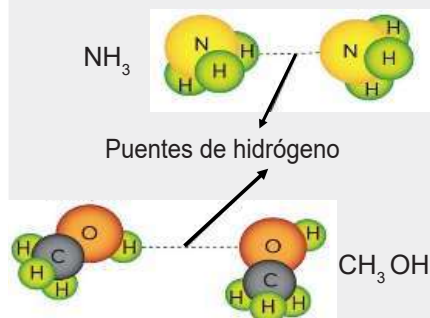
Fuente: <https://lc.cx/jcLfT>

TEORÍA

Puente de hidrógeno del agua (H₂O)



Puente de hidrógeno del amoníaco (NH₃) y el metanol (CH₃OH)



1. Fuerzas intermoleculares

Los enlaces covalentes pueden verse como fuerzas intermoleculares, ya que unen los átomos y dan lugar a compuestos con características específicas, además, existen fuerzas de atracción más débiles (puentes de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals) que se presentan entre átomos neutros y moléculas. Estas débiles fuerzas intermoleculares son las que contribuyen a ciertas propiedades físicas de los compuestos moleculares, como la cohesión, tensión superficial, punto de ebullición, etc.

1.1. Puentes de hidrógeno

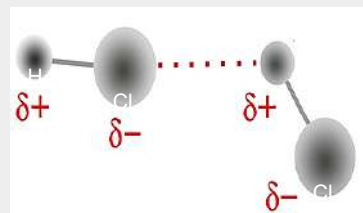
Entre las diversas interacciones moleculares, el puente de hidrógeno destaca por su singularidad y gran importancia. Esta interacción se produce cuando un átomo de hidrógeno está unido a un átomo con alta electronegatividad, como el oxígeno, nitrógeno o flúor. Además, es necesario que la molécula adyacente posea un par de electrones no compartidos. El núcleo de hidrógeno, que consiste en un protón, es atraído por este par de electrones y se mueve entre los dos átomos. Este movimiento oscilante del protón es lo que se denomina puente de hidrógeno.

1.2. Fuerzas de Van der Waals

Las fuerzas de Van der Waals son interacciones débiles, permiten que moléculas eléctricamente neutras se mantengan unidas. No obstante, en ciertos momentos, estas moléculas experimentan lo que se conoce como un dipolo inducido, donde adquieren temporalmente una carga parcialmente positiva en un extremo y una carga parcialmente negativa en el otro. Este fenómeno genera una atracción electrostática entre el polo positivo de una molécula y el polo negativo de otra, permitiendo que se atraigan mutuamente.

Ejemplo.

Ácido clorhídrico $H^+ Cl^-$



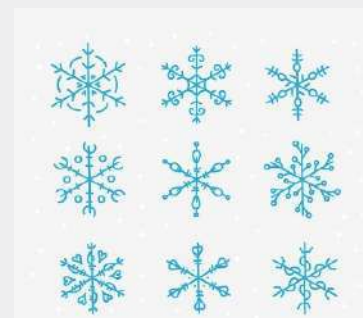
Características físicas y químicas del agua

El agua que forma puentes de hidrógeno, es la única sustancia que existe en tres estados físicos: líquido, sólido (hielo, nieve) y gas (vapor). Es incolora, inodora e insípida; hierve a 100 °C y se congela a 0 °C a nivel del mar. Además, su calor específico es de 1 caloría por grado por gramo, lo que significa que un gramo de agua aumenta su temperatura en un grado centígrado.

El agua puede pasar de estado de vapor a estado sólido directamente formando, copos de nieve, son diminutos cristales que se forman en la atmósfera superior, sobre la superficie de partículas de polvo o hielo.

El agua es fundamental por varias razones es el sustento de la vida. Es esencial para todos los organismos vivos, constituye una gran parte de las células y es vital para procesos biológicos.

Copos de nieve



Fuente: https://img.freepik.com/vector-gratis/coleccion-copos-nieve-azules_23-2147580973.jpg



Exposición sobre la concientización del agua

Estructura de la exposición:

1. Introducción

- Presenta el problema.
- Cita ejemplos cercanos.

2. Presentación informativa

Acompaña la presentación con diapositivas o imágenes para que sea más visual y comprensible:

- Estadísticas impactantes, muestra algunas cifras sobre el consumo de agua diario de las personas.
- Consecuencias de no cuidar el agua, explica cómo la falta de agua afecta la agricultura, la salud y la economía.

3. Interacción, ¿cómo podemos ahorrar agua?

- Deja que tus compañeros compartan sus ideas, anota en la pizarra.
- Explica soluciones sencillas.

4. Actividad práctica, calcula tu huella hídrica.

La huella hídrica es la cantidad de agua que usamos directa e indirectamente en nuestro día a día. Reflexiona con tus compañeros sobre cómo muchas de nuestras decisiones cotidianas, impactan en el uso del agua.

5. Cierre motivador, un reto para cambiar.

- Invita a tus compañeros a participar en un reto de ahorro de agua y compartir sus resultados al final.
- Terminamos con una frase motivadora.



Fuente: <https://lasvillas.com.mx/wp-content/uploads/2019/08/1-5-1024x576.jpg>

REACCIONES QUÍMICAS EN PROCESOS PRODUCTIVOS

PRÁCTICA

La química estudia la materia y sus transformaciones. Gracias a este conocimiento, no solo entendemos mejor cómo funciona nuestro cuerpo y el mundo que nos rodea, sino que también podemos crear materiales innovadores como fibras ópticas, plásticos, combustibles, cristales líquidos y conductores eléctricos.

La materia, en cualquier forma, experimenta cambios constantes: el cuerpo envejece, los metales se oxidan, las hojas cambian de color en otoño, los vegetales crecen aprovechando los nutrientes del suelo y la luz solar y la materia orgánica se descompone. Estos procesos son solo algunos ejemplos de los cambios que ocurren en la materia.



Fuente: <https://lc.cx/Yqxonk>



Fuente: <https://lc.cx/dasiFM>

Actividad

Observamos las imágenes presentadas, que están relacionadas con reacciones químicas y respondemos las preguntas:

- Al disolver una pastilla efervescente en agua, ¿qué gas se libera durante esta reacción?
- ¿Cuál es la principal materia prima utilizada en la industria del plástico y qué procesos químicos son relevantes en su producción?
- Al encender un fósforo, ¿qué tipo de reacción química tiene lugar?
- ¿Por qué los metales pueden cambiar de color al ser expuestos a diferentes condiciones? Explicamos el fenómeno desde un punto de vista químico.

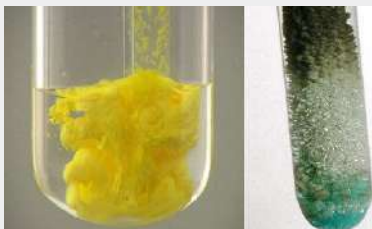
TEORÍA

Los cambios físicos se refieren únicamente a alteraciones en la forma o el estado de la materia. Un ejemplo de esto es el derretimiento del hielo.



Fuente: <https://lc.cx/jPSc-B>

Se presenta una reacción química que ocurre al mezclar nitrato de plomo con yoduro de potasio. Este cambio es de naturaleza interna.



Fuente: <https://lc.cx/bONUbC>

1. Las reacciones químicas

La química es una ciencia que se dedica al estudio de las propiedades de la materia y a los cambios físicos o químicos que experimenta, así como a la transformación de diferentes tipos de energía.

Cuando ocurre un cambio físico en la materia, la naturaleza de las sustancias no se altera, ya sean elementos o compuestos; no se generan sustancias nuevas, sino que simplemente cambia la forma o el estado de agregación de las mismas. Ejemplos de estas transformaciones incluyen los cambios de estado (sólido, líquido, gas), que se producen con la intervención de la energía térmica y han sido ampliamente estudiados en cursos anteriores de ciencias naturales.

En contraste, un cambio químico implica que una o más sustancias se transforman en otras que tienen propiedades diferentes de las iniciales. A estos cambios se les conoce como reacciones químicas, que consisten en la combinación de elementos o compuestos para formar nuevas sustancias o en la descomposición de compuestos en sus elementos u otras sustancias.

Este proceso implica la ruptura de algunos enlaces entre átomos y la formación de otros, lo que significa que las reacciones químicas están directamente relacionadas con los enlaces químicos, durante una reacción química, las moléculas iniciales, conocidas como reactivos, experimentan un reordenamiento de sus átomos, esto ocurre mediante la ruptura de los enlaces existentes y la formación de nuevos enlaces para dar lugar a las moléculas producto.

Este cambio en los enlaces químicos está guiado por factores como la energía involucrada en la reacción. Por ejemplo, la ruptura de un enlace requiere la absorción de energía, mientras que la formación de un nuevo enlace libera energía.

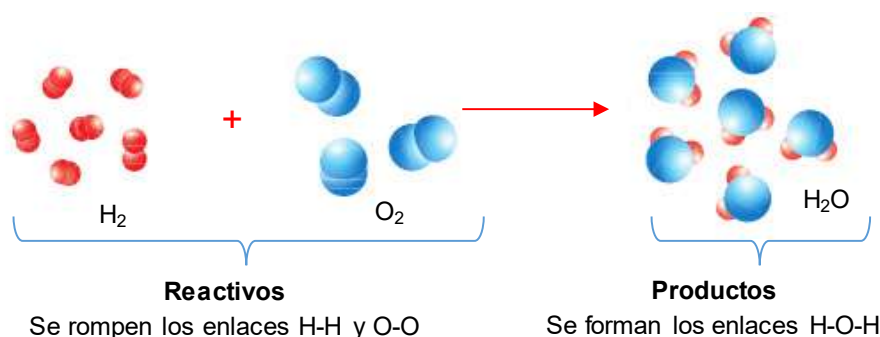
Las reacciones químicas son cambios que ocurren cuando se combinan elementos o compuestos para formar nuevas sustancias, o cuando los compuestos se descomponen en sus elementos. Estas reacciones implican la ruptura y formación de enlaces entre átomos y están relacionadas con los electrones en el nivel energético más alto de los átomos.

Para evidenciar una reacción química, es necesario observar cambios experimentales, ya que no todas las mezclas de sustancias generan reacciones. Algunas señales de que ha ocurrido una reacción incluyen:

- Un cambio de color.
- La formación de un sólido o precipitado en una disolución.
- La liberación de gas, que se manifiesta como burbujeo en la disolución.
- Un cambio en la temperatura del recipiente, que indica desprendimiento o absorción de calor.

En algunas reacciones químicas, es posible que no se presenten los signos habituales. En tales situaciones, es fundamental realizar un análisis químico de la mezcla para determinar si se han formado nuevas sustancias.

2. Esquema de una ecuación química

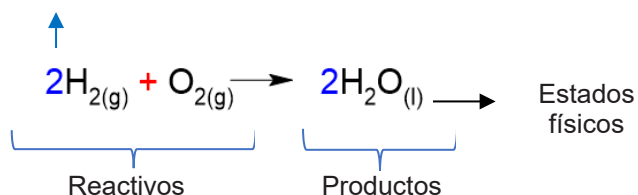


2.1. Representación de las reacciones químicas

Las reacciones químicas se expresan mediante ecuaciones químicas, las cuales relacionan las cantidades relativas de los reactantes o reactivos, es decir, las sustancias que participan en la reacción, con los productos, que son las sustancias resultantes. Tanto los elementos como los compuestos involucrados en la reacción se representan utilizando sus símbolos y fórmulas químicas correspondientes, indicando además el estado físico de cada reactante y producto: sólido (s), líquido (l) o gaseoso (g). En el caso de las sustancias disueltas en agua, se utiliza la abreviatura "ac" (acuoso).

- Analizamos la siguiente reacción de formación del agua:

Coeficiente Estequiométrico



Es recomendable indicar en la ecuación química el estado físico de los reactivos y productos, así como las condiciones de temperatura, presión y volumen cuando sea posible.

Símbolos usados comúnmente en ecuaciones químicas.

Símbolo	Significado
+	Añadido (Se coloca entre las sustancias).
→	Reacción en un sentido.
↔	Reacción en doble sentido.
(s)	Estado sólido.
(l)	Estado líquido.
(g)	Estado gaseoso.
(ac)	Solución acuosa (disuelta en agua).
Δ	Símbolo de calor.
↓	Sólido que se precipita.
↑	Gas que se desprende.

El agua nuestro tesoro más precioso.



Fuente: <https://lc.cx/eN8I4N>

Sí, podemos fabricar agua, pero...

Para formar H₂O, es necesario separar los átomos de oxígeno y unirlos al hidrógeno. Aunque este proceso es posible utilizando una fuente de energía, como el calor, no es viable a gran escala, ya que requiere mucha energía, es costoso y puede provocar grandes explosiones.

Igualaciones de reacciones por el método de tanteo o de ensayo y error

El método por tanteo es un procedimiento para balancear ecuaciones químicas, donde se iguala el número de átomos de reactivos y productos mediante la colocación de coeficientes. Este proceso cumple con la ley de conservación de la materia. Los pasos para balancear una ecuación por tanteo son:

1. Verificar que la ecuación esté correctamente escrita.
2. Hacer un balance inicial de átomos en ambos lados de la ecuación.
3. Ajustar primero los metales, luego los no metales, seguido por el hidrógeno y finalmente, el oxígeno.
4. Colocar los coeficientes en el lado izquierdo de la fórmula, buscando las mínimas cantidades de átomos.
5. Ajustar los átomos del otro lado de la ecuación hasta que todos los elementos estén balanceados.

La magnetita (Fe_3O_4) es el mineral más magnético que se conoce de manera natural. Este magnetismo le permite ser atraída por imanes o actuar como un imán en sí misma.



