



BITÁCORA DEL
ESTUDIANTE

QUÍMICA

Estructura
atómica

Todas las imágenes incluidas en la obra Bitácora del Estudiante pertenecen a CEPECH SPA.

El Equipo de Diseño y Desarrollo de Recursos Didácticos ha puesto su esfuerzo en obtener los permisos correspondientes para utilizar las distintas obras con copyright que aparecen en esta publicación. En caso de presentarse alguna omisión o error, será enmendado en las siguientes ediciones a través de las inclusiones o correcciones necesarias.

Autor : CEPECH SPA.
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL.
Fecha última edición: 04 de Abril 2023.

Presentación

Te presentamos la **Bitácora de Ciencias Química**, recurso con el que podrás **repasar** y **profundizar** los **conceptos, contenidos** y **procesos** abordados en tus clases Cpech y evaluados en la Prueba de Acceso a la Educación Superior. Cada una de sus secciones y capítulos se encuentran **ajustados a los ejes temáticos** declarados en el temario DEMRE.

Es muy importante que **integres la Bitácora del Estudiante** a tu proceso de aprendizaje y estudio autónomo, **complementando el trabajo** de preparación y reforzamiento de cada una de tus clases, **con el conjunto de materiales disponibles** para cada una de ellas.

En esta primera Bitácora del Estudiante, podrás conocer y profundizar los contenidos correspondientes al **eje temático de "Estructura atómica"**, donde encontrarás temas tanto del **módulo común**, como al **módulo electivo** de la Prueba de Ciencias. En este último caso, aquellos **temas abordados de forma exclusiva** por el **módulo electivo** de la prueba, **serán identificados** a través de una simbología diferenciadora (ME).

Te invitamos a preparar la Prueba de Acceso a la Educación Superior de Ciencias, y potenciar tus conocimientos y habilidades, revisando continuamente los contenidos desarrollados en cada Bitácora del Estudiante.

Diseño y Desarrollo de Recursos Didácticos.
Preuniversitario CPECH.

Iconos didácticos



Conceptos importantes

Indica aquellos conceptos importantes referidos al capítulo que debes recordar.

Sabías que

Indica relaciones importantes respecto a la aplicación real de contenidos, con la finalidad de que los asocies de manera didáctica.



¡Ojo con!

Indica datos relevantes que debes manejar respecto a un contenido.

Índice

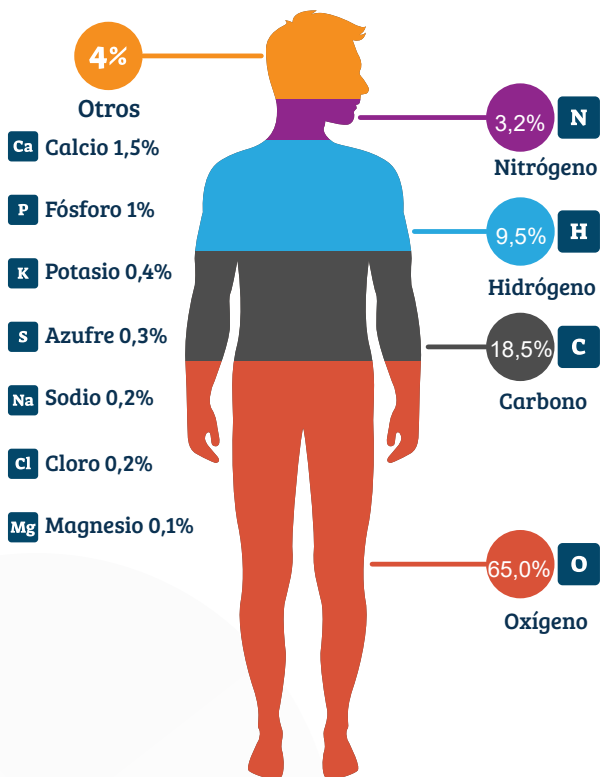
1. La materia y su clasificación	6
• Sustancias puras.....	6
• Mezclas.....	7
• Tipos de mezclas.....	8
• Métodos de separación de mezclas	9
2. Propiedades físicas de la materia	10
• Punto de ebullición	10
• Punto de fusión.....	11
• Dureza.....	12
• Color.....	12
• Maleabilidad	13
• Ductilidad.....	14
• Brillo.....	14
• Conductividad eléctrica	15
• Conductividad térmica.....	15
• Densidad	16
3. Cambios físicos y químicos.....	17
• Cambios físicos	17
• Cambios químicos.....	18

4. Los gases	19
• Teoría cinético-molecular de los gases.....	19
• Propiedades de los gases.....	20
• Impacto medioambiental de los gases.....	22
5. Teorías y modelos atómicos	23
• Teoría atómica de Dalton	23
• Modelo atómico de Thomson.....	23
• Modelo atómico de Rutherford	24
• Modelo atómico de Bohr	25
• Modelo mecánico cuántico	26
• Conceptos clave	27
• Tipos de átomos	30
6. Tabla periódica de los elementos	31
• Periodos	31
• Grupos	31
7. Propiedades periódicas (ME)	34
• Radio atómico	35
• Radio iónico	35
• Potencial de ionización	36
• Electroafinidad.....	36
• Electronegatividad	36

8. Enlace químico	37
• Estructura de Lewis.....	38
• Especies isoelectricas.....	39
9. Tipos de enlace	39
• Enlace iónico.....	39
• Enlace covalente.....	40
• Enlace metálico.....	41
• Características de las sustancias.....	41
10. Bibliografía general	42
11. Tabla periódica	43

1. La materia y su estructura

La materia que constituye nuestro organismo, así como todo lo que nos rodea, puede ser definida como todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, tiene masa, volumen y energía, por lo que puede ser observada y medida. De esta forma, la materia puede ser clasificada según su composición en sustancias puras y mezclas.



Sustancias puras

Son aquellas cuya composición es definida y constante, por lo que presentan propiedades características, como densidad, punto de ebullición, punto de fusión, etc.

Pueden ser clasificadas según su composición química en elementos y compuestos químicos.

Elementos químicos:

- Son sustancias puras que están formadas por solo un tipo de átomo, el cual le confiere propiedades características.
- Los elementos no se pueden descomponer en sustancias más sencillas.
- Son representados mediante símbolos químicos, con una letra mayúscula, como por ejemplo el hidrógeno (H), o con una mayúscula seguida de una minúscula, como el hierro (Fe).



Oxígeno (O)



Hidrógeno (H)



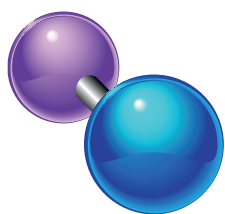
Nitrógeno (N)



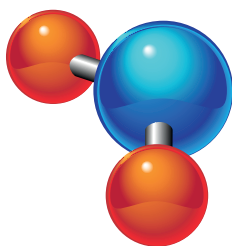
Carbono (C)

Compuestos químicos:

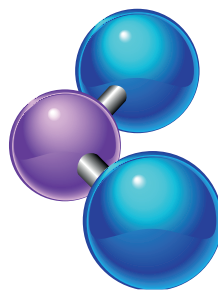
- Son sustancias puras formadas por la unión de cantidades exactas de dos o más tipos diferentes de elementos químicos.
- Utilizando determinados procedimientos químicos, es posible la descomposición de un compuesto químico en sus elementos.
- Son representados mediante el uso de fórmulas químicas, que exponen el tipo de elementos que los forman y la cantidad de átomos, por lo que refleja la composición química de un determinado compuesto.



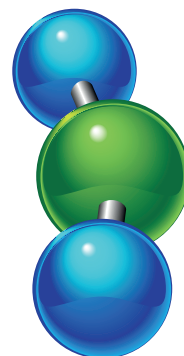
Óxido de nitrógeno
(NO)



Agua
(H₂O)



Dióxido de nitrógeno
(NO₂)



Dióxido de carbono
(CO₂)

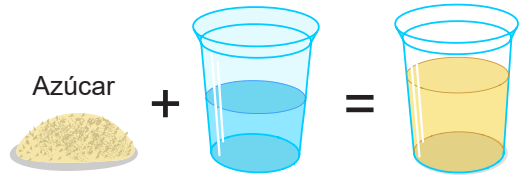
Mezclas

- Son producto de la combinación no exacta ni constante de dos o más sustancias que no reaccionan entre sí, por lo cual cada componente conserva sus propiedades características.
- Los componentes de una mezcla pueden ser separados mediante métodos físicos o químicos.
- Las mezclas están formadas por una sustancia que se encuentra en menor proporción llamada **fase dispersa**, y una que se encuentra en mayor proporción, correspondiente a la **fase dispersante**.
- El tamaño de las partículas de la fase dispersa permite clasificar las mezclas en homogéneas (soluciones) y en heterogéneas (suspensiones y coloides), cuyas características se muestran en la siguiente tabla:

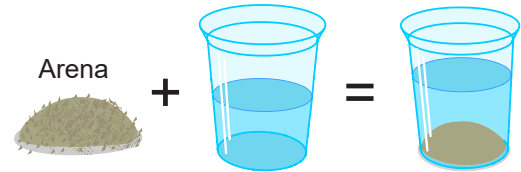
Propiedad	Solución	Coloide	Suspensión
Tamaño de partícula	0,1 nm – 1 nm	1 nm – 1 μm	> 1 μ
Sedimenta	No	No	Sí
Filtra a través de papel	No	No	Sí
Presenta efecto Tyndall	No	Sí	No siempre
Homogénea	Sí	Intermedia	No
Transparencia	Transparente	Translúcida	Opaca

Tipos de mezclas

Mezclas homogéneas: sus componentes se distribuyen de manera uniforme, por lo que no se pueden identificar a simple vista cada uno de ellos.



Mezclas heterogéneas: sus componentes no se distribuyen de forma uniforme, por lo que se pueden identificar a simple vista y/o también utilizando determinados instrumentos (lupa, por ejemplo).