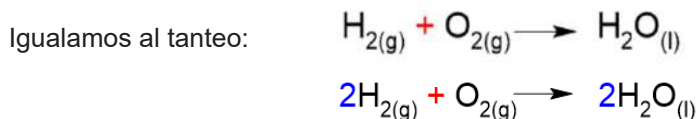
Fuente: <https://lc.cx/l9ssob>

El óxido de aluminio (Al_2O_3) debido a su resistencia a altas temperaturas y a la corrosión, se emplea en la fabricación de refractarios, utilizados en hornos y calderas. También se usa para fabricar cerámicas industriales.



Fuente: <https://lc.cx/l9ssob>

Es fundamental que la ecuación química esté balanceada, es decir, debe haber el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación, cumpliendo así con la ley de conservación de la masa, que estudiaremos más adelante. Para equilibrar la ecuación se añaden los llamados coeficientes estequiométricos delante de las fórmulas o símbolos de las sustancias involucradas. En este caso, cuatro átomos de hidrógeno reaccionan con dos átomos de oxígeno para producir dos unidades de agua.

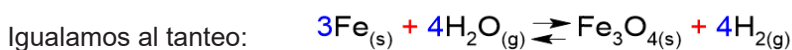


Átomos	Reactivos	Productos
H	4	4
O	2	2

- Cuando los productos de una reacción química pueden reaccionar nuevamente para regenerar los reactivos originales, se dice que la reacción es reversible. Esto se representa con una segunda flecha apuntando en dirección opuesta. Un ejemplo de reacción reversible es la del hierro (Fe) con vapor de agua, que produce óxido de hierro o magnetita (Fe_3O_4) e hidrógeno (H_2).

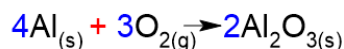


- Cuando se hace pasar hidrógeno gaseoso sobre magnetita en caliente se produce hierro y vapor de agua, por esta razón es una reacción de doble sentido o reversible.



Átomos	Reactivos	Productos
Fe	3	3
H	8	8
O	4	4

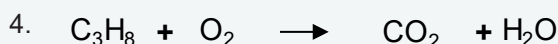
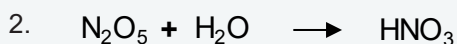
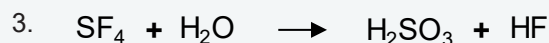
- Para igualar el óxido de aluminio (Al_2O_3) en este caso, es recomendable comenzar ajustando los átomos de oxígeno y luego continuar con los de aluminio.



Átomos	Reactivos	Productos
Al	4	4
O	6	6

Actividad

Igualemos las siguientes reacciones con el método de tanteo:

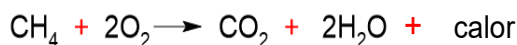


Más adelante estudiamos las clases de reacciones:

- Por su mecanismo atómico, síntesis, descomposición, simple y doble sustitución.
- Reacciones de combustión y neutralización.
- Reacciones, endotérmicas y exotérmicas.
- Reacciones, REDOX.

Ecuación de combustión (gas natural/metano)

La combustión es una reacción química en la que un combustible, como la gasolina o el gas natural, reacciona con el oxígeno del aire para liberar energía en forma de calor y luz.



Metano

Generación de energía, la combustión de combustibles es un proceso esencial para generar la energía que utilizamos en diversas actividades diarias, este proceso consiste en la reacción química entre un combustible (como gasolina, diésel, gas natural o carbón) y un oxidante, generalmente oxígeno, lo que produce energía en forma de calor y a menudo luz.

La combustión ha sido fundamental para el desarrollo tecnológico e industrial, también genera subproductos como dióxido de carbono (CO_2) y otros contaminantes, que contribuyen al cambio climático y la contaminación del aire.

Volcán casero

Materiales:

- Bicarbonato de sodio (NaHCO_3) (2-3 cucharadas).
- Vinagre (CH_3COOH) (1/4 de taza).
- Jabón líquido (opcional, para aumentar la espuma).
- Colorante alimenticio rojo (opcional, para simular lava).
- Una botella pequeña o vaso (para usar como el centro del volcán).
- Arcilla, plastilina o papel maché (para formar el volcán alrededor de la botella, opcional).

Procedimiento:

1. Construimos un "volcán" alrededor de una botella o vaso pequeño usando arcilla, plastilina o papel maché, dejando la abertura de la botella libre.
2. Llena el fondo de la botella con 2-3 cucharadas de bicarbonato de sodio.
3. Añade unas gotas de colorante alimenticio rojo y una pequeña cantidad de jabón líquido dentro de la botella (esto aumentará la cantidad de espuma durante la "erupción").
4. Vierte lentamente 1/4 de taza de vinagre en la botella.
5. Observa la "erupción" del volcán, donde el líquido espumoso saldrá rápidamente de la botella simulando lava.

La reacción es la siguiente:



VALORACIÓN

Cuando usamos una estufa para cocinar, el calor producido por la combustión permite que los alimentos se cocinen, cambiando su estructura química y haciéndolos más digeribles y sabrosos.



Fuente: <https://encrypted-tbn2.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcQGox4XSQf6VQkKgXa06WkMkM-D4WPuch5dnq8wrute1zeMdwEQ>

PRODUCCIÓN

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS POR SU MECANISMO ATÓMICO

PRÁCTICA

Las reacciones químicas son procesos fundamentales que transforman sustancias mediante la reorganización de átomos y enlaces, detrás de cada reacción, existe un mecanismo atómico que describe cómo ocurre esta transformación a nivel molecular, estos mecanismos son el conjunto de pasos intermedios que explican el movimiento de electrones, la ruptura, formación de enlaces y la energía involucrada. Comprender estos procesos es esencial para predecir y controlar las reacciones en campos como la química industrial, biológica y ambiental, esta exploración teórica aborda cómo se clasifican las reacciones según sus mecanismos: adición, descomposición, sustitución y reordenamiento, proporcionando una base para entender la dinámica química desde una perspectiva atómica.



Fuente: <https://media.istockphoto.com/id/960985610/es/foto/reacci%C3%B3n-qu%C3%ADmica.jpg?s=612x-612&w=0&k=20&c=N8Bzdl9b1fyXlrrxTY9qmOpWbBBRk-wK-q5DM2HwVHL8=>

Demostramos la descomposición del agua oxigenada

Materiales:

- Agua oxigenada (peróxido de hidrógeno, H_2O_2).
- Detergente líquido.
- Levadura seca.

Procedimiento:

1. Llena un vaso con agua oxigenada hasta la mitad.
2. Añade una pequeña cantidad de detergente líquido para que las burbujas generadas se mantengan.
3. Agrega una cucharada de levadura seca para acelerar la reacción.
4. Observa cómo se forman burbujas rápidamente.



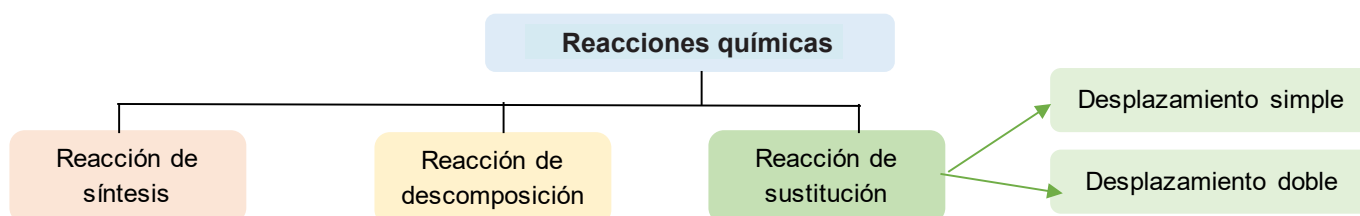
Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Qué función cumple la levadura seca en la reacción de descomposición del agua oxigenada?
- ¿Qué gas se libera durante la descomposición del agua oxigenada y cómo podrías comprobar su presencia?
- ¿Qué efecto crees que tendría si duplicaras la cantidad de levadura seca en el experimento?

TEORÍA

1. Clasificación de las reacciones químicas por su mecanismo atómico

La clasificación de las reacciones químicas por su mecanismo atómico se refiere a la organización de las reacciones en función de los procesos a nivel atómico y molecular que ocurren durante la transformación de los reactivos en productos. Esta clasificación considera principalmente la forma en que se rompen y forman los enlaces químicos, así como los cambios en la estructura electrónica de los átomos involucrados. Las categorías principales incluyen:



1.1. Reacción de síntesis, adición o combinación

La ecuación nos muestra que se forma un solo compuesto (AB) que se obtiene a partir de dos elementos o compuestos (A + B).



Ejemplos:

Elemento + elemento $\longrightarrow$ compuesto



Compuesto + compuesto $\longrightarrow$ compuesto complejo



El cloruro ferroso ayuda en el tratamiento de anemia: Como suplemento de hierro, se utiliza en la medicina para tratar la anemia ferropénica, ayudando a aumentar los niveles de hemoglobina en la sangre.



Fuente: <https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcSc5-jvryVLOuZaHpxP1tt9iE7uVsCZ3-ICMQ&s>

La aplicación de agua oxigenada en una herida es una reacción de descomposición, produce burbujas debido a la liberación de oxígeno, lo que genera una sensación de limpieza, pero también puede irritar los tejidos. Aunque ayuda a eliminar gérmenes, su uso en heridas abiertas es controvertido, ya que puede dañar células sanas y retrasar la cicatrización.



Fuente: https://encrypted-tbn2.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcT676sAtW1Y2OmI6UYtNIsaddF0k3lxqyvwE-3GI_CjfOnEE5BX

1.2. Reacción de descomposición

En estas reacciones, los compuestos se separan en dos o más sustancias, generalmente, esta disociación ocurre debido a la influencia de energía, como el calor o la electricidad y se considera el opuesto de las reacciones de combinación.



Ejemplos:

Compuesto $\longrightarrow$ Elemento + elemento

Agua oxigenada



Con la ayuda de corriente eléctrica el agua se descompone (electrólisis).

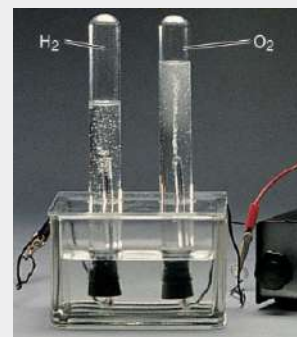
Agua



Iguualamos las reacciones y clasificamos el tipo de reacción:

- $\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{MgO}_{(s)}$
- $\text{CaCl}_{2(s)} \longrightarrow \text{Ca} + \text{Cl}_{2(g)}$
- $\text{N}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \longrightarrow \text{NH}_{3(g)}$
- $\text{HgO}_{(l)} \longrightarrow \text{Hg}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$

Electrolisis del agua



Fuente: <https://lc.cx/8E6uBB>

Sulfato ferroso:



Se utiliza para la fabricación de pigmentos.

Cloruro de zinc:



Cuando se añade ácido clorhídrico a una barra de zinc, este último se consume en el proceso, generando hidrógeno gaseoso. Este gas se puede observar a través de las burbujas que se forman durante la reacción.

Ioduro plumboso:



Fuente: elfisicoloco.blogspot.com

La formación del ioduro plumboso se identifica por su característico color amarillo.

1.3. Reacciones de sustitución

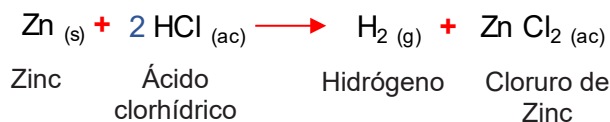
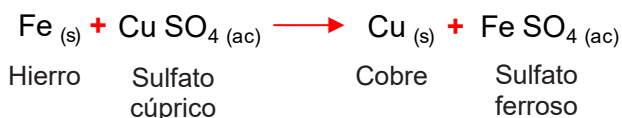
Son reacciones donde un elemento de un reactivo se sustituye por un elemento de otro reactivo, generando un nuevo producto. Este tipo de reacciones, en las que la cantidad de reactivos y productos se mantiene constante, pueden clasificarse en sustitución simple o doble.

- Sustitución Simple

Ocurre cuando un elemento reacciona con un compuesto, reemplazando a uno de los átomos del compuesto en su posición. El esquema general de este tipo de reacción es:



Ejemplos:

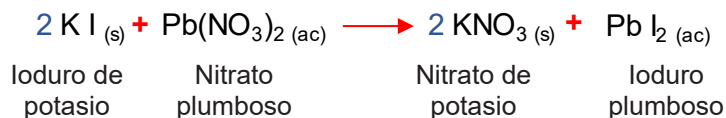
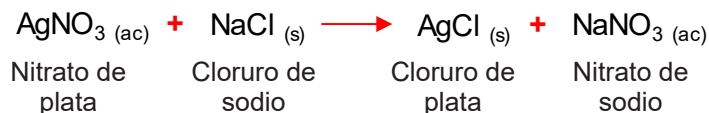


- Sustitución doble

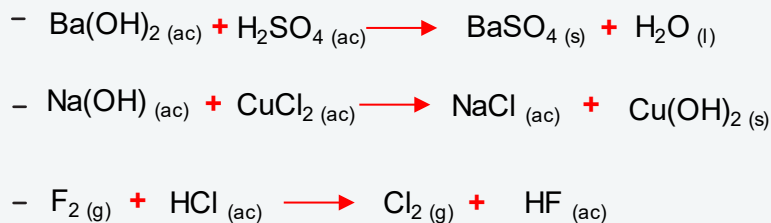
Se lleva a cabo cuando dos compuestos reaccionan y ocurre un intercambio entre algunos de los átomos de ambas sustancias. El esquema general de este tipo de reacción es:



Ejemplos:



Igualamos las reacciones y clasificamos el tipo de reacción:



Actividad

VALORACIÓN

La empresa pública Yacimientos de Litio Bolivianos (YLB) tiene como meta posicionar a Bolivia como uno de los principales productores de litio a nivel mundial para el año 2025, coincidiendo con el bicentenario del país. Bolivia cuenta con el yacimiento de litio más grande del mundo, además de 28 salares y lagunas saladas que ofrecen un considerable potencial de recursos evaporíticos.