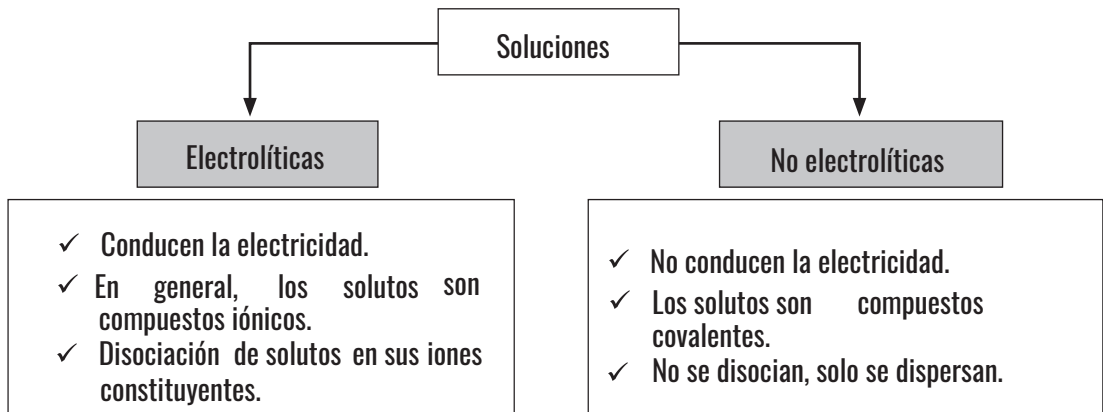


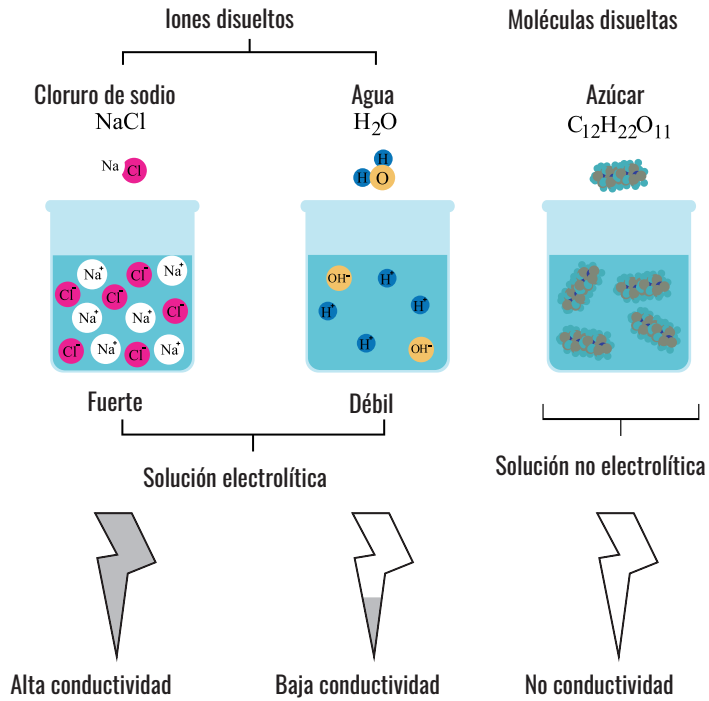
Mezclas homogéneas: Soluciones

Tipos de soluciones

Las soluciones químicas se pueden clasificar de acuerdo a distintos criterios, entre los cuales se encuentran:

1. **Estado de agregación:** sólidas, líquidas y gaseosas.
2. **Número de componentes:** binarias, ternarias y cuaternarias, para: dos, tres y cuatro componentes, respectivamente.
3. **Naturaleza del soluto:** electrolíticas y no electrolíticas, las cuales presentan las siguientes características:

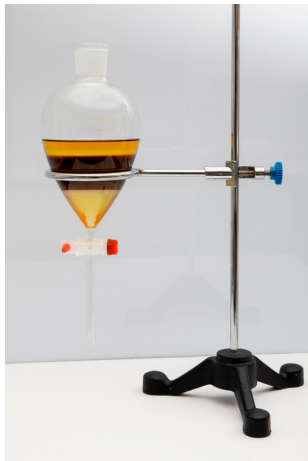




Métodos de separación de mezclas

Decantación:

Método mecánico de separación de mezclas heterogéneas, que pueden estar formadas por un líquido y un sólido, o por dos líquidos de diferente densidad. Al dejar la mezcla en reposo, el componente más denso se deposita en el fondo, permitiendo la separación.



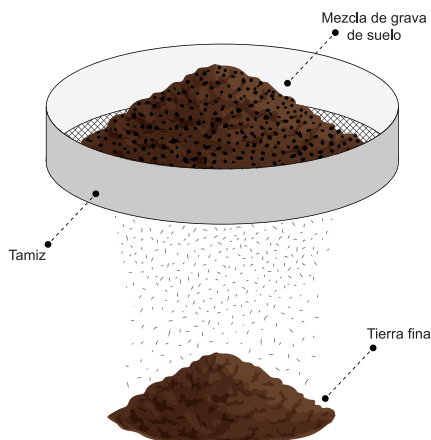
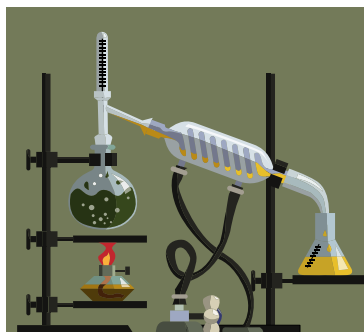
Evaporación:

Separación de un sólido disuelto en un líquido mediante calentamiento o presión reducida, hasta que todo el solvente se evapore, dejando atrás el soluto.



Destilación:

Separación de sustancias solubles entre sí, mediante evaporaciones y condensaciones sucesivas, aprovechando diferentes puntos de ebullición de los componentes de la mezcla.



Tamizado:

Método físico para separar sólidos formados por partículas de diferentes tamaños, al hacerlos pasar por un tamiz (colador).

Filtración:

Proceso de separación de sólidos en suspensión en un líquido mediante un medio poroso, que retiene los sólidos y permite el paso del líquido.



2. Propiedades físicas de la materia

Punto de ebullición

El punto de ebullición es la temperatura a la que la presión de vapor de un líquido se iguala a la presión atmosférica existente sobre dicho líquido. A temperaturas inferiores al punto de ebullición (p.e.), la evaporación tiene lugar únicamente en la superficie del líquido. Durante la ebullición se forma vapor en el interior del líquido, que sale a la superficie en forma de burbujas, con el característico hervor tumultuoso de la ebullición. Cuando el líquido es una sustancia pura, continúa hirviendo mientras se le aporte calor, sin aumentar la temperatura; esto quiere decir que la ebullición se produce a una temperatura y presión constantes independientemente de la cantidad de calor aplicado al líquido.

a. Cuando se aumenta la presión sobre un líquido, el punto de ebullición aumenta. El agua, sometida a una presión de 1 atmósfera (760 mmHg), hierve a 100 °C, pero a una presión de 217 atmósferas el punto de ebullición alcanza su valor máximo a 374 °C. Por encima de esta temperatura (la temperatura crítica del agua), el agua en estado líquido es idéntica al vapor saturado.

b. Al reducir la presión sobre un líquido, baja el valor del punto de ebullición. A mayores altitudes, donde la presión es menor, el agua hierve por debajo de 100 °C. Si la presión sobre una muestra de agua desciende a 0,05 atmósferas, la ebullición tendrá lugar a 0 °C.

Los puntos de ebullición varían dentro de un amplio margen de temperaturas. El punto de ebullición más bajo es el del helio, -268,9 °C; el más alto es probablemente el del wolframio, unos 5.900 °C. Los puntos de ebullición varían de acuerdo a los distintos elementos y compuestos químicos, a presión de 1 atmósfera.

Punto de fusión

Es la temperatura a la cual un sólido cambia a líquido. En las sustancias puras, el proceso de fusión ocurre a una sola temperatura y el aumento de temperatura por la adición de calor se detiene hasta que la fusión es completa.

Los puntos de fusión se han medido a una presión de 1 atmósfera. Al fundirse, todas las sustancias absorben calor y la mayor parte se dilatan; en consecuencia, un aumento en la presión normalmente eleva el punto de fusión.

Algunas sustancias, por ejemplo, el agua, se contrae al fundirse; así, al aplicar presión al hielo a 0 °C, se provoca su fusión. Para producir cambios significativos en el punto de fusión se requieren grandes cambios en la presión.

En disoluciones de dos o más componentes el proceso de fusión ocurre normalmente dentro de un intervalo de temperaturas y se hace una distinción entre el punto de fusión, la temperatura a la que aparece la primera traza de líquido y el punto de congelamiento, es decir, la temperatura más alta a la que desaparece la última traza de sólido, o, en forma equivalente, si se está enfriando en vez de calentar, la temperatura a la que aparece la primera traza de sólido.

Es interesante hacer notar que los elementos de menores puntos de fusión y ebullición son aquellos que se pueden presentar en estado líquido o gaseoso, en condiciones ambientales. Con excepción del hidrógeno, dichos elementos están ubicados a la derecha de la tabla periódica

Dureza

La dureza es la oposición que ofrecen los materiales a la penetración, la abrasión, el rayado, la cortadura, las deformaciones permanentes, etc.

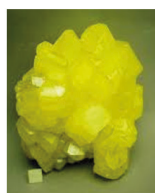
Mientras más duro sea un elemento químico, menos será la tendencia a ser rayado. Existe una escala que mide la dureza relativa de los elementos, esta es la **escala de Mohs**, cuyos valores van desde el 0 hasta el 10, siendo el 10 el elemento con mayor dureza.

La siguiente tabla, muestra algunos elementos químicos con sus respectivas dureza, según la escala de Mohs.

Nombre elemento	Símbolo químico	Dureza Mohs
Litio	Li	0,6
Berilio	Be	5,5
Boro	B	9,3 – 9,5
Carbono (gráfico)	C	0,5
Carbono (diamante)	C	10
Sodio	Na	0,5
Magnesio	Mg	2,5
Aluminio	Al	2,75
Silicio	Si	6,5
Azufre	S	2,0
Cobre	Cu	3,0

Color

El color de los elementos se debe a la absorción selectiva de ciertas longitudes de onda de la luz blanca por los átomos del elemento. Recuerde que la luz reflejada corresponde al color observado. Por ejemplo, el hidrógeno es un gas incoloro, el carbón en forma de grafito es negro, el azufre común es amarillo, el cloro es un gas verdoso, el bromo es un líquido rojo oscuro, etc.



Azufre



Bromo



Carbono (grafito)



Gas cloro

Elementos químicos y sus respectivos colores.

El espectro de **emisión** de un **elemento o compuesto químico** es el espectro de frecuencias de radiación electromagnética emitida debido a un átomo o molécula que realiza una transición de un estado de alta energía a un estado de menor energía.