En este contexto, se destaca la próxima inauguración de la Planta Industrial de Carbonato de Litio, que permitirá al país consolidar su presencia en el mercado internacional del litio. Para alcanzar este objetivo, se implementarán complejos industriales con tecnología de Extracción Directa de Litio (EDL) en los salares de Coipasa (Oruro), Pastos Grandes y Uyuni (Potosí), lo que acelerará el proceso de producción.

La creciente demanda mundial de una transición hacia energías limpias subraya la necesidad de agilizar la producción de litio. La tecnología EDL permitirá reducir el tiempo necesario para procesar la salmuera y obtener carbonato de litio, al mismo tiempo que disminuirá el uso de agua y otros insumos.

Planta Industrial de carbonato de litio, en Uyuni (Potosí)



Fuente: mhe.gob.bo

La reacción química clave para la formación de carbonato de litio a partir de la salmuera es:



En esta reacción, el carbonato de sodio reacciona con el cloruro de litio para formar carbonato de litio sólido que precipita, mientras que el cloruro de sodio (sal común) permanece en solución.

PRODUCCIÓN

Reacción del hierro con sulfato cúprico

Materiales:

- Un clavo de hierro limpio (puede ser un trozo de hierro similar).
- 10 gramos de sulfato cúprico (CuSO_4) disuelto en 30 mL de agua.
- Un vaso de vidrio.

Procedimiento:

1. Llenar el vaso de vidrio con un poco más de la mitad de la solución de sulfato cúprico (CuSO_4).
2. Coloca el clavo de hierro dentro de la solución y déjalo reposar durante 15-30 minutos.
3. Observa los cambios que ocurren en la solución y en el clavo.

Observaciones:

- El hierro desplazará al cobre en el compuesto sulfato cúprico. Verás que se forma una capa de cobre metálico en la superficie del clavo.
- El color azul de la solución, característico del sulfato cúprico, se irá desvaneciendo gradualmente a medida que el cobre es desplazado.

Respondemos las siguientes preguntas:

1. ¿Qué tipo de reacción química se lleva a cabo en este experimento? Realizamos la reacción química.
2. ¿Qué sucede con el color de la solución durante el experimento?
3. ¿Qué elemento se forma en la superficie del clavo de hierro?



Fuente: <https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcRoDunw680lN4FJXV-fRsVbRORB-o8ozlRPhVNy3PhcedYLSPXUu>

REACCIONES QUÍMICAS EN ACCIÓN: UN MUNDO DE TRANSFORMACIONES

PRÁCTICA

Las reacciones químicas son procesos en los que unas sustancias se transforman en otras. Según la teoría atómica de la materia, estos procesos se explican como un reagrupamiento de átomos que da lugar a la formación de nuevas moléculas. Las sustancias involucradas en una reacción química, así como las proporciones en que participan, se representan en la ecuación química correspondiente, la cual sirve de base para realizar diversos cálculos.

Tanto la materia viva como la inerte están en constante transformación, siendo los cambios en su composición los más significativos. Ejemplos de estos procesos incluyen la formación de rocas, el crecimiento de plantas y la respiración de mamíferos, todos los cuales implican la transformación de unas sustancias en otras. A pesar de sus diferencias, todos ellos comparten un elemento común: implican transformaciones a nivel molecular, responsables de los cambios materiales que podemos observar a simple vista.



Fuente: <https://lc.cx/Kw6byi>



Fuente: <https://lc.cx/j2wVYy>

Actividad

Investigamos y respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Todos los cambios que se observan en la naturaleza son reacciones químicas?
- ¿Un cambio químico es la respiración de cualquier organismo?
- ¿Un cambio químico es malo?
- ¿Las reacciones químicas siempre son observables?
- ¿Las reacciones químicas generan mejores sustancias?

TEORÍA

Reacción de combustión



Fuente: cards.algoreducation.com

Reacción de neutralización



Fuente: es.pngtree.com

El hidróxido de magnesio en los antiácidos reacciona con el ácido clorhídrico del estómago, neutralizando su acidez.

1. Reacción de combustión

La combustión es un proceso en el que una sustancia, conocida como combustible, reacciona con el oxígeno, también llamado comburente, liberando una considerable cantidad de energía en forma de luz y calor.

La combustión no se inicia de forma espontánea, sino que requiere la aplicación de una llama. En cualquier reacción de combustión, es imprescindible la presencia de oxígeno como reactivo. Cuando el combustible es un hidrocarburo, los productos resultantes son dióxido de carbono y vapor de agua.

Ejemplos:



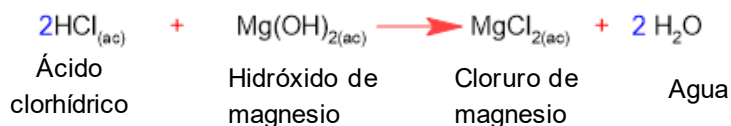
Metano Dióxido de carbono Agua



Propano Dióxido de carbono Agua

2. Reacción de neutralización

La neutralización es un proceso químico que ocurre cuando un ácido y una base reaccionan en una solución acuosa, dando lugar a la formación de una sal y agua.

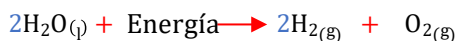


3. Reacciones endotérmicas y exotérmicas

3.1. Reacciones endotérmicas

Son reacciones que absorben energía, ya que requieren más energía para romper enlaces que la que liberan al formar productos.

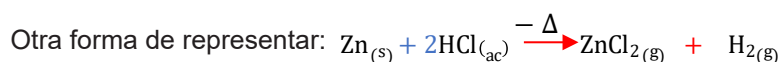
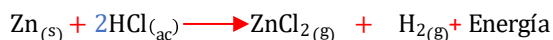
Por ejemplo, la descomposición electrolítica del agua (electrolisis) necesita de energía.



3.2. Reacciones exotérmicas

Son reacciones que desprenden energía, ya que requieren menos energía para romper enlaces de la que se libera al formar los productos.

Por ejemplo, la reacción del zinc con ácido clorhídrico desprende calor (energía).

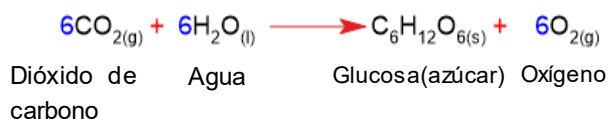


La reacción entre el ácido y el zinc es exotérmica, produce hidrógeno gaseoso y es liberado energía.

La fotosíntesis

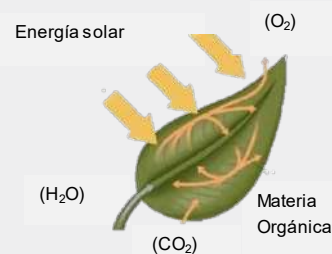
La fotosíntesis es el proceso por el cual las plantas producen su propio alimento. Es su reacción química más importante y, al depender de la energía solar, se clasifica como una reacción que requiere energía para llevarse a cabo.

La fotosíntesis es el proceso mediante el cual reacciones químicas transforman el dióxido de carbono (CO_2) y el agua en azúcares y oxígeno (O_2), utilizando la luz solar como fuente de energía. La clorofila, presente en las hojas verdes, capta esta energía y permite su conversión en energía química. Aunque la fotosíntesis incluye muchas reacciones, se representa de manera simplificada con la siguiente ecuación:



VALORACIÓN

La fotosíntesis



PRODUCCIÓN

Materiales:

- Jugo de limón (4 cucharaditas). - Bicarbonato de sodio (1 cucharadita). - Vinagre (3 cucharaditas).
- Dos vasos pequeños de vidrio. - Cuchara de metal o plástico.

Procedimiento:

1. **Reacción Ácido Cítrico - Bicarbonato de Sodio**
 - Coloca 4 cucharaditas de jugo de limón en un vaso de vidrio.
 - Agrega 1/2 cucharadita de bicarbonato de sodio al jugo de limón y revuelve suavemente con una cuchara.
2. **Reacción Bicarbonato de Sodio - Vinagre:**
 - Coloca 3 cucharaditas de vinagre en el segundo vaso de vidrio.
 - Agrega 1/2 cucharadita de bicarbonato de sodio al vinagre y revuelve suavemente.

Respondemos las siguientes preguntas:

1. ¿Cómo se puede saber experimentalmente si la reacción es exotérmica o endotérmica?
2. ¿A qué compuesto se deben las burbujas producidas en las reacciones?
3. ¿Influye la cuchara de metal o plástico que se utiliza para revolver la mezcla de sustancias?



Fuente: es.vecteezy.com

IGUALACIÓN DE ECUACIONES QUÍMICAS EN PROCESOS PRODUCTIVOS

PRÁCTICA

Observamos las reacciones a nuestro alrededor

Objetivo: Identificar fenómenos químicos en nuestra vida cotidiana y reconocer la importancia de la química en los procesos productivos locales.
Instrucciones:

- Observamos en nuestro entorno ejemplos de cambios químicos que ocurren en la vida diaria en Bolivia.
- Anotamos al menos tres ejemplos y discutamos en grupo cómo podríamos representar estos cambios químicamente.

Ejemplos:

Oxidación de metales, notemos cómo los objetos de hierro, como herramientas o rejas, se oxidan al exponerse al aire y la humedad.

Combustión de leña, uso de biomasa como fuente de energía en áreas rurales.

Oxidación de alimentos, reconozcamos el proceso de oxidación de frutas a través del cambio de color.



Fuente: Open AI, 2024

Actividad

Reflexionamos con las siguientes preguntas:

- ¿Qué cambios observamos en estos procesos?
- ¿Por qué creemos que ocurren estos cambios? ¿Qué creen que causa estos cambios?
- ¿Cómo podríamos representar estos cambios mediante ecuaciones químicas?

TEORÍA

Representación:

Utilizamos símbolos y fórmulas químicas para describir una reacción química.

Recordemos:

La oxidación (agente reductor) es la pérdida de electrones, lo que aumenta el número de oxidación de un elemento, mientras que la reducción (agente oxidante) es la ganancia de electrones, lo que disminuye su número de oxidación. Las reacciones de oxidación y reducción siempre ocurren simultáneamente. Cuando una sustancia se oxida, otra se reduce.

Transferencia de electrones:

En una reacción redox, la transferencia de electrones es esencial. Los electrones, que tienen carga negativa, influyen en la estabilidad y reactividad de los átomos participantes.

1. Introducción a las reacciones químicas

Las reacciones químicas son procesos en los que unas sustancias, llamadas reactivos, se transforman en otras, llamadas productos. Durante este proceso, se rompen y forman enlaces químicos, lo que implica cambios en la estructura de las moléculas.

Ley de conservación de la masa, establece que en una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos (Lavoisier, 1789).

2. Ecuaciones químicas

Una ecuación química es la representación simbólica de una reacción química. Utilizamos los símbolos y fórmulas químicas para indicar qué sustancias reaccionan y cuáles se forman.

La combustión del hidrógeno: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

3. Escala redox

La escala redox, o escala de números de oxidación, es una herramienta fundamental en la química que permite comprender las transferencias de electrones en reacciones redox (reducción-oxidación), esta escala juega un papel crucial al ayudar a balancear las reacciones que involucran cambios en los estados de oxidación de los reactivos.

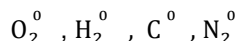
3.1. Oxidación y reducción

- **Oxidación**, pérdida de electrones por una especie química.
- **Reducción**, Ganancia de electrones por una especie química.
- **Reacciones redox**, Procesos donde ocurren simultáneamente oxidación y reducción.

3.2. Reglas para determinar números de oxidación

- Elementos libres, tienen un estado de oxidación de cero (0).

Ejemplo:



- Iones, tienen un estado de oxidación igual a su carga.

Ejemplos:



Li tiene un estado de oxidación de +1.



Cl tiene un estado de oxidación de -1.

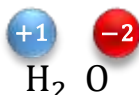
- **El oxígeno (O):**

Generalmente tiene un estado de oxidación de -2 (O^{2-}), excepto en peróxidos donde es -1 (O^{1-}).

Ejemplo:

Para el agua H_2O , el balance de carga sería:

$$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (-2) = 0$$



- **El hidrógeno (H):**

Tiene un estado de oxidación de +1 (H^{1+}) cuando está unido a no metales y -1 (H^{1-}) cuando está unido a metales.

Ejemplo:

Para el hidruro de Litio (LiH), el balance de carga sería:

$$1 \cdot (+1) + 1 \cdot (-1) = 0$$



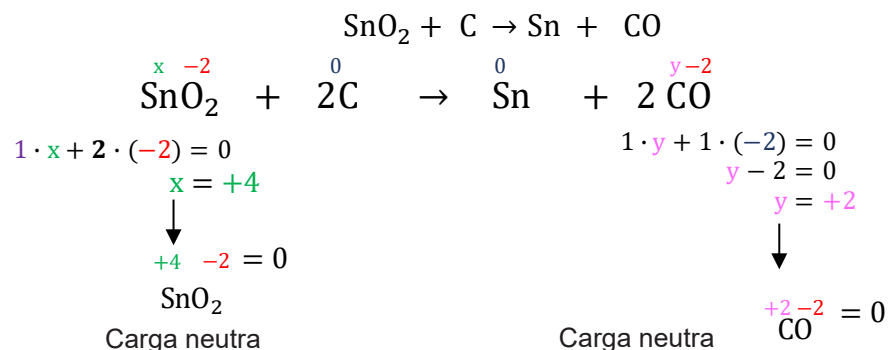
La suma de los estados de oxidación en una molécula es cero (0).