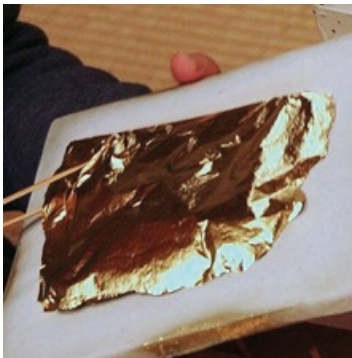


Ensayo a la llama de diferentes elementos químicos.

Maleabilidad

La maleabilidad es la propiedad de adquirir una deformación mediante una compresión sin romperse. Es la capacidad de resistir el martilleo y ser convertido en hojas delgadas conocidas como láminas.

El elemento conocido más **maleable** es el oro, que se puede malear hasta láminas de una diezmilésima de milímetro de espesor. También presentan esta característica otros metales como el platino, la plata, el cobre, el hierro y el aluminio.



Metales maleables como el cobre (a la izquierda) y el aluminio (a la derecha).

Ductilidad

La ductilidad es una propiedad que presentan algunos materiales, que, bajo la acción de una fuerza, pueden deformarse plásticamente de manera sostenible sin romperse, permitiendo obtener alambres o hilos de dicho material.

En otras palabras, la ductilidad es la capacidad de un elemento en ser convertido en hilos o cables.



Metales dúctiles como el hierro (a la izquierda) y el cobre (a la derecha).

Brillo

El lustre o brillo es una propiedad física que describe la manera en que la luz interactúa con la superficie de una roca, cristal, mineral y se refleja en ella.

El brillo depende principalmente de tres factores:

1. Perfección en el pulido de la superficie.	2. Absorción que presenta el elemento frente a un determinado color.	3. Índice de refracción del elemento.
Las superficies que son completamente lisas y homogéneas tienden a reflejar mejor la luz, por lo mismo adquieren un mayor brillo.	La capacidad que tienen algunos materiales de reflejar y absorber luz depende exclusivamente de su composición química. Un material absorbente de luz es aquel que refleja muy poco, por ende su brillo será menor.	El índice de refracción es un valor adimensional (sin unidades de medida) que indica la oposición que ofrece un material a ser recorrido por la luz. Mientras mayor sea el índice de refracción mayor será el brillo.

La siguiente tabla muestra algunos elementos químicos y su conductividad térmica.

Elementos químicos y aleaciones	k kcal/(s m °C)	Gases	k kcal/(s m °C)
Aluminio	$4,9 \cdot 10^{-2}$	Aire	$4,9 \cdot 10^{-6}$
Bronce	$2,6 \cdot 10^{-2}$	Hidrógeno	$3,3 \cdot 10^{-5}$
Cobre	$9,2 \cdot 10^{-2}$	Oxígeno	$5,6 \cdot 10^{-6}$
Plomo	$8,3 \cdot 10^{-3}$		
Plata	$9,9 \cdot 10^{-2}$		

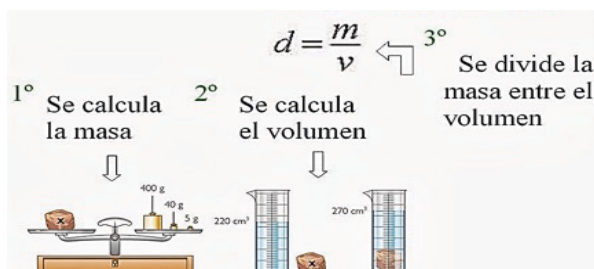
Densidad

La densidad es una propiedad física que relaciona la masa de un cuerpo con su volumen. Se define como la masa por unidad de volumen.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Es importante que manejes siempre las unidades en que pueda encontrarse la densidad, de esta forma, podemos encontrar algunas equivalencias de densidades

t w w



Procedimiento experimental para determinar la densidad de una sustancia.

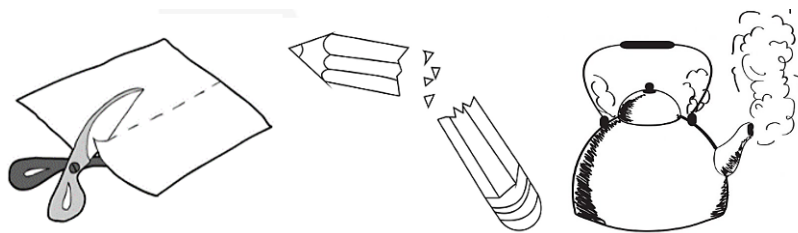
3. Cambios físicos y químicos

En tu día diario, ocurren muchos procesos que pueden asociarse a cambios, los cuales pueden clasificarse según el tipo de cambio que ocurre o a las características particulares de dicho cambio. En particular nos referimos a los **cambios físicos y químicos**.

Cambios físicos

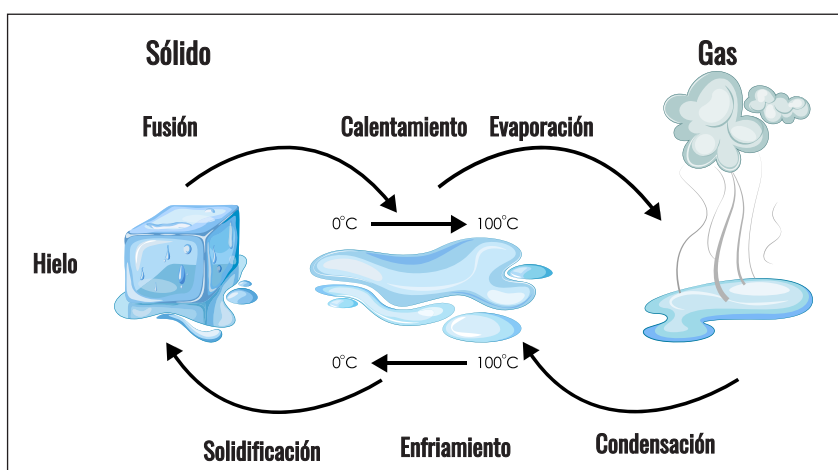
Las propiedades como la forma, el tamaño, el color y el estado de una sustancia se denominan **propiedades físicas**. Cuando una sustancia sufre **un cambio en sus propiedades físicas** se denomina **cambio físico**. Los cambios físicos suelen ser **reversibles** ya que no se forman sustancias nuevas.

Así el **cortar, rasgar, romper, tritular y mezclar** generan cambios físicos porque **cambian la forma, pero no la composición de la materia**.



Ejemplos de cambios físicos.

Ejemplos de cambio físico, son los **cambios de fase del agua**, ya que las sustancias se **funden, congelan, hierven, condensan, subliman o depositan** y no cambian la naturaleza de la sustancias, como muestra el siguiente esquema .

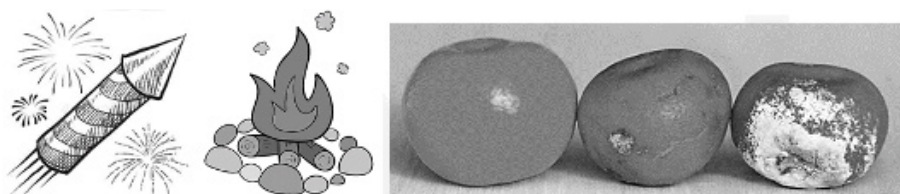


Esquema del cambio de fase del agua.

Cambios químicos

Son aquellos en los cuales se producen **una o más sustancias nuevas** y, en general, no se puede volver al estado inicial, siendo también denominados como **reacciones químicas**.

De esta forma, los cambios químicos son muy importantes en nuestras vidas, y los observamos en la combustión, la degradación orgánica, la oxidación de metales, etc.



Ejemplos de cambios químicos.

Es importante mencionar que cuando ocurren este tipo de cambios, estos se pueden identificar porque el sistema original cambia de alguna forma específica, lo que se evidencia en:

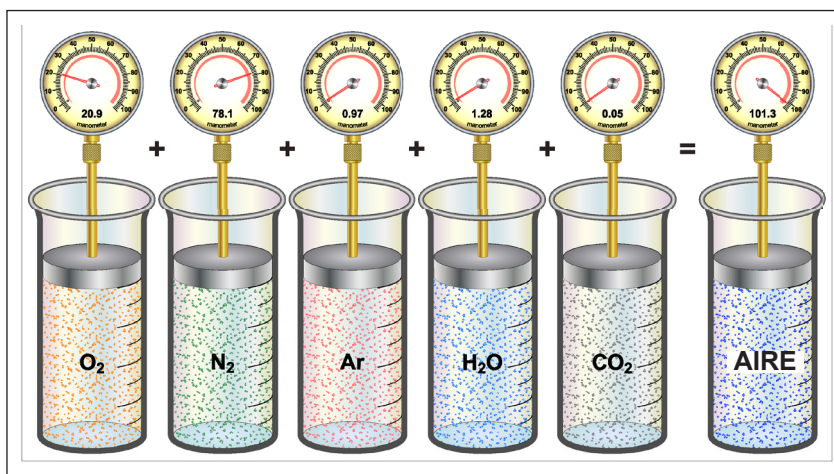
- **Cambios en la temperatura.** Ocurre cuando hay un intercambio de energía.
- **Formación de precipitado.** Un producto es insoluble.
- **Cambio de color.** El o los productos presentan un color diferente al original.
- **Desprendimiento de gases.** Se evidencia por ejemplo con burbujeo y/o efervescencia en una solución.

La siguiente tabla sintetiza lo que hemos revisado:

CAMBIOS FÍSICOS	CAMBIOS QUÍMICOS
Tienden a ser en su mayoría reversibles .	Tienden a ser en su mayoría irreversibles .
Son cambios en propiedades físicas como forma, tamaño y estado de la materia.	Son cambios en la estructura molecular y en los enlaces de las sustancias sujetas al cambio.
No se generan sustancias o compuestos químicos nuevos.	Se generan una o más sustancias químicas nuevas.
Cortar, rasgar, romper, triturar, mezclar, fundir, congelar y hervir son ejemplos de cambios físicos.	Combustionar, oxidar y descomponer son ejemplos de cambios químicos.

4. Los gases

Corresponden a uno de los tres estados de la materia y como se expuso antes, pueden ser sustancias puras como el hidrógeno (H_2), o bien ser mezclas como el aire (tal como se muestra en la figura), compuesto por oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2) y otros gases, como el dióxido de carbono y gases inertes. De todas formas, indiferente de cómo se presenten los gases, estos presentan características y propiedades comunes, tales como: adoptan la forma del recipiente que los contiene, se expanden, se comprimen, etc.