3.3. Determinamos los números de oxidación en la reacción química

En una reacción química, se determinan los números de oxidación de cada elemento siguiendo un conjunto de reglas establecidas. Se asignan valores numéricos a cada átomo para indicar su grado de oxidación, es decir, si ha ganado o perdido electrones.

Ejemplo:

Determinamos los números de oxidación de cada elemento en la siguiente reacción que no está igualada, siguiendo las reglas de determinación de números de oxidación.



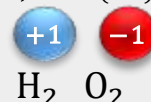
Los números de oxidación son una herramienta clave para entender cómo los átomos comparten o transfieren electrones al formar compuestos. Durante la determinación de estos números, el balance de carga asegura que la suma de los números de oxidación de todos los átomos en una molécula o ion sea igual a la carga total del compuesto.

- En moléculas neutras, la suma de los números de oxidación debe ser cero.
- En iones, la suma de los números de oxidación debe coincidir con la carga neta del ion.

Este balance asegura que el compuesto refleje correctamente su estado de carga.

Para el peróxido de hidrógenos (H_2O_2), el balance de carga sería.

$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot (-1) = 0$$



Para el hidróxido de litio (LiOH), el balance de carga sería.

$$1 \cdot (+1) + 1 \cdot (-2) + 1 \cdot (+1) = 0$$



Para un ion poliatómico la suma de sus cargas es igual a la carga del ion.

Para el ion carbonato (CO_3)⁻², el balance de carga sería.

$$1 \cdot (+4) + 3 \cdot (-2) = -2$$



Realizamos los siguientes ejercicios:

- Determinamos los números de oxidación de los átomos en las siguientes moléculas: (Cu_2S) , (H_2SO_4) , (CaCO_3) .
- Identificamos los números de oxidación de los elementos en los siguientes compuestos químicos empleados en la industria del litio en Bolivia: (LiCl) , (Li_2CO_3) , (LiOH) .
- Aplicamos el balance de carga para verificar que la suma de los números de oxidación coincida con la carga total de los siguientes iones: $(\text{NH}_4)^{1+}$, $(\text{NO}_3)^{1-}$, $(\text{PO}_4)^{3-}$, $(\text{SO}_4)^{2-}$, $(\text{CO}_3)^{2-}$.
- Determinamos los números de oxidación de cada elemento en la siguiente reacción que no está igualada: $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$.

Pasos:

1. *Escribir la ecuación completa. Se deben incluir todos los reactivos y productos con los elementos que sufren cambios en su número de oxidación.*

2. *Identificar los cambios en los números de oxidación. Se determina el número de electrones que se ganan o pierden multiplicando el cambio en el número de oxidación por la cantidad de átomos involucrados.*

3. *Balancear electrones. Se asegura que el número de electrones perdidos (oxidación) sea igual al número de electrones ganados (reducción).*

4. *Ajustar el resto de la ecuación. Se asignan coeficientes adecuados a los otros reactivos y productos para balancear la cantidad de átomos y las cargas.*

5. *Verificar la carga neta y el balance de masa, se comprueba que la ecuación esté balanceada tanto en átomos como en carga neta.*

Este método es directo, pero requiere una comprensión clara de cómo cambian los números de oxidación durante la reacción.

4. Método de igualación de reacciones redox

Las reacciones de oxidación-reducción (redox) implican la transferencia de electrones entre reactivos. Existen dos métodos principales para balancear este tipo de reacciones: método de cambio de estado de oxidación (redox), método ion-electrón (medio ácido y medio básico).

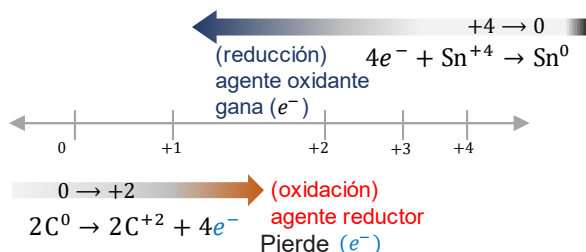
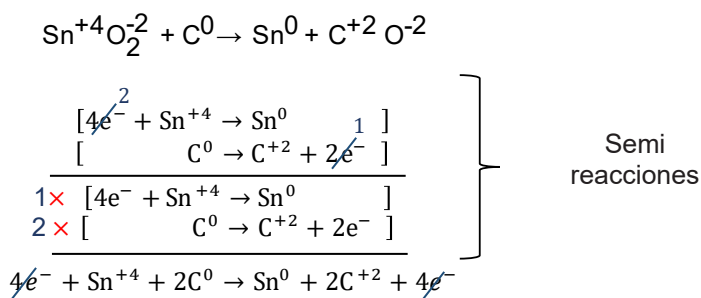
Las semirreacciones, son partes de una reacción redox (reducción-oxidación) que muestran el proceso de transferencia de electrones por separado. Se dividen en dos:

- Semirreacción de oxidación, el reactivo pierde electrones.
- Semirreacción de reducción, el reactivo gana electrones.

Estas semirreacciones permiten balancear ecuaciones redox y entender cómo se transfieren los electrones entre los reactivos.

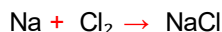
Ejemplo 1:

Escribimos las semirreacciones para $\text{SnO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{Sn} + \text{CO}$

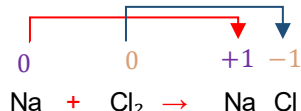


Ejemplo 2:

¿Cómo se equilibra esta reacción redox en la síntesis de cloruro de sodio a partir de sodio y cloro?

**Solución:**

Asignar números de oxidación:

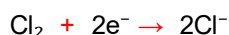


Escribimos las semirreacciones

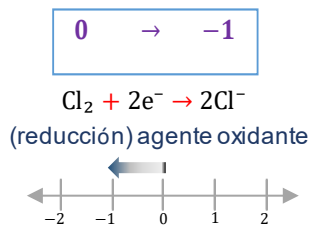
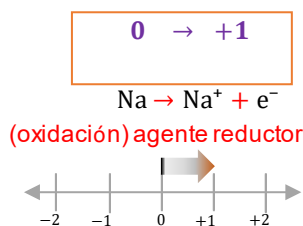
Oxidación, el **sodio** pasa de un estado de oxidación de **0** a **+1**.



Reducción, el **cloro** pasa de un estado de oxidación de **0** a **-1**.

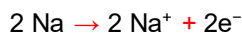


Las semirreacciones:

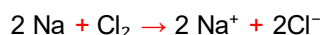
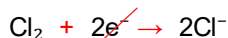
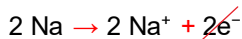


Iguamos los electrones transferidos

Para balancear los electrones, multiplicamos la semirreacción de oxidación por 2:



Sumar las semirreacciones:



La reacción igualada es:

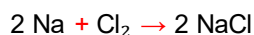


Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Na	2	2
Cl	2	2

El método del cambio de estado de oxidación permite balancear reacciones redox de forma sistemática:

1. Identificamos los elementos que cambian su número de oxidación.
2. Ajustamos los electrones perdidos y ganados para equilibrar la ecuación.
3. Multiplicamos los coeficientes necesarios para igualar los electrones.
4. Balanceamos los demás átomos usando H_2O , H^+ o OH^- según el medio (ácido o básico).

Saber más...

	CLORO: Cl_2 Cloro: Es extremadamente tóxico y puede reaccionar violentamente con otros productos químicos.
	SODIO: Na Es altamente reactivo y puede provocar incendios si se expone al agua o a humedad.
	Cloruro de sodio: NaCl Es esencial para la vida y tiene numerosas aplicaciones industriales y culinarias.

Fuente: Elaboración propia

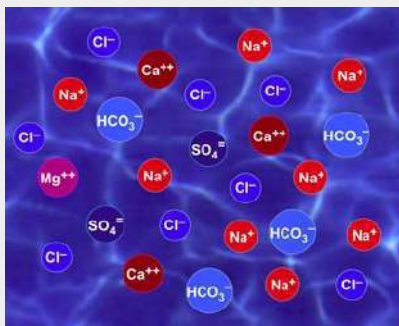
El cloruro de sodio (NaCl) se forma directamente al combinar sodio y cloro, dos elementos muy reactivos, para crear un compuesto estable y ampliamente utilizado en la vida diaria.

Realizamos los siguientes ejercicios:

- Balanceamos la reacción de obtención de estaño del mineral casiterita ($\text{SnO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{Sn} + \text{CO}_2$).
- Balanceamos la reacción de extracción de plata del sulfuro de plata ($\text{Ag}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Ag} + \text{SO}_2$).
- Balanceamos la reacción de obtención de plomo del mineral galena ($\text{PbS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_2$).
- Balanceamos la reacción de reducción del cobre ($\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$).
- Balanceamos la reacción de descomposición del clorato de potasio ($\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$).

¿Qué es la notación iónica?

Es la forma en que escribimos las sustancias que se disuelven en agua separando sus iones. Los compuestos iónicos, como las sales, se disocian en sus iones cuando se disuelven, mientras que las sustancias moleculares, como el agua o los ácidos débiles, no se disocian completamente.



Fuente: <https://lc.cx/tQzrPT>

Medio acuoso (ac)

Es la forma en que escribimos las sustancias que se disuelven en agua separando sus iones. Los compuestos iónicos, como las sales, se disocian en sus iones cuando se disuelven, mientras que las sustancias moleculares, como el agua o los ácidos débiles, no se disocian completamente.



Fuente: Open AI, 2024

Un recipiente con agua donde se muestra la oxidación de un clavo (corrosión) sumergido en una solución de cloruro de sodio (NaCl).

El método ión electrón, es un método especialmente útil en reacciones complejas que ocurren en medios acuosos, donde el equilibrio de cargas se logra añadiendo electrones, iones H^{+1} y H_2O en soluciones ácidas, o bien OH^{-1} y H_2O en soluciones básicas.

5. Método del Ion-Electrón (semirreacciones)

El Método del Ion-Electrón es una técnica utilizada para balancear ecuaciones de óxido-reducción (redox), que implican la transferencia de electrones entre reactivos.

Se aplica en dos tipos de medios:

- Medio ácido
Se utilizan iones H^{+1} y agua (H_2O) para equilibrar los átomos y la carga.
- Medio básico
Se utilizan iones OH^{-1} y agua (H_2O) para el balance.

Notación iónica en ecuaciones químicas

En química, muchas reacciones ocurren en soluciones acuosas (disueltas en agua). Para representar correctamente estas reacciones, usamos la notación iónica.

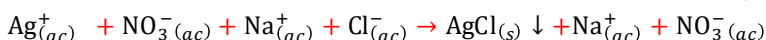
- Compuestos en solución acuosa, los compuestos iónicos, como las sales, los ácidos fuertes y las bases fuertes, se disocian completamente en agua, separándose en sus iones. Por ejemplo, el cloruro de sodio (NaCl) en agua se separa en Na^{+1} y Cl^{-1} .
- Los compuestos que no se disocian completamente, como el agua (H_2O) o los ácidos débiles (CH_3COOH), se escriben en su forma molecular.

Ecuación iónica completa, es una forma de escribir todas las especies iónicas que participan en la reacción. Por ejemplo, en la reacción entre nitrato de plata ($AgNO_3$) y cloruro de sodio (NaCl):

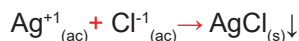
Reacción completa:



Reacción en forma iónica:

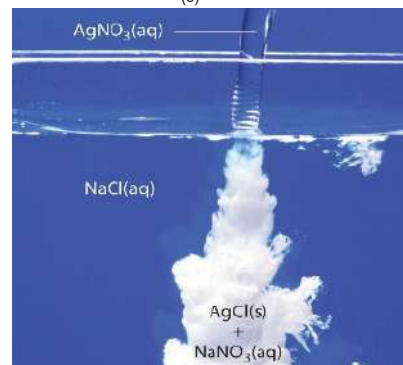


Ecuación iónica neta, en la ecuación iónica neta, se eliminan los **iones espectadores**, que no cambian durante la reacción. Usando el ejemplo anterior, los iones Na^{+1} y NO_3^{-1} no participan directamente, por lo que la ecuación neta es:



Iones Complejos, algunos iones forman compuestos complejos que no se disocian fácilmente. Por ejemplo, el ion complejo $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ se mantiene unido y se escribe en su forma completa. reacción de $CuSO_4$ (izquierda, sólido blanco) con cuatro equivalentes de NH_3 , formando el complejo $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ (derecha, sólido azul).

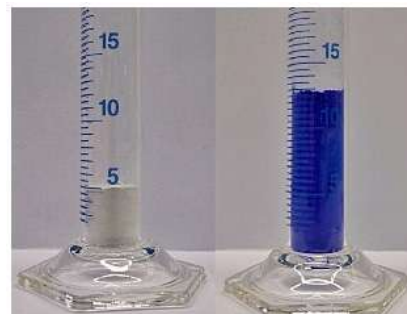
Formación de cloruro de plata $AgCl_{(s)}$ (blanco).



Fuente: <https://lc.cx/xh7j70>

Solo se muestran los iones que forman el producto.

Formación de complejo $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ (azul)

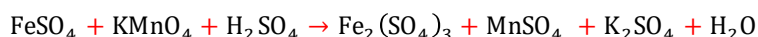


Fuente: <https://lc.cx/LnXhFN>

a) **Método ion electrón en medio ácido**, se utiliza cuando la reacción ocurre en un entorno donde hay presencia de protones (H^+), como en soluciones ácidas.

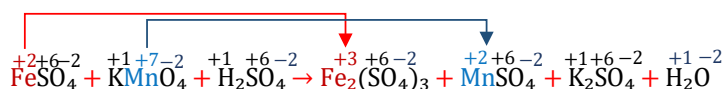
Ejemplo:

En el tratamiento de aguas, el permanganato de potasio se usa para oxidar el hierro disuelto. Iguala la reacción por el método redox (oxidación-reducción).