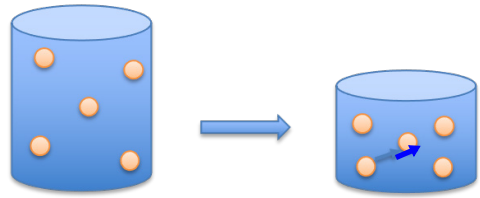


Teoría Cinético-Molecular de los Gases.

El movimiento constante de las moléculas gaseosas llamó la atención de varios científicos entre los siglos XVIII y XX. Durante muchos años se realizaron diferentes experimentos para desarrollar un modelo teórico que explicara el comportamiento de los gases. Esta teoría se conoce como la Teoría Cinético-Molecular de los Gases y se utiliza para describir el comportamiento de los mismos. Más específicamente, se utiliza para explicar las propiedades macroscópicas de un gas, como su volumen, presión y temperatura, en términos de sus componentes microscópicos, como los átomos que lo constituyen.

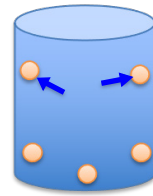


El **VOLUMEN** de un gas es el espacio en el cual se mueven las moléculas que lo forman, determinado por el recipiente que contiene al gas. Debido a que las moléculas de gas casi no interactúan entre ellas, una disminución del volumen aumentará la probabilidad de que las moléculas del gas interactúen entre ellas, como se representa a continuación al lado derecho.



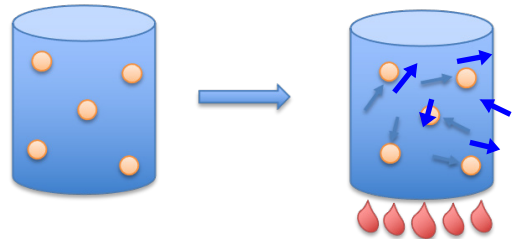
Las esferas representan moléculas de un gas.

La **PRESIÓN** de un gas es el resultado de las colisiones de las moléculas sobre la superficie del contenedor. Cada colisión puede considerarse como una pequeña fuerza que se ejerce sobre la pared del recipiente como muestra la siguiente imagen a la derecha.



Las esferas representan moléculas de un gas.

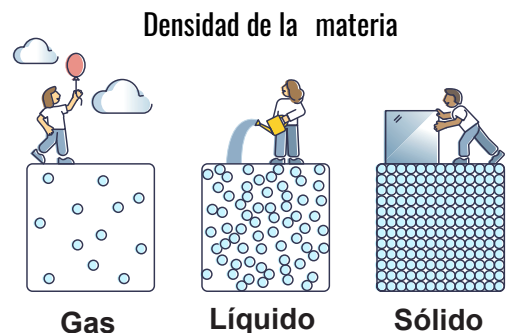
La **TEMPERATURA** de un gas se relaciona con qué tan rápido se mueven sus moléculas, es decir, con la energía cinética que éstas poseen. Mientras más velocidad tengan sus moléculas, más temperatura tendrá el gas y viceversa. Así por ejemplo, como se representa a continuación a la derecha si un gas es sometido a calor, sus moléculas se moverán a una velocidad cada vez mayor (energía cinética de las moléculas) debido al incremento de la temperatura.



Las esferas representan moléculas de un gas.

Propiedades de los gases

Baja densidad porque la fuerza de atracción intermolecular entre las moléculas de gas es muy baja. Como resultado, se mueven por todas partes, lo que conduce a la generación de espacios intermoleculares más grandes. Al respecto, en comparación con los sólidos y los líquidos, el número de moléculas por unidad de volumen es muy pequeño en los gases.

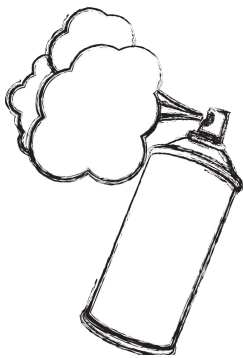
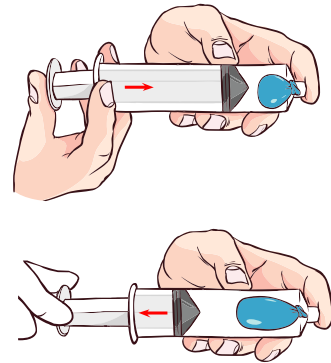




Volumen indefinido debido a que el movimiento aleatorio de las moléculas de gas les permite expandirse o contraerse para asumir el volumen del recipiente que las contiene. Por lo tanto, el volumen de un gas se refiere al espacio del contenedor en el que sus moléculas tienen rango para moverse.

Por ejemplo, al inflar un globo, su forma dependerá de cuantas moléculas de gas estén presentes.

La **Compresibilidad** de los gases se debe a que las partículas que los forman tienen enormes espacios intermoleculares en medio de ellas. Así, al ejercer presión, gran parte de este espacio se puede disminuir y las partículas se acercan. Por lo tanto, a mayor presión, menor volumen.



Alta difusión porque las moléculas del gas están en continuo movimiento, a una velocidad muy alta, por lo que presentan una alta difusión, que es la dispersión al azar de las partículas gaseosas, impulsadas por su alta energía cinética. Un ejemplo, es que al usar desodorante en spray, se percibe rápidamente el olor, ya que los gases contenidos presentan un alto movimiento molecular.

La **Expansión** es la propiedad de los gases de ocupar todo el espacio disponible al no encontrar resistencia. Debido a esto, los gases se expanden hasta llenar sus contenedores.



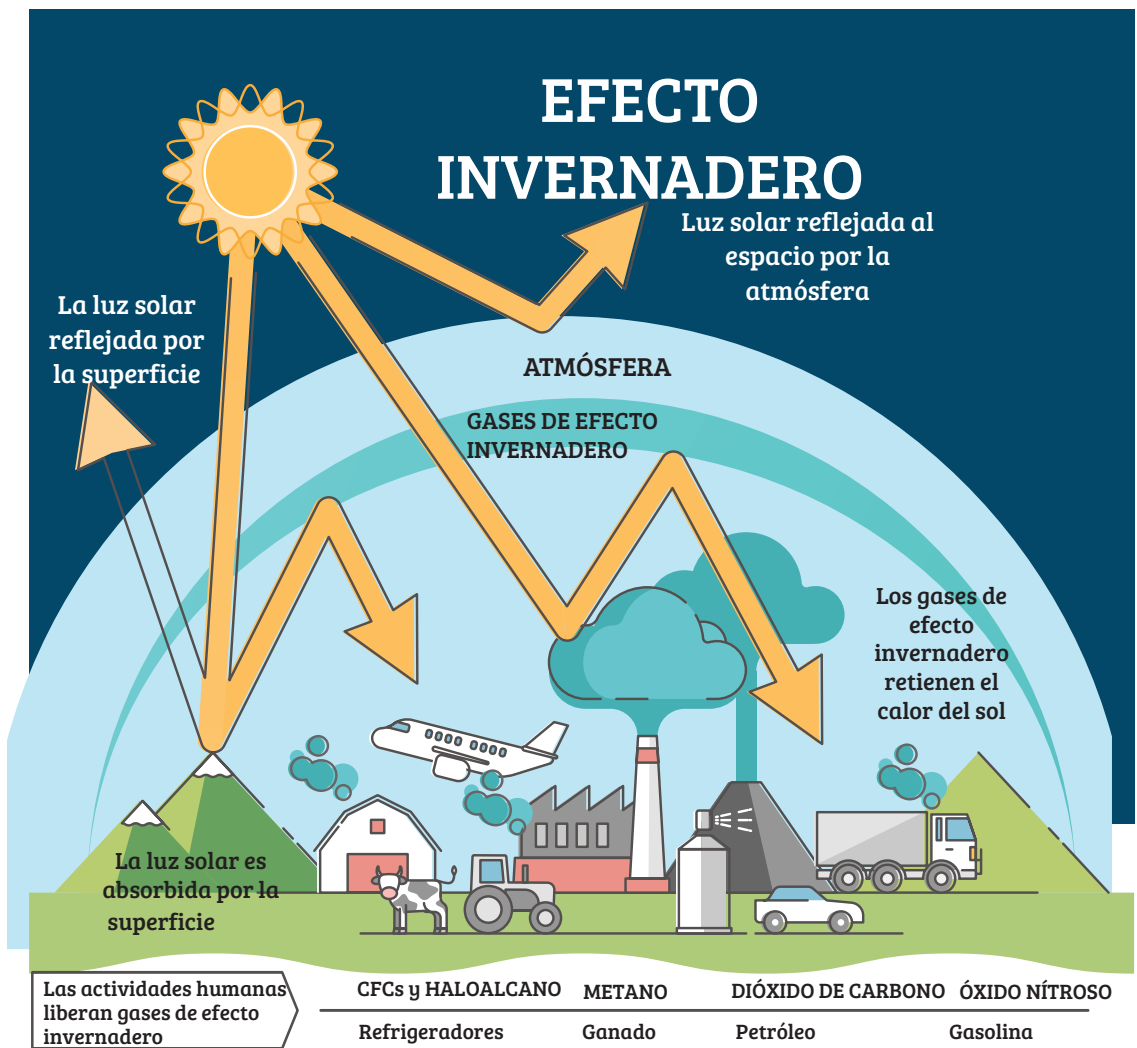
Impacto medioambiental de los gases

Si bien los gases forman parte natural de nuestro sistema y entorno, cuando se alteran sus concentraciones en determinados espacios, estos pueden alterar la vida tal como la conocemos. Un claro ejemplo es el **calentamiento global** debido al incremento del efecto invernadero, producido por el aumento de los gases de efecto invernadero en la atmósfera.

Efecto invernadero:

Es un **proceso natural** que calienta la superficie de la Tierra. Específicamente, cuando la energía del sol llega a la atmósfera de la Tierra, una parte se refleja en el espacio y el resto es absorbido y reirradiado por los gases de efecto invernadero.

A continuación, se muestra un esquema que representa como se genera el efecto invernadero, y las **principales actividades humanas** implicadas en la **generación de gases de efecto invernadero**.