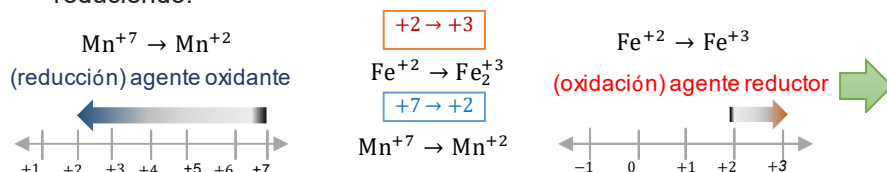
Solución:

Identificamos los cambios de oxidación primero, tenemos que ver cuáles son los elementos que cambian su número de oxidación.

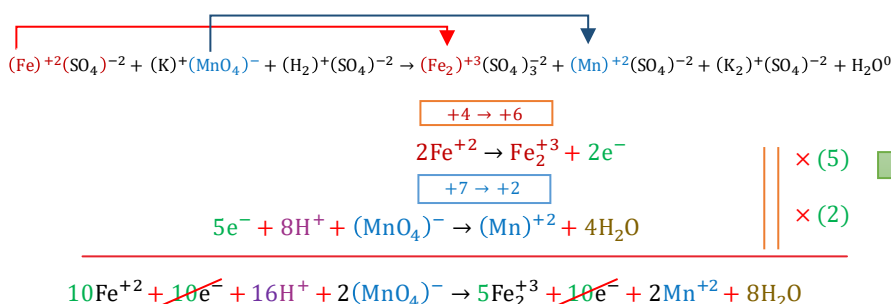


Aquí vemos que:

- El hierro (Fe) pasa de una carga de +2 a +3. Esto significa que se está oxidando.
- El manganeso (Mn) pasa de +7 a +2. Esto significa que se está reduciendo.

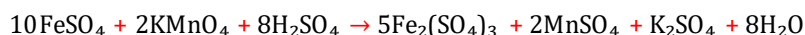


Por el método de ion electrón, se escribe la ecuación en forma iónica.



Respuesta:

La ecuación química balanceada es:



El ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el ácido clorhídrico (HCl) son ejemplos comunes de soluciones ácidas que se utilizan para llevar a cabo reacciones redox.



Fuente: <https://lc.cx/BqxjCq>

Fuente: <https://lc.cx/vUebJT>

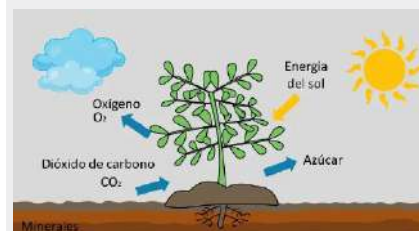
Diagrama de semirreacciones:

Utilizar diagramas que muestren claramente cómo se separan las semirreacciones de oxidación y reducción. Esto facilita la comprensión visual de cómo se balancean los electrones en cada parte de la reacción.

Equilibrar los átomos de oxígeno agregando agua (H_2O) y luego completamos los hidrógenos (H^+) faltantes.

Sumar y simplificar la ecuación resultante.

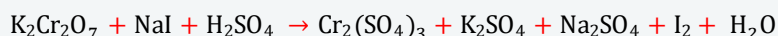
Muchas reacciones redox son esenciales para procesos biológicos, como la respiración celular y la fotosíntesis. Por ejemplo, la fotosíntesis involucra la reducción del dióxido de carbono (CO_2) a glucosa, utilizando electrones provenientes del agua.



Fuente: <https://www.twinkl.nl/teaching-wiki/la-fotosintesis>

Realizamos los siguientes ejercicios:

- Balanceamos la reacción donde el estaño metálico se oxida utilizando ácido nítrico: $HNO_3 + Sn \rightarrow SnO_2 + NO + H_2O$
- Balanceamos la reacción: $HNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
- Balanceamos la reacción:



El pH de una solución puede afectar la solubilidad de los reactivos y productos. Por ejemplo, en medio ácido, algunos metales son más solubles, lo que puede influir en la reacción.

En medio básico, el ion hidróxido (OH^-) juega un papel crucial. Este ion se utiliza para balancear las cargas y ajustar las semirreacciones, ya que, en un medio básico, los protones (H^+) no están disponibles.

Las baterías de iones de litio, utilizadas en dispositivos móviles y eléctricos, se basan en reacciones redox que ocurren en medio ácido o básico. Entender el método Ion-Electrón es fundamental para el diseño de baterías más eficientes.



Fuente: <https://www.reciclatuspilas.com/recicla-tus-pilas-andalucia-recuerda-en-el-dia-mundial-del-agua-la-importancia-de-una-gestion-adecuada-de-las-pilas/>

Tabla de verificación:

Átomo	R →	P
K	8	8
Mn	2	2
S	3	3
H	2	2
O	18	18

b) Método ion electrón en medio básico, se emplea cuando la reacción ocurre en un ambiente con una alta concentración de iones hidróxido (OH^-), como en soluciones básicas. Esto es común en reacciones que se realizan en condiciones alcalinas, como en la producción de detergentes o en algunas baterías de níquel-hidróxido.

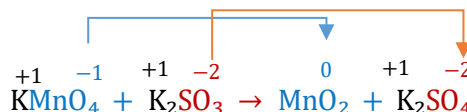
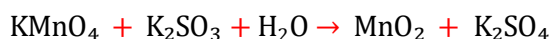
Ejemplo:

En el tratamiento de aguas residuales, el sulfito se elimina mediante su oxidación con permanganato de potasio, produciendo sulfato y óxidos de manganeso. Este proceso es clave para asegurar la calidad del agua. Balancea la ecuación redox entre permanganato de potasio (KMnO_4) y sulfito (SO_3^{2-}) en medio básico

Solución:

Divide la reacción en semirreacciones, identifica las especies que se oxidan y reducen y separa la reacción global en dos semirreacciones, ajustamos los átomos de todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno, añadimos moléculas de agua (H_2O) al lado de la semirreacción donde falte oxígeno, tantas como sea necesario para igualar los átomos de oxígeno en ambos lados, en medio básico, añadimos iones hidróxido (OH^-) para balancear el número de átomos de hidrógeno. Colocamos (OH^-) en el lado donde falten átomos de hidrógeno para compensar los átomos de H presentes en las moléculas de agua que añadiste.

Iguala los electrones, si el número de electrones transferidos en las dos semirreacciones es diferente, multiplica una o ambas semirreacciones por un factor que iguale el número de electrones en ambas.



Semirreacciones:

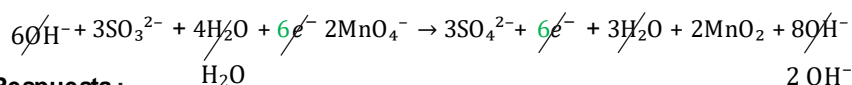
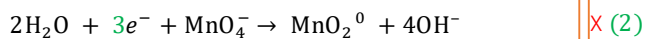
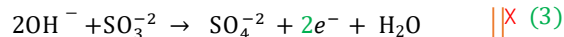
Oxidación: El azufre (+4 a +6)



Reducción: El manganeso de (+7 a +4)

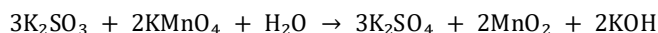


Igualamos y sumamos los electrones



Respuesta :

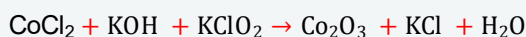
La ecuación balanceada es:



Actividad

Realizamos los siguientes ejercicios:

- Balanceamos la reacción química:
- Balanceamos la reacción química:
- Balanceamos la reacción química:



VALORACIÓN

Actividad de reflexión, el papel de la química en nuestro país:

La química es una ciencia fundamental que influye tanto en la vida cotidiana como en sectores estratégicos para el desarrollo de Bolivia.

En el ámbito agrícola, los fertilizantes químicos ayudan a incrementar la productividad de los cultivos, mientras que en la industria minera, procesos como la lixiviación y la flotación facilitan la extracción de minerales clave, como el estaño y el litio, de forma más eficiente. Asimismo, en la gestión de recursos hídricos, el tratamiento químico de aguas residuales resulta esencial para garantizar el acceso a agua potable en muchas comunidades.

Sin embargo, el uso de estos procesos químicos también presenta importantes desafíos ambientales, como la contaminación de las fuentes de agua debido al uso excesivo de agroquímicos. Es fundamental reflexionar sobre estos impactos ambientales para asegurar un desarrollo sostenible en el país.



Fuente: Open AI, 2024

Actividad

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿De qué manera impulsan las reacciones químicas el desarrollo industrial en Bolivia? ¿Podrías dar un ejemplo concreto?
- ¿Cuál es el impacto ambiental de los procesos químicos en la industria? ¿Podrías dar un ejemplo concreto?
- ¿Cómo podemos aplicar nuestros conocimientos para no dañar el medio el medio ambiente? ¿Podrías dar un ejemplo concreto?

PRODUCCIÓN

Proyecto: Diseñamos un proceso sostenible utilizando materiales locales

Descripción: Seleccionamos un producto de interés, como abonos orgánicos o biocombustibles, que sean relevantes para nuestra comunidad.

Pasos:

– Investigación

Identificamos las reacciones químicas involucradas en la producción de un producto.

Buscamos materiales cotidianos que podamos utilizar para el proceso de la reacción química.

– Desarrollo

Igualamos las ecuaciones químicas del proceso seleccionado.

Realizamos cálculos estequiométricos para determinar las cantidades necesarias de reactivos.

– Análisis ambiental

Evaluamos el impacto ambiental de nuestro proceso propuesto y proponemos medidas para reducir residuos.

– Presentación

Elaboramos un informe y una presentación que resuma nuestro proyecto e incluimos reflexiones sobre la viabilidad económica y social de nuestro proceso.



Fuente: Open AI, 2024

UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

PRÁCTICA

En muchos aspectos de la vida cotidiana, utilizamos una variedad de instrumentos de medición para realizar tareas precisas y eficientes. Desde la cocina hasta la construcción o incluso la medicina, estos instrumentos nos permiten cuantificar y controlar diversas magnitudes, como la distancia, velocidad, presión, la masa, etc.

¿Cómo medimos la masa de los átomos? La masa atómica es una propiedad fundamental en los campos de la química y la física, ya que nos permite comprender la composición y el comportamiento de la materia. Se mide en unidades de masa atómica (uma), que están definidas como la masa de un protón o un neutrón. Esta medición es crucial para la determinación de la estructura molecular, la reactividad química y las propiedades físicas de los elementos.

1



Fuente: <https://lc.cx/lqc4Sv>

2



Fuente: https://lc.cx/ge_aik

4

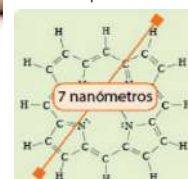


Fuente: <https://lc.cx/gt-purA>

3



Fuente: <https://lc.cx/6CxP-L>



Distancia de una molécula de hemoglobina

Observamos las imágenes y respondemos las magnitudes que miden:

Magnitud que mide

- | |
|---------------|
| () Presión |
| () Longitud |
| () Masa |
| () Velocidad |

- Mencionamos al menos tres instrumentos de medición que uses en tu vida diaria y relacionamos cada uno con la magnitud que mide.
- La longitud aproximada de una molécula de hemoglobina es de 7 nanómetros (700×10^{-9} cm). ¿Cuántas moléculas de hemoglobina cabrían en una distancia de 1 centímetro?

Actividad

TEORÍA



Fuente: <https://lc.cx/sBUdH>

Hojas bond



Fuente: <https://lc.cx/1Ub8I6>



Fuente: <https://lc.cx/8WsJIU>

1. Unidades de medición

En una tienda, es común comprar huevos por docena o gaseosas por caja. De igual manera, en una tienda de artículos de oficina, los lápices se piden por gruesas y el papel por resmas. Términos como "docena", "gruesa", "resma" y "caja" son utilizados para contabilizar la cantidad de artículos. Por ejemplo, al adquirir una docena de huevos, se sabe con certeza que recibirán 12 huevos, 1 resma es 500 hojas o 1 gruesa es 144 lápices.

La creación de una unidad para contar partículas tan diminutas como los átomos y las moléculas se vuelve esencial en la química, a medida que esta disciplina se desarrolla como una ciencia cuantitativa. En este contexto, se manejan cantidades extremadamente elevadas de estas partículas; por ejemplo, en un tubo de ensayo pueden encontrarse miles de trillones de moléculas de agua, lo que hace impracticable trabajar con números tan grandes.

Los cálculos químicos están relacionados con las masas de los átomos, moléculas, iones, etc. Estos átomos son extremadamente pequeños y por lo tanto sus masas también, por este motivo, hubo la necesidad de crear unidades de masa para estas entidades tan pequeñas, como la unidad de masa atómica (uma).

2. Unidad de masa atómica (uma)

Es la unidad para expresar adecuadamente las masas de los átomos, iones, moléculas o partículas subatómicas. Esta escala depende de mediciones de masa atómica por un instrumento llamado espectrómetro de masas, que realiza mediciones exactas de masa.

En la escala actual el isótopo del ^{12}C se escoge como estándar y se le asigna 12 unidades de masa atómica (uma), por consiguiente, una unidad de masa expresada en gramos, es exactamente la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12 (^{12}C).

Calculamos una unidad de masa atómica en gramos:

Datos del espectrómetro de masas		
Elemento	uma	Masa (g)
Carbono	12	$1,9927 \times 10^{-23}$

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa } ^{12}\text{C}}{12}$$

$$1 \text{ uma} = \frac{1,9927 \times 10^{-23} \text{ g}}{12}$$

$$1 \text{ uma} = 1,6606 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Número de Avogadro (NA)

$6,023 \times 10^{23}$ Se denomina número de Avogadro o constante de Avogadro al número de partículas constituyentes de una sustancia normalmente átomos o moléculas que se pueden encontrar en la cantidad de un mol de la sustancia.

Mol (n)

Es una unidad del sistema internacional que se utiliza para agrupar unidades estructurales en una determinada, cantidad de sustancia.

$$1 \text{ mol} = 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} \quad (\text{Para elementos})$$

Peso atómico (A)

El peso atómico es la masa promedio de todos los isótopos de un elemento, sus valores (uma) tienen decimales y son los que están en la tabla periódica. Y la masa atómica o número de masa es la masa total de protones y neutrones en un átomo, sus valores son enteros. Por definición son distintos, pero numéricamente la masa de un mol de átomos de un elemento, en gramos, es igual al peso atómico, también recibe el nombre de masa molar del elemento y sus unidades son los gramos sobre mol ($\frac{\text{g}}{\text{mol}}$).

Ejemplo:

Calculamos la masa molar del carbono (C) que es el mismo valor del peso atómico expresado en $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$\frac{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ mol C}} \times \frac{12 \text{ uma}}{1 \text{ átomo C}} \times \frac{1,6606 \times 10^{-24} \text{ g C}}{1 \text{ uma}} = 12,00 \frac{\text{g C}}{\text{mol}}$$

Átomo- gramo (at-g)

Es una cantidad de sustancia, para un elemento en su forma simple de átomo, que contiene un mol de átomos del elemento y cuya masa es el peso atómico expresada en gramos.

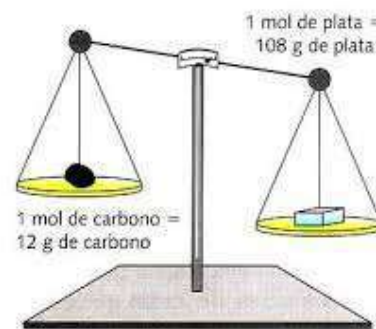
Ejemplo:

El carbono tiene una masa atómica aproximada de 12 uma. Un átomo-gramo de carbono sería 12 gramos de carbono.

Nota

Como no es posible trabajar con partículas químicas individuales en el laboratorio. Por ello, es necesario establecer una unidad que permitiera relacionar la masa de una sustancia con la cantidad real de partículas que contiene. Para ello, se utiliza el mol, una unidad básica del Sistema Internacional, que facilita esta conversión y permite expresar de manera precisa la relación entre masa de cualquier sustancia.

Un mol de carbono tiene una masa de 12 gramos, mientras que un mol de plata tiene una masa de 108 gramos.



Representación de un elemento químico en la tabla periódica

Número atómico Peso atómico

↓	↓
1	1,00797
H	
Hidrógeno	

Amadeo Avogadro

El científico italiano que en 1811 sugirió por primera vez que, a una determinada presión y temperatura, un volumen de gas contiene la misma cantidad de átomos o moléculas sin importar de qué gas se trate. La propuesta de Avogadro fue inicialmente recibida con escepticismo y confusión y él no llegó a ver su teoría aceptada durante su vida.



Fuente: <https://lc.cx/Se-aE0>

Azufre



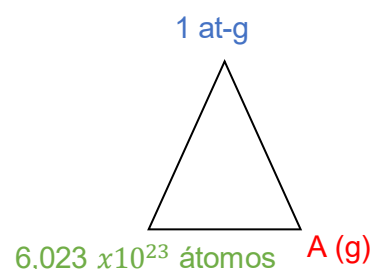
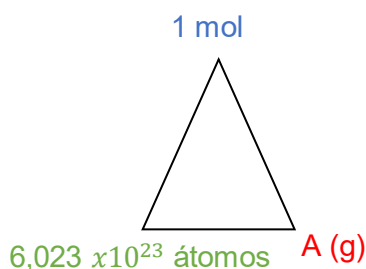
Fuente: <https://lc.cx/ynrYSG>

Cucharilla de plata



Fuente: <https://lc.cx/K9ITpz>

En resumen, los factores de conversión para un elemento son:



El factor de conversión nos ayuda a convertir gramos de un elemento a moles o átomos del mismo elemento.

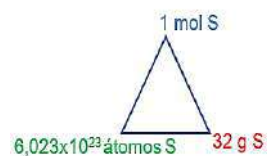
Ejemplo 1:

El azufre sólido es inodoro e insípido, pero al arder emite una llama azul. Si se tiene 50 g de este elemento Determinamos ¿A cuántos moles equivale? Peso atómico del azufre 32.

Datos:

La masa de azufre es de 50 g y se procede a convertir esta cantidad en moles.

Factor de conversión



Solución:

$$50 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} = 1,56 \text{ mol S}$$

El factor de conversión nos permite convertir 50 gramos de azufre en su equivalente, que es 1,56 moles de azufre.

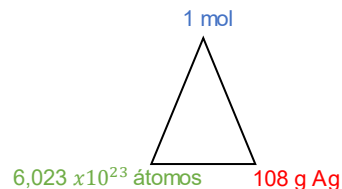
Ejemplo 2:

Uno de los usos de la plata es la fabricación de cubiertos, que son más saludables que los de acero o madera debido a sus propiedades antibacterianas. Si tenemos una cucharilla de plata que pesa 12,5 g, ¿a cuántos moles equivale? Peso atómico de la plata 108.

Datos:

La masa de la cucharilla de plata es de 12,5 g y se procede a convertir esta cantidad en moles.

Factor de conversión



Solución:

$$12,5 \text{ g Ag} \times \frac{1 \text{ mol Ag}}{108 \text{ g Ag}} = 0,12 \text{ mol Ag}$$

El factor de conversión nos permite convertir 12,5 gramos de plata en su equivalente, que es 0,12 moles de plata.

Ejemplo 3:

El grafito está compuesto por láminas paralelas de átomos de carbono, las cuales pueden deslizarse entre sí. Al combinarse con arcillas, se utiliza para fabricar lápices. Si la punta de un lápiz contiene 3 millones de átomos de carbono, ¿cuál sería su peso en gramos? Peso atómico del carbono 12.

Datos:

En la punta de un lápiz hay 3 000 000 átomos de carbono y convertimos a gramos.

Solución:

Factor de conversión

1 mol

6,023 x 10²³ átomos 12 g C

$$3000000 \text{ átomos C} \times \frac{12 \text{ g C}}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos C}} = 5,98 \times 10^{-17} \text{ g C}$$

En 3 000 000 átomos de carbono que hay en la punta de un lápiz equivale a 5,98x10⁻¹⁷ gramos de carbono.

Ejemplo 4:

El oro es resistente a la corrosión y fácil de trabajar, los bancos centrales lo almacenan en lingotes para preservar su valor. Si un lingote pesa 12,4 kg, calcular, ¿cuántos átomos de oro contiene el lingote? Peso atómico del Oro 197.

Datos:

Un lingote de oro pesa 12,4 kg. Para calcular cuántos átomos contiene, primero convertimos su masa a gramos utilizando el factor de conversión adecuado y luego aplicamos los cálculos necesarios para determinar la cantidad de átomos en el lingote de oro.

Solución:

Usamos el factor de conversión 1kg = 1000 g

$$12,4 \text{ kg} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 12400 \text{ g Au}$$

Convertimos a átomos de oro:

$$12400 \text{ g Au} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos Au}}{197 \text{ g Au}} = 3,79 \times 10^{25} \text{ átomos Au}$$

Un lingote de oro contiene 3,79 x 10²⁵ átomos de oro.

GrafitoFuente: https://lc.cx/i5u_IQ

El grafito es el componente principal de las minas de lápiz, donde su suavidad permite una escritura fluida y fácil de borrar.

Lingotes de oroFuente: <https://lc.cx/x3rXO>

Factor de conversión

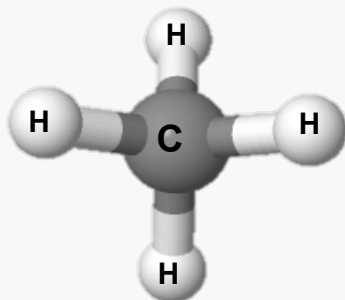
1 mol

6,023 x 10²³ átomos 197 g Au**Actividad**

Con la ayuda de una tabla periódica, respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es el peso en gramos de potasio (K) en un plátano mediano que contiene aproximadamente 6,64 x 10²¹ átomos de potasio? R. 0,43 g K
- ¿Cuántos moles de carbono (C) hay en 3,6 gramos de carbono? R. 0,3 mol C
- Si un chip de computadora contiene 0,62 g de silicio (Si), ¿cuántos moles de silicio están presentes en el chip? R. 0,02 mol Si
- ¿Cuántos gramos de helio (He) hay en un globo que contiene 1,61 moles de este gas noble? R. 6,44 g He
- Si la cáscara de un huevo contiene aproximadamente 2 gramos de calcio (Ca), ¿cuántos átomos de calcio hay en ella? R. 3,01x10²² átomos Ca

Metano



El metano está compuesto por cinco átomos: cuatro átomos de hidrógeno y uno de carbono, todos unidos mediante enlaces químicos.

Todos los compuestos son moléculas, pero no todas las moléculas son compuestos (una molécula de un solo elemento, como O_2 , no es un compuesto).

3. Unidades químicas de masa para compuestos

En los subtítulos anteriores de este texto se describía el desarrollo de la unidad de masa atómica, el concepto de pesos atómicos de los elementos químicos. Estas ideas pueden ampliarse para calcular el peso molecular o masa molar (M) de un compuesto sumando las masas atómicas de todos los átomos representados en la fórmula del compuesto.

a) Compuesto

Un compuesto químico es una sustancia formada por la combinación química de dos o más elementos **diferentes**.

b) Molécula

Es la parte más pequeña de un compuesto químico formada por dos o más átomos **iguales o diferentes** y que conserva las propiedades de dicho compuesto.



1 molécula de agua
Está formada por

1 átomo de oxígeno

2 átomos de hidrógeno

c) Mol

Es una unidad del sistema internacional que se utiliza para agrupar unidades estructurales en una determinada, cantidad de sustancia, por lo tanto, es una unidad de medida ampliamente empleada en la ciencia, indica masa también cantidad de átomos y moléculas.

d) Peso molecular o masa molar (M)

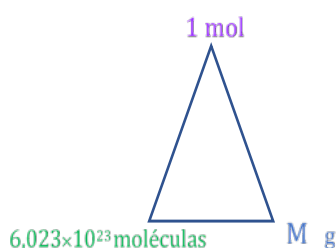
Es la suma de las masas atómicas de los átomos que constituyen la molécula. Para calcular es necesario saber que elementos forman el compuesto y sus pesos atómicos en la tabla periódica.

Ejemplo1:

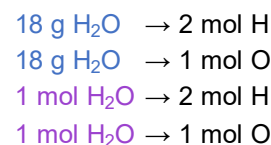
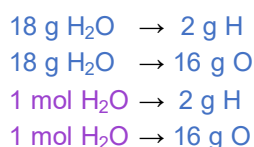
Calcular el peso molecular del agua

Elemento	Cantidad (moles individuales)		Pesos atómicos (Tabla)		Total (gramos individuales)	
H:	2	•	1	=	2 g H	
O:	1	•	16	=	16 g O	
Peso Molecular (M) →					$\frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$	

Factor de conversión para compuestos:



Relaciones de compuesto a elemento, también se puede relacionar los gramos y moles de un compuesto con los elementos que lo conforman.



Actividad

Con la ayuda de una tabla periódica, resolvemos lo siguiente:

- | | |
|---|---------------|
| - Determinemos el peso molecular (M) del ácido carbónico (H_2CO_3) | R. 62 g/mol |
| - Determinemos el peso molecular (M) del ácido sulfúrico (H_2SO_4) | R. 98 g/mol |
| - Determinemos el peso molecular (M) del ácido clorhídrico (HCl) | R. 36,5 g/mol |
| - Determinemos el peso molecular (M) del anhídrido carbónico (CO_2) | R. 44 g/mol |
| - Determinemos el peso molecular (M) del óxido de sodio (Na_2O) | R. 62 g/mol |
| - Determinemos el peso molecular (M) del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) | R. 34 g/mol |
| - Determinemos el peso molecular (M) del sulfato de sodio (Na_2SO_4) | R. 142 g/mol |
| - Determinemos el peso molecular (M) del sulfuro de calcio (CaS) | R. 72 g/mol |
| - Determinemos el peso molecular (M) del ácido nítrico (HNO_3) | R. 63 g/mol |
| - Determinemos el peso molecular (M) del permanganato de potasio (KMnO_4) | R. 158 g/mol |

Ejemplo 2:

Determinamos la cantidad de moléculas de agua (H_2O) presentes en una botella con 500 gramos de este líquido. Pesos atómicos H:1 O:16



Fuente: <https://lc.cx/NKaJkW>

Solución:

Calculamos el peso molecular del agua

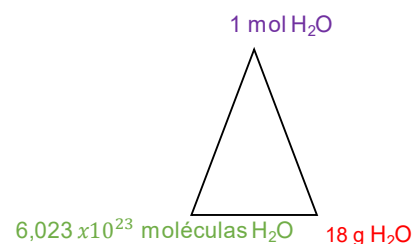
$$\begin{array}{rcl} \text{H: } 2 \cdot 1 & = & 2 \text{ g H} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 & = & 16 \text{ g O} \\ \hline & & 18 \text{ g H}_2\text{O} \\ & & \text{mol} \end{array}$$

Realizamos el factor de conversión

$$500 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,67 \times 10^{25} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

La botella tiene $1,67 \times 10^{25}$ moléculas H_2O .