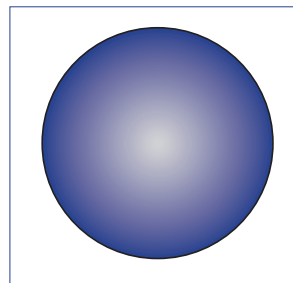


5. Teoría y modelos atómicos

Teoría atómica de Dalton

John Dalton presenta una teoría atómica con la que se inicia el estudio del átomo (1803 y 1808). Su esquema es bastante simple, enunciado por tres postulados:

1. Toda la materia se compone de partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos. En todos los procesos químicos, el número de átomos de cada elemento, permanece constante.
2. Todos los átomos de un elemento dado tienen masa y propiedades iguales, pero son distintos de los átomos de todos los demás elementos.
3. En los compuestos químicos, los átomos de elementos diferentes están unidos entre sí en proporciones numéricas simples.



Modelo atómico de Dalton

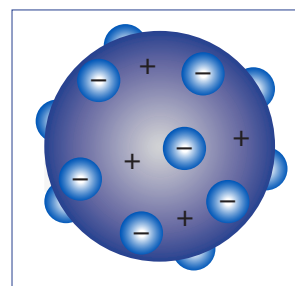
Esta teoría ayuda a explicar lo que es el átomo. Sin embargo, no fue capaz de explicar una serie de hechos experimentales que hacían intuir la naturaleza eléctrica del átomo, tales como:

- La conducción eléctrica a través de disoluciones y gases.
- Descubrimientos de los rayos X.
- Los fenómenos de radiactividad.

Por lo tanto, fue necesario idear modelos atómicos que permitieran explicar estos fenómenos.

Modelo atómico de Thomson

Thomson (1856-1940) propone su modelo atómico en 1904. En sus estudios experimentales, utilizó tubos de descarga, los que estaban compuestos por un tubo de vidrio al vacío (ausencia de aire), y por dos electrodos metálicos: un ánodo (parte positiva) y un cátodo (parte negativa), los cuales estaban conectados a una fuente de poder. Al accionar dicho tubo de descarga, se producía un haz de luminoso que emergía del cátodo al ánodo. Estos haces fueron denominados rayos catódicos.



Modelo atómico de Thomson

Thomson sometió dicho haz a un campo magnético y uno eléctrico, observando que sufría desviación hacia el polo positivo. Por lo tanto, su carga eléctrica era negativa. Los resultados de estos experimento llevaron a Thomson a un descubrimiento importante, la masa de cada partícula era mucho menor que la de todo átomo conocido. Esta partícula negativa se denominó electrón, nombre propuesto por George Stoney.

A su vez, con otros experimentos logra determinar la relación carga/masa del electrón:

$$1,76 \times 10^8 \text{ C g}^{-1}$$

En donde C, representa la unidad de carga coulomb y g, la unidad de masa gramos. Anunciando su modelo: “el átomo es una esfera de carga positiva en donde los electrones estarían incrustados, y que pueden ser extraídos”. Este modelo se conoce como el “budín de pasas”. En 1908, R. A. Millikan (1868-1953), luego de varios trabajos experimentales, logra determinar la carga del electrón en:

$$1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$$

Como se conocía la relación carga/masa del electrón y el valor de la carga, fue fácil calcular la masa del electrón, resultando ésta igual a:

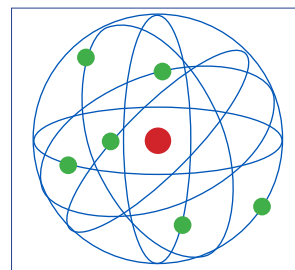
$$9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Por otra parte, el físico Eugen Goldstein (1850-1930), haciendo una modificación al cátodo del tubo de descarga, logra observar un haz de luz que, frente a campos eléctricos y magnéticos, sufría desviación al polo negativo, por lo tanto, presentaban carga positiva. Estos rayos viajaban en forma opuesta a los rayos catódicos y venían de los orificios o canales del cátodo, motivo por el cual fueron bautizados como Rayos Canales.

Modelo atómico de Rutherford

Lord Ernest Rutherford (1871-1940) logra, a través de estudios experimentales, descubrir cuál era esa partícula positiva, a la cual denominaban protón y que había sido descubierta por Goldstein, siendo su masa de $1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$, equivalente a 1836 veces la del electrón.

Rutherford inicia sus estudios sobre la estructura atómica, utilizando para ello partículas alfa, las que fueron proyectadas sobre láminas muy delgadas de metales (oro, plata, magnesio, etc.) en torno a las cuales se colocaron otras, cubiertas con sulfuro de zinc.



Modelo atómico de Rutherford

Al revisar sus observaciones se lee: “de todas las partículas alfa proyectadas, la gran mayoría pasó sin problemas, pero otras sufrieron desviación”. Debido a esto, Rutherford sugirió que el átomo ya no era una estructura compacta. Comprobó que la mayor parte de la masa del átomo estaba al centro, al que denominó núcleo, el cual estaba formado por protones y a su alrededor, se encontraban girando electrones separados por una distancia tal, que las partículas alfa pasaban sin problemas.

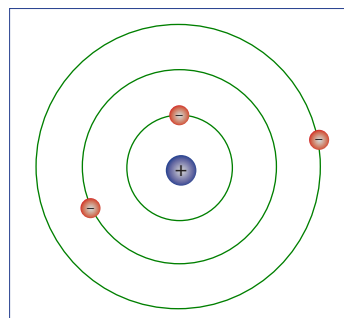
En **1908** recibe el premio Nobel de Química por sus estudios sobre desintegración de los elementos y la química de las sustancias radiactivas. En **1911** presenta sus estudios, que condujeron a un nuevo modelo atómico también conocido como el modelo planetario, debido a su semejanza con el sistema solar.

Rutherford supone la existencia de otra partícula en el núcleo pero no lo demuestra. Quien sí comprueba tal supuesto es Sir **James Chadwick (1891-1974)**. Él ocupa la llamada cámara de niebla para realizar sus experimentos, y en la reproducción de ellos, observó que una partícula retrocedía. Esta resultó tener carga eléctrica cero y poseer una masa similar a la del protón. Dicho descubrimiento ocurre en el año **1932** y en **1935** recibe el premio Nobel de Física. Con los aportes de Thomson, Rutherford y Chadwick, entre otros, se demuestra que el átomo no es la partícula más pequeña sino que dentro de ella hay otras aún más pequeñas, las cuales nuevamente agrupadas dan origen al átomo. El átomo entonces está compuesto por protones, neutrones y electrones.

Modelo atómico de Bohr

El modelo de Rutherford distingue un núcleo y una envoltura de electrones. Sin embargo, este modelo no da información de cómo se distribuyen los electrones ni explica el hecho de que los átomos emitan o absorban energía.

Fue Niels Bohr (**1885 - 1962**) quien propone una mejora al modelo de Rutherford. Ocupando los planteamientos de la física cuántica, Bohr inicia la argumentación para justificar que los electrones no colapsaran sobre el núcleo.



Modelo atómico de Bohr

De acuerdo a la física clásica, cualquier partícula con carga que esté en movimiento circular, emitirá radiación electromagnética, perdiendo energía y colapsando sobre el núcleo. Estaba claro que esto no ocurriría, ya que los átomos son estables, pero el modelo de Rutherford no era capaz de explicarlo.

Para explicar cómo los electrones tienen órbitas estables alrededor del núcleo, Bohr propuso un nuevo modelo atómico en **1913**. En él, los electrones se mueven en órbitas de tamaño y energía fijas y solo emiten o absorben radiación al saltar de una órbita a otra. Este fue el primer modelo en incorporar elementos de la mecánica cuántica. Algunos de sus planteamientos son:

1. Existen niveles de energía permitidos, que van desde $n=1$ hasta infinito.
2. Hay órbitas estacionarias en las cuales se mueve el electrón.
3. El electrón podrá saltar de un nivel a otro de energía, solo si se le entrega un cuanto de energía, expresado en valores enteros y no en fracciones.
4. Cuando el electrón pasa de un nivel menor a uno mayor de energía, debe absorber energía. Si va de uno mayor a uno menor, emite energía.
5. Para que ocurra ese salto entre los niveles se deberá absorber o emitir radiación de una frecuencia y energía tal que concuerde con la diferencia energética entre los niveles.

Con sus estudios, Bohr propuso tres expresiones con las cuales se puede calcular la energía para cada nivel, el radio de cada órbita y la velocidad del electrón en dicha órbita. Estas expresiones dan cuenta de los valores que se obtienen en cada nivel. Su propuesta se basó en el átomo de hidrógeno. La gran desventaja del modelo atómico de Bohr fue que solo era aplicable a átomos con un electrón. La idea de que los electrones giraban en órbitas circulares fue descartada posteriormente al aplicar en mayor profundidad la perspectiva de la mecánica cuántica a la estructura atómica.

Modelo mecánico cuántico

El Modelo Mecánico Cuántico es la explicación actual sobre el comportamiento del átomo. Fue desarrollado entre los años **1924** y **1927** a partir de los aportes de varios científicos, entre los cuales se encuentran:

-Louis de Broglie: propuso que los electrones presentan comportamiento tanto de partículas como de onda, lo que fue demostrado experimentalmente en 1927.

-Werner Heisenberg: propuso el principio de incertidumbre en 1927, que plantea que no se puede determinar simultáneamente y con exactitud la posición y la cantidad de movimiento del electrón.

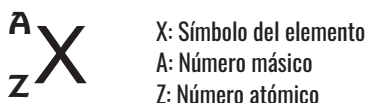
-Erwin Schrödinger: en 1926, amplió las ideas de De Broglie para plantear una ecuación de onda que describía el comportamiento del electrón. Esta ecuación podía aplicarse al átomo de hidrógeno y pronto los resultados obtenidos para éste átomo pudieron extenderse al resto de los elementos.

Conceptos claves

Como se sabe, ya se estableció que los constituyentes del átomo son: protones, neutrones y electrones. Ahora bien, al relacionarlos surgen conceptos que es de interés conocer.

Elemento químico:

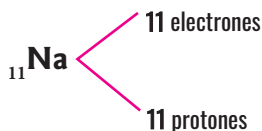
Es el conjunto de todos los átomos con el mismo número atómico (Z), siendo la notación general de un átomo la siguiente:



Número atómico (Z):

$$Z = p^+$$

Corresponde al número de protones que posee el núcleo de un átomo y es lo que identifica a un elemento. En un **átomo neutro**, la cantidad de protones **es igual** a la cantidad de electrones, es decir, cuando se menciona por ejemplo, que el átomo de sodio (Na) tiene un número atómico **11**, implica que ese átomo tiene **11** protones en su núcleo y, consecuentemente, **11** electrones en la electrósfera.



Número másico (A):

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

El número másico es la **suma de protones y neutrones** que existen en un átomo. En él se expresa la composición nuclear que determina la masa atómica.



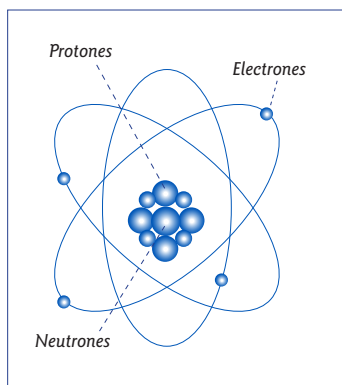
Número de neutrones (n^0):

$$n^0 = A - Z$$

Corresponde a partículas sin carga eléctrica, con masa similar al protón. Se calcula con la diferencia entre número másico y el número atómico.

Z

Unidad de masa atómica (uma):



El átomo se compone básicamente de neutrones, protones y electrones. Estas partículas se llaman partículas subatómicas.

Los átomos son tan pequeños, que no se puede cuantificar su masa individual. Sin embargo, mediante métodos experimentales se puede determinar la masa de un átomo en relación con la de otro. Para ello, se debe asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado de tal manera que pueda ser usada como patrón.

Se ha establecido que un átomo de C^{12} , uno de los isótopos del elemento carbono, tiene exactamente una masa de **12 unidades de masa atómica**. Entonces, tomando como patrón este isótopo, la unidad másica atómica (uma) es igual a $1/12$ de la masa del C^{12} .

Carga nuclear:

Es la carga que presenta el núcleo. Su valor se lo entregan los protones, dado que los neutrones son eléctricamente neutros.

Carga eléctrica

Las cargas eléctricas residen en las partículas subatómicas que forman el átomo. Los protones tienen carga positiva y los electrones, negativa. En un átomo neutro, el número de protones es igual al de electrones. Cuando existen diferencias en el número de estas partículas de carga opuesta, se forman iones.

a. Ion negativo

Ion cuyo número de electrones es mayor respecto al número de protones. Se denomina anión.

$$e^- > p^+$$

b. Átomo neutro

Átomo cuyo número de protones es igual al número de electrones y se refiere a un átomo en su estado natural.

$$e^- = p^+$$

c. Ion positivo

Ion cuyo número de electrones es menor en comparación al número de protones. Se denomina catión.

$$e^- < p^+$$

La carga que posee un átomo X, estará determinada por la diferencia que presenten entre la cantidad protones (p^+) y electrones (e^-).

Por lo tanto, en un átomo que posee q cargas positivas, se representa por ${}^A_Z X^{q+}$

y si posee q cargas negativas, se representa por ${}^A_Z X^{q-}$

A, Z y q son números enteros.

A= Número másico

Z= Número atómico

$$q = [p^+] - [e^-]$$

A modo de ejercitación:

Ejemplo 1

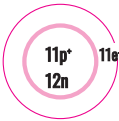
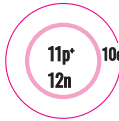

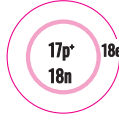


El ion de aluminio tiene **13** protones, **10** electrones y **14** neutrones. Su carga nuclear es **+13** y como hay mayor número de protones que de electrones es positivo, con una carga neta igual a **+3** (catión).

Ejemplo 2



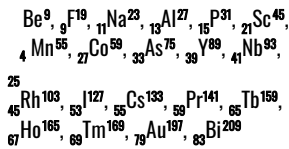
El ion de oxígeno tiene **8** protones, **10** electrones y **8** neutrones. Su carga nuclear es **+8** y como hay mayor número de electrones que de protones es negativo, con una carga neta igual a **-2** (anión).

Átomo neutro	ion	Número de partículas del ion			Carga del ion
		p^+	n^0	e^-	
 <p>Sodio (Na)</p>	 <p>Catión Sodio (Na^+)</p>	11	12	10	+1
 <p>Cloro (Cl)</p>	 <p>Anión Cloro (Cl^-)</p>	17	18	18	-1



Sabias que

No todos los elementos se presentan en la naturaleza en forma de varios isótopos. Así, hay **20** elementos que presentan una única forma natural:



Tipos de átomos

Isótopos

Son aquellos átomos que presentan igual número atómico, pero distinto número másico. Se establece en átomos de un mismo elemento.

Ejemplo



Por lo tanto, el oxígeno tiene tres isótopos (tienen igual Z, y distinto A).

Nombre del núcleo	Abundancia en la naturaleza (%)	Número atómico (Z)	Número másico (A)	Composición nuclear		Símbolo $\begin{matrix} A \\ Z \\ E \end{matrix}$
				Protones	Neutrones	
Hidrógeno -1	99,985	1	1	1	0	${}^1_1\text{H}$
Hidrógeno -2	0,015	1	2	1	1	${}^2_1\text{H}$
Hidrógeno -3	0,00013	1	3	1	2	${}^3_1\text{H}$
Carbono -12	98,89	6	12	6	6	${}^{12}_6\text{C}$
Carbono -13	1,11	6	13	6	7	${}^{13}_6\text{C}$
Nitrógeno -14	99,63	7	14	7	7	${}^{14}_7\text{N}$
Nitrógeno -15	0,37	7	15	7	8	${}^{15}_7\text{N}$
Oxígeno -16	99,759	8	16	8	8	${}^{16}_8\text{O}$
Oxígeno -17	0,037	8	17	8	9	${}^{17}_8\text{O}$
Oxígeno -18	0,204	8	18	8	10	${}^{18}_8\text{O}$

Isóbaros

Son aquellos átomos que presentan igual número másico y distinto número atómico .

Ejemplo:



Son átomos de distintos elementos ya que tienen diferente Z, pero igual A.

Isótonos

Son átomos que presentan distinto número másico y distinto número atómico, pero tienen igual número de neutrones.



Ambos tienen **6** neutrones.

6. Tabla periódica de los elementos

En el sistema periódico actual los elementos químicos se organizan según el orden creciente de sus números atómicos. Los elementos de la tabla se anotan con mayúscula cuando tengan un solo carácter, en cambio, cuando son dos caracteres la primera letra es mayúscula y la segunda minúscula.

K (Potasio)

Mg (Magnesio)

Períodos

Las siete líneas horizontales que aparecen en la tabla periódica son denominados períodos, es importante notar que:

- En el sexto período la tercera cuadrícula encierra **15** elementos (del lantano a lutecio) que por comodidad, están indicados en una línea debajo de la tabla; comenzando con el lantano, esos elementos forman la llamada **serie de los lantánidos**.
- Análogamente, en el séptimo período, la tercera cuadrícula también encierra **15** elementos químicos (del actinio hasta el laurencio), que están indicados en la segunda línea debajo de la tabla. Comenzando con el actinio, ellos forman la **serie de los actínidos**.
- Se debe señalar que todos los elementos situados después del uranio (U-92) no existen en la naturaleza, debiendo ser sintetizados artificialmente. Ellos son denominados elementos transuránicos. Aparte de estos elementos, son también artificiales el tecnecio (Tc-43), prometio (Pm-61) y astato (At- 85).

Grupos

Es un ordenamiento vertical de los elementos en la tabla periódica, de acuerdo a propiedades químicas semejantes. La numeración tradicional de las dieciocho columnas es IA, IIA, IIIB, IVB, etc., como vemos en la tabla periódica de más abajo. Actualmente, la IUPAC (Internacional Union of Pure and Applied Chemistry – Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) recomienda la numeración sucesiva, es decir: **1, 2, 3, 4, 5,...**

Es importante considerar lo siguiente:

- El hidrógeno (H), a pesar de aparecer en el grupo 1 (I A), no es un metal alcalino. Al contrario, el hidrógeno es tan diferente de los demás elementos químicos que algunas clasificaciones prefieren colocarlo fuera de la tabla.
- Los grupos A de la tabla periódica reúnen a los elementos denominados representativos.
- Los elementos de los grupos B constituyen los llamados elementos de transición. Note que el grupo VIII B es un grupo triple.
- Otra separación importante que podemos hacer en la tabla periódica es aquella en la que dividimos los elementos en metales, no metales, metaloides (o semimetales) y gases nobles.

a. Elementos representativos:

Corresponden a los grupos A de la tabla periódica. Son aquellos cuyo último electrón se aloja en un orbital s o p. El bloque s incluye a los elementos de los grupos 1 (I A) y 2 (II A) (alcalinos y alcalinotérreos), y el bloque p a los grupos del 13 (III A) al 18 (VIII A). En todos estos casos, el número del grupo corresponde al número de electrones de valencia. Así, por ejemplo, los átomos de los elementos representativos pertenecientes al grupo 13 (III A), como el Aluminio (Al), tienen 3 e⁻ de valencia en su última capa.

b. Elementos de transición:

Se sitúan en los grupos B del sistema periódico. Los elementos pertenecientes a esta clasificación presentan sus electrones más externos en orbitales de tipo d (d1 al d10).

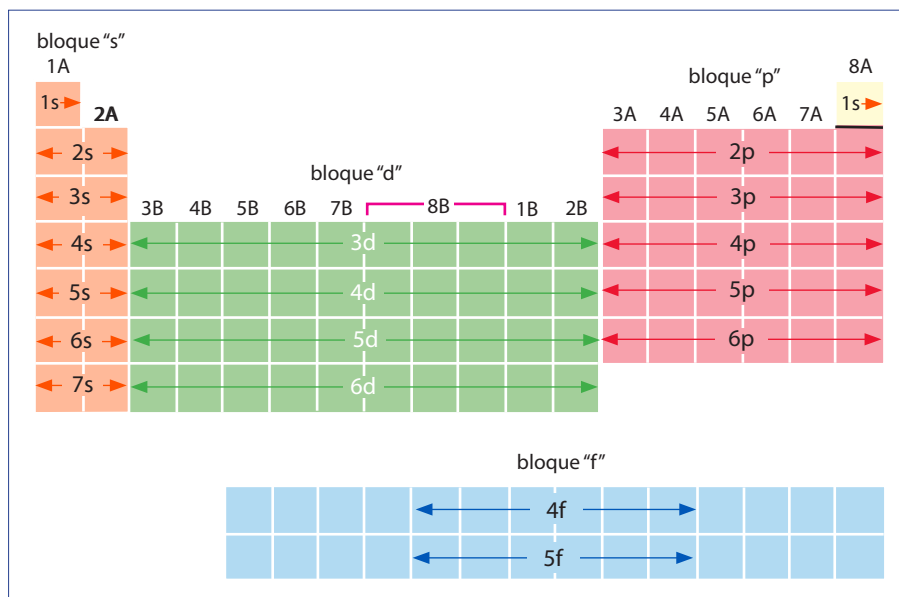
c. Elementos de transición interna:

Se ubican en la zona inferior de la tabla periódica, también se les denomina tierras raras. Su principal característica es que presentan sus electrones de valencia en orbitales tipo f (f 1 al f 14).

d. Gases nobles:

Se ubican en la parte derecha de la tabla periódica, en el grupo VIIIA o grupo 18. Son químicamente gases, que presentan 8 e⁻ en su último nivel de energía, con excepción del Helio (He) que presenta 2 electrones en su último orbital molecular.