Factor de conversión



Datos:

Tenemos en la botella
500 g H_2O convertimos a moléculas
de agua

Ejemplo 3:

¿Cuántos moles de metano (CH_4) hay en una garrafa que contiene $1,2 \times 10^{24}$ moléculas de este gas? Pesos atómicos. H:1 C:12



Fuente: <https://lc.cx/9-Kqw6>

Solución:

Calculamos el peso molecular del metano

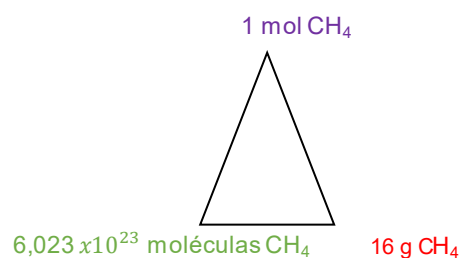
$$\begin{array}{rcl} \text{C: } 1 \cdot 12 & = & 12 \text{ g C} \\ \text{H: } 4 \cdot 1 & = & 4 \text{ g H} \\ \hline & & 16 \text{ g CH}_4 \\ & & 1 \text{ mol CH}_4 \end{array}$$

Realizamos el factor de conversión

$$1,2 \times 10^{24} \text{ moléculas CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4} = 2 \text{ mol CH}_4$$

La garrafa contiene 2 moles de metano.

Factor de conversión



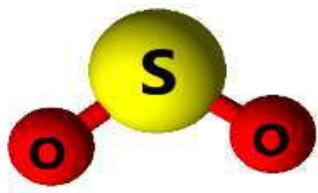
Datos:

Tenemos en la garrafa
 $1,2 \times 10^{24}$ moléculas CH_4
convertimos a moles de metano

Ejemplo 4:

Los procesos metalúrgicos producen dióxido de azufre (SO_2), un gas tóxico y contaminante. Determinamos la cantidad de moléculas que hay en 3 moles de este compuesto. Pesos atómicos. S:32 O:16.

Dióxido de azufre



Datos:

Tenemos 3 moles de dióxido de azufre (SO_2) convertimos a moléculas.

Solución:

Calculamos el peso molecular del dióxido de azufre

$$\begin{array}{rcl} \text{S: } 1 \cdot 32 & = & 32 \text{ g S} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 & = & 32 \text{ g O} \\ \hline & & 64 \frac{\text{g SO}_2}{\text{mol}} \end{array}$$

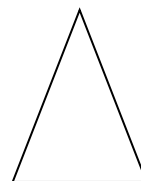
Realizamos el factor de conversión, sin utilizar el peso molecular

$$3 \text{ mol SO}_2 \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} = 1,81 \times 10^{24} \text{ moléculas SO}_2$$

En 3 moles de SO_2 hay un equivalente de $1,81 \times 10^{24}$ moléculas SO_2 .

Factor de conversión

1 mol SO_2

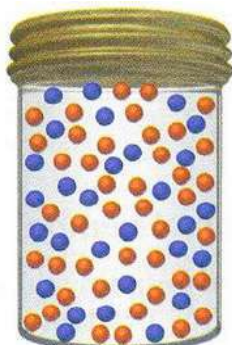


$6,023 \times 10^{23}$ moléculas SO_2 64 g SO_2

Ejemplo 5:

Una mezcla gaseosa está formada por 3,2 g de metano (CH_4) y 8,4 g de nitrógeno molecular (N_2). ¿Cuál será el número de moles en la mezcla? Pesos atómicos. C:12 H:1 N:14.

Mezcla



Fuente: <https://lc.cx/BpLMVV>

Datos:

Tenemos 3,2 g CH_4 y 8,4 g N_2 convertimos a moles cada uno por separado y sumamos para saber cuántos moles hay en total en la mezcla.

Solución:

Calculamos el peso molecular del metano.

$$\begin{array}{rcl} \text{C: } 1 \cdot 12 & = & 12 \text{ g C} \\ \text{H: } 4 \cdot 1 & = & 4 \text{ g H} \\ \hline & & 16 \frac{\text{g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} \end{array}$$

Realizamos el factor de conversión.

$$3,2 \text{ g CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} = 0,2 \text{ mol CH}_4$$

Calculamos el peso molecular del nitrógeno molecular.

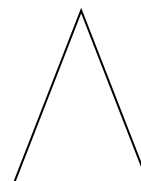
$$\text{N: } 2 \cdot 14 = 28 \text{ g N}_2$$

Realizamos el factor de conversión.

$$8,4 \text{ g N}_2 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} = 0,3 \text{ mol N}_2$$

Factor de conversión

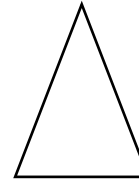
1 mol CH_4



$6,023 \times 10^{23}$ moléculas CH_4 16 g CH_4

Factor de conversión

1 mol N_2



$6,023 \times 10^{23}$ moléculas N_2 28 g N_2

Calculamos los moles totales que están presentes en la mezcla:

$$\text{moles}_{\text{mezcla}} = \text{moles}_{\text{CH}_4} + \text{moles}_{\text{N}_2}$$

$$\text{moles}_{\text{mezcla}} = 0,2 \text{ mol} + 0,3 \text{ mol}$$

$$\text{moles}_{\text{mezcla}} = 0,5 \text{ mol}$$

Reemplazamos los datos

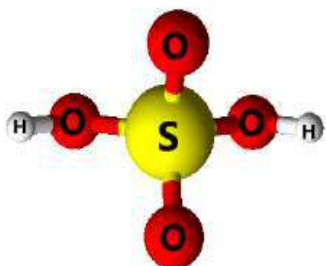
La mezcla de metano y nitrógeno molecular contiene 0,5 moles en total.

Es posible determinar el porcentaje en masa de cada elemento que compone el compuesto.

Ejemplo 6:

Determinamos el porcentaje de cada elemento en la fórmula del ácido sulfúrico (H_2SO_4). Pesos atómicos H:1 S:32 O:16

Ácido sulfúrico



Fórmula de porcentaje en masa:

$$\% = \frac{\text{masa (elemento)}}{\text{masa (peso molecular)}} \times 100$$

Solución:

Calculamos el peso molecular del ácido sulfúrico

$$\text{H: } 2 \cdot 1 = 2 \text{ g H}$$

$$\text{S: } 1 \cdot 32 = 32 \text{ g S}$$

$$\text{O: } 4 \cdot 16 = 64 \text{ g O}$$

$$\underline{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}$$

$$\text{mol}$$

Calculamos que porcentaje de cada elemento:

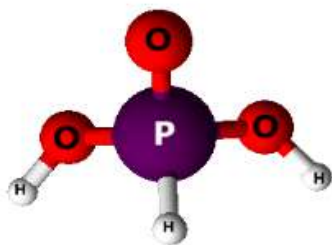
$$\begin{array}{l} \% \text{H} = \frac{2 \text{ g H}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \times 100 \\ \% \text{H} = 2,04 \% \end{array} \quad \begin{array}{l} \% \text{S} = \frac{32 \text{ g S}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \times 100 \\ \% \text{S} = 32,65 \% \end{array} \quad \begin{array}{l} \% \text{O} = \frac{64 \text{ g O}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \times 100 \\ \% \text{O} = 65,31 \% \end{array}$$

Los porcentajes de los elementos en la fórmula del ácido sulfúrico son 2,04 % H, 32,65 % S y 65,31 % O.

Ejemplo 7:

Determinamos el porcentaje de cada elemento en la fórmula del ácido fosforoso (H_3PO_3). Pesos atómicos H:1 P:31 O:16

Ácido fosforoso



Fórmula de porcentaje en masa:

$$\% = \frac{\text{masa (elemento)}}{\text{masa (peso molecular)}} \times 100$$

Solución:

Calculamos el peso molecular del ácido fosforoso

$$\text{H: } 3 \cdot 1 = 3 \text{ g H}$$

$$\text{P: } 1 \cdot 31 = 31 \text{ g P}$$

$$\text{O: } 3 \cdot 16 = 48 \text{ g O}$$

$$\underline{82 \text{ g H}_3\text{PO}_3}$$

$$\text{mol}$$

Calculamos que porcentaje de cada elemento:

$$\begin{array}{l} \% \text{H} = \frac{3 \text{ g H}}{82 \text{ g H}_3\text{PO}_3} \times 100 \\ \% \text{H} = 3,66 \% \end{array} \quad \begin{array}{l} \% \text{P} = \frac{31 \text{ g P}}{82 \text{ g H}_3\text{PO}_3} \times 100 \\ \% \text{P} = 37,80 \% \end{array} \quad \begin{array}{l} \% \text{O} = \frac{48 \text{ g O}}{82 \text{ g H}_3\text{PO}_3} \times 100 \\ \% \text{O} = 58,54 \% \end{array}$$

Los porcentajes de los elementos en la fórmula del ácido fosforoso son 3,66 % H, 37,80 % P y 58,54 % O.

El peso molecular o masa molar de una sustancia es la suma de las masas atómicas de todos los elementos que la componen. Este valor permite calcular la masa de cada elemento en una cantidad específica de sustancia, facilitando su análisis y medición en experimentos y aplicaciones.

Ejemplo 8:

Un envase contiene 10 moles de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) ¿Qué masa solo de carbono hay en el recipiente? Pesos atómicos. C:12 H:1 O:16

Glucosa

Fuente: <https://lc.cx/EbEf4i>

Solución:

Calculamos el peso molecular de la glucosa

$$C: 6 \cdot 12 = 72 \text{ g C}$$

$$H: 12 \cdot 1 = 12 \text{ g H}$$

$$O: 6 \cdot 16 = 96 \text{ g O}$$

$$180 \frac{\text{g } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}$$

Datos:

Tenemos

10 moles de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)

Calculamos los gramos solo de carbono

Para calcular los gramos de carbono se utiliza solo al factor del peso molecular.

$$10 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 \times \frac{72 \text{ g C}}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} = 720 \text{ g C}$$

En el envase de glucosa existe 720 gramos solo de carbono.

Actividad

Con la ayuda de una tabla periódica, realizamos los siguientes ejercicios:

1. Calculamos el número de moles de los siguientes compuestos:

a) 9,8 g H_3PO_4

b) 10 g $Ba(HSO_4)_2$

c) 1×10^{-3} g $Ca_3(PO_4)_2$

d) 1,6 g Br_2

R. a) 0,1 moles H_3PO_4

b) 0,03 moles $Ba(HSO_4)_2$

c) $3,2 \times 10^{-6}$ moles $Ca_3(PO_4)_2$

d) 0,01 moles Br_2

2. Calculamos el número de gramos presentes en los siguientes compuestos:

a) 0,002 moles de $Ca(NO_3)_2$

b) 0,50 moles de NaOH

c) 0,02 moles de H_3PO_4

d) 1,17 moles de Br_2

R. a) 0,328 g $Ca(NO_3)_2$

b) 20 g NaOH

c) 1,96 g H_3PO_4

d) 187 g Br_2

3. Completamos la siguiente tabla:

Compuestos	Peso molecular (g/mol)	Masa (g)	Número de moles (mol)	Número de moléculas (moléculas)
HCl		73		
CH_3OH				3×10^{25}
CCl_4			0,4	
$BaCl_2$		5000		
CO			1,5	



VALORACIÓN

La importancia de saber manejar las unidades químicas

- Control y optimización de reacciones

Conocer la cantidad exacta de moles permite determinar la cantidad precisa de reactivos necesarios para que una reacción ocurra de forma completa, evitando el exceso de alguno de ellos. Esto ayuda a optimizar el uso de materiales y a reducir desperdicios, lo cual es especialmente importante en procesos industriales.

- Seguridad y minimización de riesgos

En reacciones químicas peligrosas o que pueden liberar energía (como las exotérmicas), calcular los moles es clave para evitar reacciones descontroladas. Un mal cálculo podría llevar a una explosión o a la formación de subproductos peligrosos, así que es una herramienta importante para la seguridad en laboratorios y en la industria.

Reacción química



Fuente: h.hannainst.com.

Los cálculos de moles son la base para realizar cualquier cálculo estequiométrico en una reacción química. Esto es esencial para ajustarse a las proporciones correctas en cualquier reacción química.

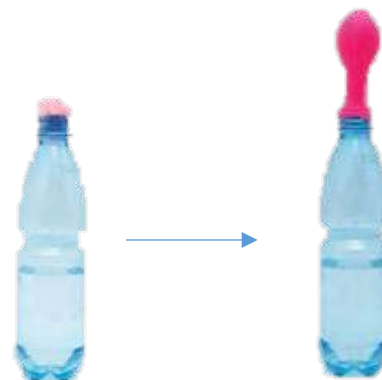


PRODUCCIÓN

Reacción de bicarbonato de sodio y vinagre

Materiales:

- Bicarbonato de sodio (NaHCO_3) en polvo 20 gramos.
- Vinagre (ácido acético al 5%).
- Balanza de precisión.
- 3 botellas pequeñas de plástico.
- Cucharas.
- Globos pequeños.
- Vaso medidor.
- Cinta adhesiva.



Procedimiento:

1. Preparación de reactivos:

Mide 0,02 moles de bicarbonato de sodio con una balanza y colócalo en un vaso. Llena un globo vacío con esta cantidad de bicarbonato (puedes ayudarte con un embudo para ponerlo en el globo).

2. Medición del vinagre:

Mide 20 mL de vinagre en la botella. Coloca el globo con bicarbonato en la abertura del vaso de vinagre, pero sin volcarlo aún.

3. Iniciar la reacción:

Sujeta el globo firmemente alrededor de la boca del vaso y permite que el bicarbonato caiga en el vinagre. La mezcla debería comenzar a burbujear mientras produce CO_2 , inflando el globo.

4. Repetición con diferentes cantidades:

Realiza el experimento con diferentes cantidades de bicarbonato (por ejemplo, 0,1 y 0,15 moles)

Observamos como varía el tamaño del globo con diferentes cantidades de bicarbonato, explicamos porque ocurre esa diferencia.

DENSIDADES

PRÁCTICA

La densidad es uno de los conceptos más fundamentales en las ciencias físicas, pero a menudo subestimado. Este simple cociente entre masa y volumen no solo nos permite entender por qué un objeto flota o se hunde, sino que es clave para comprender fenómenos que van desde la estructura de los materiales más comunes hasta los procesos cósmicos más complejos.