Los átomos de los gases nobles presentan gran estabilidad química debido a su configuración electrónica, puesto que cumplen con la regla del octeto o del dueto, en el caso del helio, es decir, presentan una configuración electrónica completa con 8 e⁻ en su último nivel energético. Por esta razón, no reaccionan con otros elementos químicos, recibiendo el nombre de gases inertes.



e. Metales

Tienden a ceder electrones de su última capa para llegar a la configuración de gas noble. Incluyen a los elementos de los grupos 1 (I A) y 2 (II A), a excepción del H, y de los grupos 3 (III B) al 12 (II B). En los grupos siguientes continúa una línea escalonada que pasa por encima del Al, Sn, Bi y Lv. En general son sólidos a 25 °C. Se caracterizan por ser buenos conductores del calor y de la electricidad, siendo además dúctiles y maleables.

f. No metales

Tienden a captar electrones para alcanzar la configuración electrónica de gas noble. Aquí se reúnen los elementos que quedan por encima de la línea quebrada de los grupos 13 (III A) al 17 (VII A) y al hidrógeno. A 25 °C puede encontrarse en los tres estados de la materia. A diferencia de los metales, son malos conductores del calor y de la electricidad.

g. Metaloides

En esta categoría se incluye al B, Si, Ge, As, Sb, Te y Po. Tienen propiedades intermedias entre metales y no metales.

7. Propiedades periódicas (ME)

Se llama propiedades periódicas a aquellas que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en un grupo o período.

Las propiedades periódicas se dividen en físicas y electrónicas.

- Radio atómico
 - Volumen atómico
- } Propiedades periódicas físicas
- Potencial de ionización
 - Electroafinidad
 - Electronegatividad
- } Propiedades periódicas electrónicas

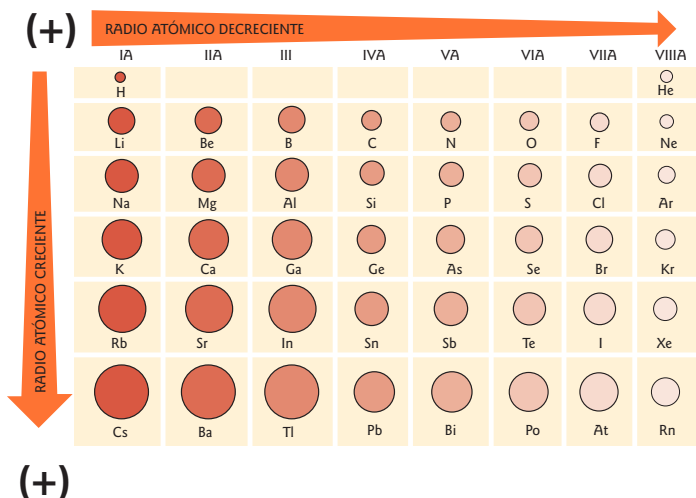
Para comprender cómo varían estas propiedades en el sistema periódico, resulta útil conocer los conceptos de **efecto de apantallamiento** y **carga nuclear efectiva**. El primero hace referencia al efecto de repulsión de los electrones de capas internas sobre los electrones de la capa más externa, oponiéndose a la atracción ejercida por el núcleo. La **carga nuclear efectiva (Z_{ef})** es la fuerza real con que el núcleo atrae a los electrones más externos, considerando tanto la carga nuclear

(número de protones) como el efecto de apantallamiento. En un grupo, la Z_{ef} permanece casi constante, ya que al aumentar el Z aumenta la carga nuclear, pero también el número de niveles de energía ocupados por electrones y con ello el efecto de apantallamiento. En un período, la Z_{ef} aumenta de izquierda a derecha, ya que al aumentar el Z aumenta el número de cargas positivas en el núcleo y el número de niveles de energía se mantiene constante, de modo que el efecto de apantallamiento no varía de forma importante. Estos dos conceptos ayudan a entender y predecir cómo varían las propiedades periódicas a lo largo de un grupo y de un periodo en el sistema periódico.

Radio atómico

Es la distancia que se establece entre el núcleo y el último electrón del átomo. En la tabla periódica varía de la siguiente manera:

- ❖ **Grupos:** aumenta de arriba hacia abajo, debido a que el átomo incrementa la cantidad de niveles de energía ocupados por los electrones.



- ❖ **Períodos:** disminuye de izquierda a derecha, debido al aumento de la Z_{ef} , de modo que los electrones son más fuertemente atraídos por el núcleo, reduciendo así su distancia y, por consiguiente, el radio atómico.

Radio iónico

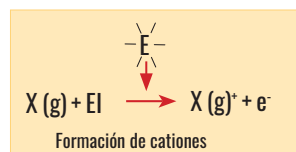
Se puede definir de forma análoga al radio atómico, pero para especies con carga. Cuando un átomo forma un catión, debe perder uno o más electrones, por lo que el núcleo atraerá con más fuerza a los restantes, reduciendo el radio del catión con respecto al átomo neutro. Por el contrario, un anión se forma por ganancia de electrones, lo que disminuye la carga nuclear efectiva, aumentando el radio del anión con respecto al átomo neutro. Además, se pueden establecer las siguientes generalizaciones con respecto a la variación del radio iónico:

- Para iones de igual carga y distinto periodo, el radio aumenta al incrementarse el número atómico, debido a un aumento del número de niveles de energía ocupados.
- Si dos iones tienen el mismo número de electrones, pero con distinta carga, el radio será mayor en el que tenga menor carga nuclear, es decir, en el de menor Z .

Potencial de ionización (P.I.)

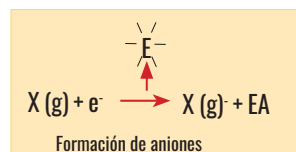
Es la energía necesaria para separar al último electrón de un átomo en estado fundamental y gaseoso. También se denomina energía de ionización. En la tabla periódica varía de la siguiente manera:

- **Grupos:** aumenta levemente de abajo hacia arriba, debido a la disminución del tamaño de los átomos.
- **Períodos:** aumenta de izquierda a derecha, por el aumento de la Z_{ef} . Dentro de cada periodo, los gases nobles son los de mayor P.I.



Electroafinidad (E.A.)

Es la energía liberada cuando se agrega un electrón al átomo en estado fundamental y gaseoso. En la tabla periódica varía en:



Grupos: en general, aumenta de abajo hacia arriba, debido a la disminución del tamaño atómico.

Períodos: en general, aumenta de izquierda a derecha, alcanzando un máximo en los halógenos, debido al aumento de la Z_{ef} , que favorece la incorporación de un electrón en la capa más externa.

Electronegatividad (E.N.)

Es la capacidad para atraer a los electrones de enlace. En la tabla periódica varía de la siguiente manera:

Grupos: tiende a aumentar levemente de abajo hacia arriba, ya que se reduce el tamaño del átomo, atrayendo con más fuerza a los electrones más externos.

Períodos: aumenta de izquierda a derecha, por el aumento de la Z_{ef} . Alcanza su máximo valor en los halógenos, dentro de cada período.

Variación de potencial de ionización, electroafinidad y electronegatividad en un sistema periódico.

(+)

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

(+)

8. Enlace químico

El enlace químico es la energía que mantiene los átomos unidos. Esta unión está regulada por criterios y reglas y dependiendo de ello, es el tipo de enlace que se establece. Es así que un átomo adquiere estabilidad cuando posee 8 electrones en la capa electrónica más externa (2 electrones cuando sólo tienen 1 nivel de energía) o capa de valencia. La denominación **electrón de valencia**, se utiliza para designar los electrones existentes en esa capa.

En la práctica, cuando existe la unión entre 2 átomos, se ceden o ganan electrones o se comparten electrones, procurando adquirir la configuración electrónica de un gas noble.

Dos reglas principales que se deben cumplir son las siguientes:

- **Regla del Dueto:** Un átomo debe tener dos electrones en su entorno.
- **Regla del Octeto:** Un átomo debe tener ocho electrones en su entorno.

Una forma de simbolizar esta repartición de los electrones en el enlace se denomina estructura de Lewis. La estructura de Lewis es la representación de la distribución de los electrones que participan en el átomo.

Ejemplo: Como el hidrógeno pertenece al grupo 1 (I A), tendrá un solo electrón. El oxígeno pertenece al grupo 16 (VI A) y participa con seis electrones.

Al simbolizar su unión queda



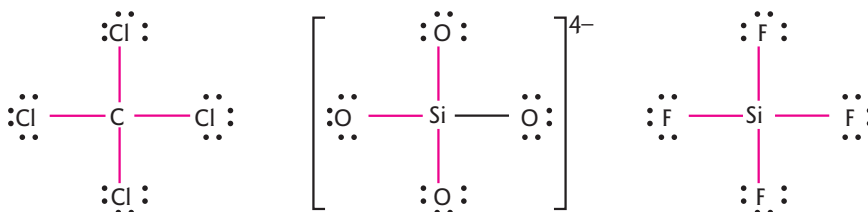
Estructura de Lewis de algunos elementos

IA								VIIIA	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Hidrógeno	Helio								
1 H •	2 He ••	3 Li •	4 Be ••	5 B ••	6 C ••••	7 N •••••	8 O ••••••	9 F •••••••	10 Ne ••••••••
Litio	Helio	Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor	Neón
11 Na •	12 Mg ••	13 Al •••	14 Si ••••	15 P •••••	16 S ••••••	17 Cl •••••••	18 Ar ••••••••		
Sodio	Magnesio	Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro	Argón		

Número atómico: 3
 Símbolo de Lewis: Li•
 Nombre: Litio

Especies isoelectrónicas

Se dice que dos moléculas, átomos o iones son isoelectrónicos cuando tienen el mismo número de electrones de valencia y la misma estructura de Lewis. Por ejemplo, los iones Na^+ , F^- y Mg^{2+} son isoelectrónicos entre sí. En el caso de las moléculas, son isoelectrónicas, por ejemplo, CCl_4 , SiO_4^{4-} y SiF_4 , cuyas estructuras de Lewis se muestran a continuación:



Cada una de estas moléculas presenta 32 electrones de valencia repartidos en 4 pares enlazantes y 12 pares no enlazantes.

9. Tipos de enlace

Enlace iónico

Es el proceso de unión que se establece entre dos átomos de electronegatividades muy distintas (diferencia de EN igual o mayor a 1,7), en el cual ocurre una transferencia de uno o más electrones, generalmente desde un elemento metálico hacia otro no metálico. En este tipo de enlace un átomo **cede electrones**, quedando con carga positiva, y el otro átomo **capta electrones**, quedando con carga negativa. Las sustancias iónicas tienen aspecto cristalino, son sólidas a temperatura ambiente y presentan elevados puntos de fusión y ebullición. Además, son solubles en agua y conducen la corriente eléctrica (electrolitos) cuando están fundidos o en disolución acuosa. Por ejemplo, algunas sustancias iónicas:

- NaCl (Sal de mesa)

$$\text{NaCl} \begin{array}{c} \xrightarrow{\text{ceder}} \\ \xleftarrow{\text{captar}} \end{array} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$$
- KNO_3 (Salitre)

$$\text{KNO}_3 \begin{array}{c} \xrightarrow{\text{ceder}} \\ \xleftarrow{\text{captar}} \end{array} \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$$
- CuSO_4 (Sulfato de cobre)

$$\text{CuSO}_4 \begin{array}{c} \xrightarrow{\text{ceder}} \\ \xleftarrow{\text{captar}} \end{array} \text{Cu}^{+2} + \text{SO}_4^{-2}$$

El enlace iónico se establece principalmente entre átomos de los grupos:

1 (I A) - 16 (VI A)	2 (II A) - 16 (VI A)
1 (I A) - 17 (VII A)	2 (II A) - 17 (VII A)

Sabias que



Los electrones de valencia que forman parte del enlace se denominan electrones enlazantes y los otros electrones de valencia reciben el nombre de electrones no enlazantes o libres.

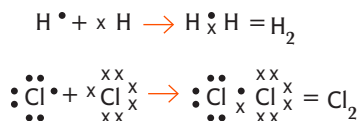
Enlace covalente

Es un tipo de unión atómica que se produce entre átomos de tipo no metálico y se caracteriza porque los átomos enlazantes comparten electrones, formando ambos un octeto o dueto (en el caso del hidrógeno). **Las sustancias con enlaces covalentes no conducen la corriente eléctrica y presentan puntos de fusión más bajos.**

Dentro de este enlace se distinguen dos tipos:

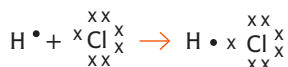
- ❖ **Enlace covalente apolar:** Se da entre átomos de igual electronegatividad (diferencia de EN = 0). Este enlace lo presentan por ejemplo, los gases diatómicos, tales como el H₂, O₂, N₂, etc.

Ejemplo:



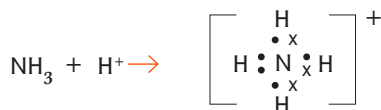
- ❖ **Enlace covalente polar:** Se presenta entre átomos que tienen electronegatividades distintas (diferencia de EN entre 0,1 y 1,6). Se le denomina enlace covalente polar porque al producirse la unión entre átomos con electronegatividades distintas, se establece una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica, generándose por consiguiente un polo positivo y otro polo negativo. Por lo tanto, la zona que pertenece al átomo con mayor electronegatividad será el polo negativo y la del átomo con menor electronegatividad será el polo positivo, originándose así una molécula polar.

Ejemplo:



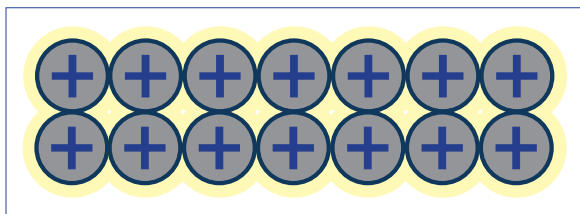
- ❖ **Enlace covalente coordinado o dativo:** en este tipo de enlace solo un átomo aporta electrones para el enlace, mientras que el otro átomo solo aporta orbitales vacíos.

Ejemplo:



Enlace metálico

Este tipo de enlace, se establece entre elementos metálicos y se caracteriza por mantener una gran cantidad de iones positivos que se mantienen unidos entre sí y una nube de electrones deslocalizados alrededor de ellos.



Los cationes metálicos se encuentran rodeados de electrones deslocalizados, lo que produce una gran atracción entre átomos, así lo explica la **teoría del mar de electrones**. Esta atracción es responsable de las propiedades de los compuestos metálicos, tales como sus elevados puntos de fusión y ebullición, ser buenos conductores de calor y electricidad y ser maleables y dúctiles.

Características de las sustancias

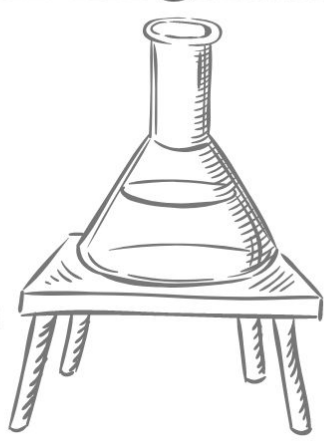
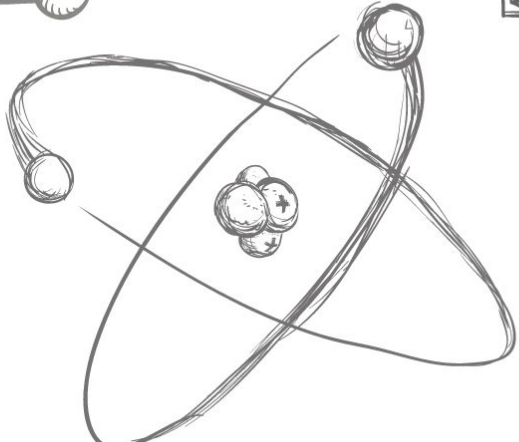
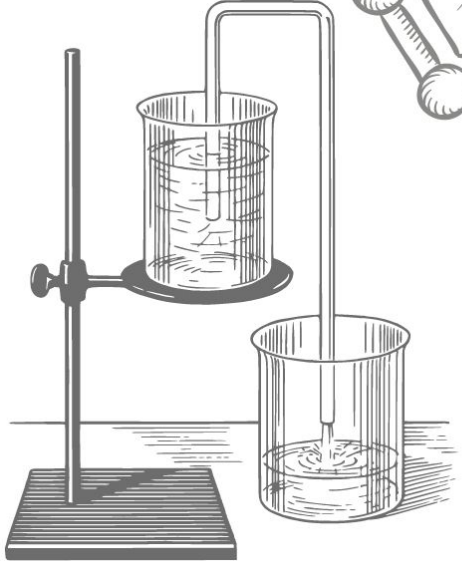
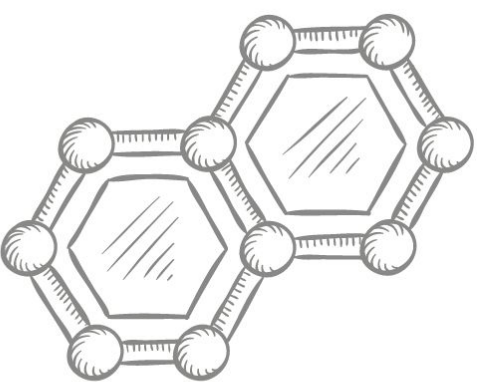
	<i>Sustancias covalentes</i>	<i>Sustancias iónicas</i>	<i>Sustancias metálicas</i>
Formados por	No metal + no metal.	Metal + no metal.	Solo metales.
Estado de agregación a temperatura ambiente	Sólido, líquido o gaseoso.	Sólido a temperatura ambiente.	Sólidos.
Conductividad eléctrica	No conducen la corriente.	En solución poseen elevada conductividad.	Elevada en estado sólido.
Solubilidad	En solventes apolares.	En solventes polares como el agua.	Soluble en estado fundido en otros metales (aleaciones).
Puntos de fusión y ebullición	Bajos	Altos	Muy variado
Otras características	-	Forman redes cristalinas	Conducen el calor Poseen brillo Son dúctiles y maleables.

10. Bibliografía general

- **“Curso de Química General”**, Santa María, Francisco; tomo I y II, Ed. Universitaria, 1984.
- **“Fundamentos de Química”**, Ricardo Feltre; volumen único, Editora Moderna, 3ª edición, 2002.
- **“La Química”**, Gebauer, Claudio; Ed. Universitaria, 1984.
- **“Manual de Química”**, Summers, Donal B.; Grupo Editorial Iberoamérica, 1983 (1975).
- **“Química Curso Universitario”**, Maham, Bruce H., Fondo Educativo Interamericano, 1977.
- **“Fundamentos de Química General”**, Garzón G., Guillermo; Ed. McGraw-Hill, 1991.
- **“Apuntes de Química General”**, Balocchi C., Emilio, et al; tomo I y II, Departamento de Química, Edición USACH, 1993, 1994.
- **“Apuntes de Química I y II”**, Sánchez Tapia, Carlos y Fuster A., Ma Angélica; 2 Ed. Salesiana, 1989,(1985).
- **“Química Básica”**, Melo Araya, Mario; tomo I: Estequiometría, Ed. Universitaria, 1987.

Las figuras que se presentan en este texto han sido extraídas de los siguientes libros:

- **“Ciencias Químicas Educación Media”**, Eugenia Águila Garay, José Tomás López Vivar, Leonor Marambio Montero; Tomo I, Editorial Santillana.
- **“Ciencias Químicas Educación Media”**, Eugenia Águila Garay, José Tomás López Vivar, Leonor Marambio Montero; Tomo II, Editorial Santillana.
- **“Ciencias Químicas Educación Media”**, José Tomás López Vivar, Manuel Martínez Martínez, Javier E. Jorquera, Mónica Muñoz Cor.



QUÍMICA