Imagina sostener en tus manos una pequeña bola de metal y una de plástico del mismo tamaño, aunque ocupan el mismo espacio, la diferencia en la sensación de peso nos lleva a una cuestión fascinante: ¿qué determina que dos objetos con igual volumen sean tan diferentes en su masa? La respuesta radica en la densidad, una propiedad que no solo explica las características de los sólidos cotidianos, sino que también es esencial para predecir el comportamiento de líquidos y gases en la vida diaria y en entornos científicos.



Fuente: <https://lc.cx/rRpm2j>



Fuente: <https://lc.cx/it-5iP>

Actividad

Realizamos el siguiente experimento

Materiales:

Miel (5 cucharas), detergente líquido de color (100 mL), colorantes de diferente color (2), aceite vegetal (100 mL) y alcohol (100 mL).

Procedimiento

1. Vierte miel en el vaso. Hazlo con cuidado para evitar que se ensucien las paredes del vaso.
2. Añade el detergente líquido de color. Vierte con cuidado.
3. Ahora agrega el agua coloreada. Vierte lentamente con la ayuda de una cuchara. Verás cómo se forma una nueva capa sobre el detergente.
4. Agrega el aceite vegetal.
5. Finalmente, añade el alcohol coloreado (puedes usar una gota de otro colorante para diferenciarlo).

Respondemos las siguientes preguntas:

- ¿Qué es la densidad y cómo se relaciona con la disposición de las capas en este experimento?
- ¿Por qué los líquidos con mayor densidad se posicionan en la parte inferior del vaso y los de menor densidad en la parte superior?
- Si aumentamos la temperatura de alguno de los líquidos, ¿cómo crees que afectaría su densidad y el resultado del experimento?
- ¿Qué otros líquidos podrían usarse en este experimento que tengan diferentes densidades? Proporciona ejemplos y predice dónde se posicionarían.

TEORÍA

Como el hielo tiene una densidad menor que el agua, flota, lo cual permite que la vida prospere en los océanos.



Fuente: <https://lc.cx/XL9i7U>

1. Densidad Absoluta (ρ)

La densidad absoluta es la relación entre la masa de una sustancia y el volumen que ocupa. Es una propiedad intensiva de la materia, lo que significa que no depende de la cantidad de sustancia presente. Su valor permanece constante para cada sustancia pura, siempre que se mantengan las mismas condiciones de presión y temperatura.

Cuando se realizan cálculos muy precisos, es importante considerar que la densidad disminuye a medida que la temperatura aumenta. La densidad de las sustancias sólidas y líquidas suele mantenerse constante en un rango de temperaturas entre 0°C y 30°C. Además, los sólidos generalmente tienen una densidad mayor que en los líquidos.

La fórmula para calcular la densidad es:

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

Densidad ← Masa
Volumen

Unidades:

SISTEMA	S.I.	CGS
Masa	Kg	g
Volumen	m ³	cm ³
Densidad	$\frac{\text{Kg}}{\text{m}^3}$	$\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Densidad de algunas sustancias

Sustancia	$\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
Agua	1,0
Mercurio	13,6
Aluminio	2,7
Oro	19,3
Plomo	11,3
Cobre	8,9

2. Densidad relativa (ρ_r) o peso específico relativo (ρ_e)

La unidad de la densidad en el sistema internacional (S.I.) resulta muy grande para las aplicaciones químicas. En consecuencia, los gramos sobre centímetro cúbico (g/cm^3) y su equivalente gramos sobre mililitro (g/mL) se usan con frecuencia para sólidos y líquidos. La densidad de los gases tiende a ser muy baja, de modo que se expresa en gramos sobre litro (g/L).

$$\rho_r = \frac{\rho_x}{\rho_{H_2O}}$$

La densidad relativa de una sustancia es la relación entre su densidad y la densidad del agua ambas a la misma temperatura, es un número adimensional (sin unidades).

Ejemplo 1:

El mercurio (Hg) elemental o metálico es un metal plateado brillante y líquido a temperatura ambiente. Se utiliza en los termómetros, la densidad del mercurio, es de 13,6 g/mL . Calculamos la masa de 5,50 mL del líquido.

Datos:



Fuente: <https://lc.cx/sxeyfk>

$$\rho_{Hg} = 13,6 \text{ g/mL}$$

$$V_{Hg} = 5,50 \text{ mL}$$

$$m_{Hg} = ?$$

Solución:

El volumen del mercurio lo expresamos en cantidad de masa, utilizando la fórmula de la densidad.

$$\rho_{Hg} = \frac{m_{Hg}}{V_{Hg}} \quad \text{despejamos } m_{Hg}$$

$$m_{Hg} = \rho_{Hg} \cdot V_{Hg} \quad \text{reemplazamos datos}$$

$$m_{Hg} = 13,6 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 5,50 \text{ mL}$$

$$m_{Hg} = 74,8 \text{ g}$$

5,50 mL de volumen de mercurio en masa equivale a decir 74,8 gramos de mercurio.

Empastes dentales de amalgama



Fuente: <https://lc.cx/Z326vc>

Las amalgamas son una mezcla de mercurio con zinc, cobre, estaño y plata, según las últimas investigaciones científicas, la pasta es tóxica porque libera vapor de mercurio nocivo para el sistema nervioso. Muchos expertos recomiendan el recambio de las amalgamas por otros productos más seguros y estéticos como las resinas.

El volumen de los líquidos puede medirse, por ejemplo, utilizando una probeta.



Fuente: <https://lc.cx/QNI/w-k>

En el caso de los sólidos, si tienen una forma geométrica definida, su volumen se calcula mediante las fórmulas correspondientes a su forma.

Cubo



lado

$$V_{\text{cubo}} = (\text{lado})^3$$

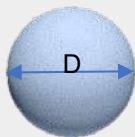
Cilindro

$$V_{\text{cilindro}} = \frac{\pi D^2 h}{4}$$

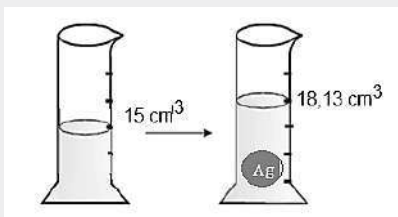


Esfera

$$V_{\text{esfera}} = \frac{1}{6} \pi D^3$$



El volumen de un sólido de forma irregular se puede calcular sumergiéndolo en una probeta con agua. El aumento en el nivel del agua desplazada corresponde al volumen del sólido.



$$V_{(\text{sólido})} = 3,13 \text{ cm}^3$$

Ejemplo 2:

El oro (Au) es un metal precioso químicamente inerte. Utilizado principalmente en joyería, odontología y equipos electrónicos. El peso de un lingote de oro es de 301 gramos y el volumen es de 15,6 mL. Calculamos la densidad del oro.

Datos:



Fuente: <https://lc.cx/EyNrMx>

$$m_{\text{Au}} = 301 \text{ g}$$

$$V_{\text{Au}} = 15,6 \text{ mL}$$

$$\rho_{\text{Au}} = ?$$

Solución:

Calculamos la densidad del oro con la fórmula de la densidad.

$$\rho_{\text{Au}} = \frac{m_{\text{Au}}}{V_{\text{Au}}} \quad \text{reemplazamos datos}$$

$$\rho_{\text{Au}} = \frac{301 \text{ g}}{15,6 \text{ mL}}$$

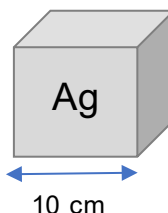
$$\rho_{\text{Au}} = 19,3 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

La densidad del oro es de 19,3 g/mL.

Ejemplo 3:

Los lingotes de plata (Ag) producidos en la planta de Karachipampa en el departamento de Potosí tienen una densidad de 10,5 g/cm³. ¿Cuál es la masa de un lingote de plata cúbico con una longitud de lado de 10 cm?

Datos:



$$\rho_{\text{Ag}} = 10,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$m_{\text{Ag}} = ?$$

$$V_{\text{cubo}} = (\text{lado})^3$$

$$V_{\text{cubo}} = (10 \text{ cm})^3$$

$$V_{\text{cubo}} = 1000 \text{ cm}^3 = V_{\text{Ag}} = 1000 \text{ cm}^3$$

Calculamos la masa de la plata:

$$\rho_{\text{Ag}} = \frac{m_{\text{Ag}}}{V_{\text{Ag}}}$$

$$m_{\text{Ag}} = \rho_{\text{Ag}} \cdot V_{\text{Ag}}$$

$$m_{\text{Ag}} = 10,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1000 \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{Ag}} = 10500 \text{ g}$$

La masa de un lingote cúbico de plata es de 10500 gramos.

Realizamos los siguientes ejercicios:

- En un laboratorio de química, se pide a los estudiantes que utilicen 30 gramos de un ácido de densidad de 1,2 g/mL. ¿Cuánto equivale en volumen? R. 25 mL
- La botella se llenó con un volumen de 2,82 mL de un líquido desconocido, pesando el conjunto 8,36 g. La botella vacía pesaba 6,02 g. Calcular la densidad del líquido. R. 0,83 g/mL
- ¿Cuál es la densidad de un cubo de corcho con una longitud de lado de 2 cm y una masa de 2,4 g? R. 0,3 g/mL
- La densidad de la sal de mesa es de 2.16 g/mL. Calculamos su densidad relativa. R. 2,16

VALORACIÓN

¡El hielo tiene la capacidad de flotar porque es menos denso que el agua!

El agua es una de las muy pocas sustancias que al pasar al estado sólido no disminuye su volumen, sino que lo aumenta, disminuyendo su densidad, el hielo que forma los casquetes polares y el que cubre lagos y ríos en zonas heladas, se forma de arriba hacia abajo y se mantiene arriba y no al revés. Lo que resulta fundamental para la vida de los organismos acuáticos.



Fuente: <https://lc.cx/VW5Mf4>

¿Cómo es posible que se pueda elevar un globo aerostático?

Las partículas de aire dentro el globo ocupa un cierto espacio, cuando se calienta el aire las partículas tienen a moverse más rápidamente, es decir el volumen de aire se incrementa y su densidad disminuye. En consecuencia, el aire caliente tiende a elevarse por diferencia de densidades entre el aire caliente encerrado en el globo y el aire frío en el exterior.



Fuente: <https://lc.cx/DDKg3t>

PRODUCCIÓN

Determinación de densidades de diversas sustancias

Materiales:

- Balanza de plataforma.
- Probeta de (100 mL).
- Canicas de vidrio.
- Clavos de hierro.
- Agua destilada.
- Aceite vegetal (30 mL).

Procedimiento:

1. Pesar los clavos de vidrio, la canica y anotar los resultados.
2. Llenar la probeta con 50 mL de agua y añadan una de las sustancias que se pesaron con mucho cuidado para no romper la probeta. Anoten el nivel al que llegó el agua en la probeta (para calcular su volumen).
3. Realizamos los cálculos necesarios para determinar la densidad. No olviden reportar los valores en g/cm^3 .
4. Ahora dupliquen la masa de cada sustancia, midan su volumen y vuelvan a hacer los cálculos. Anoten sus resultados en una tabla.

Para determinar la densidad del aceite, primero se pesa la probeta vacía y se anota su masa. A continuación, se añaden 30 mL de aceite a la probeta y se pesa nuevamente el conjunto, registrando el nuevo valor. Con estos datos, realizamos el cálculo de la densidad del aceite utilizando la fórmula adecuada.

Probeta



Fuente: <https://lc.cx/QNIw-k>

Balanza



Fuente: <https://lc.cx/O-6tOn>



Fuente: <https://lc.cx/d5U8eE>



Fuente: <https://lc.cx/Et7wwR>

BIBLIOGRAFÍA

ÁREA: QUÍMICA

- Atkins, P., & Jones, L. (2012). *Principios de química: Los caminos del descubrimiento* (5.a ed.). Médica Panamericana.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., Stoltzfus, M. W., & Lufaso, M. W. (2014). *Química: La ciencia central* (12.a ed.). Pearson.
- Carey, F. A., & Giuliano, R. M. (2014). *Química orgánica*. McGraw-Hill.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2017). *Química* (12.a ed.). McGraw-Hill Interamericana.
- Ibarz, A. J. (1976). *Problemas de química general* (2.a ed.). Editorial Marín.
- Petrucchi, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). *Química general* (11.a ed.). Pearson.
- Whitten, K. W., Davis, R. E., Peck, M. L., & Stanley, G. G. (2015). *Química* (10.a ed.). Cengage Learning.
- Zumdahl, S. S., & DeCoste, D. J. (2012). *Principios de química*. Cengage Learning Editores.

Equipo de redactores del texto de aprendizaje del **4TO AÑO DE ESCOLARIDAD** de Educación Secundaria Comunitaria Productiva.

PRIMER TRIMESTRE

Lengua Castellana

Lidia Nina Cruz

Matemática

Juan Pablo Loza Choque

Biología - Geografía

Melizza Fuentes Vera

Ciencias Sociales

Ildefonso Fernández Huanca

SEGUNDO TRIMESTRE

Lengua Castellana

Verónica Graciela Mollo Condori

Matemática

Edwin Noel Escalante Loayza

Biología - Geografía

Melizza Fuentes Vera

Ciencias Sociales

Ildefonso Fernández Huanca

TERCER TRIMESTRE

Lengua Castellana

Lilian Paulina Peñas Aldana

Matemática

Edwin Noel Escalante Loayza

Biología - Geografía

Melizza Fuentes Vera

Ciencias Sociales

Ildefonso Fernández Huanca



minedu.gob.bo



[@minedubol](https://twitter.com/minedubol)



[minedu_bol](https://www.youtube.com/minedu_bol)