

El **Cuadernillo de Química** fue elaborado en el Centro de Regularización y Apoyo Educativo Intelimundo, por el siguiente equipo:

Dirección Académica y Proyectos de Investigación
Marisol Roman García y César Pasten Vilchis

Gerencia de innovación educativa
René Quiroz Díaz

Coordinación de diseño
Donato Blancas Alva

Autor
René Quiroz Díaz y César Pasten Vilchis

Diseño de interiores y portada
Stephanie Quiroz Roman

La presentación y disposición en conjunto y de cada página del **Cuadernillo de Química** son propiedad de Intelimundo, queda estrictamente prohibida la reproducción parcial o total de esta obra por cualquier sistema o método electrónico, incluso el fotocopiado, sin autorización escrita de **Intelimundo**.

ISBN: En tramite.

Intelimundo (René Quiroz Díaz), Calle Aldama 23-B, San Antonio Tecomitl, Milpa Alta, C.P. 12100, México D.F.

Marzo de 2013
Impreso en México / Printed in Mexico



TEMARIO

¿Qué es la Química? Importancia

Primera revolución de la Química: Antoine Lavoisier Padre de la química moderna

Fenómenos químicos y físicos

Propiedad de las sustancias

- Generales (extensivas) y específicas (intensivas)
- Diferencia entre peso y masa
- Conocimiento científico y empírico

Representación a través de los símbolos

Elementos, compuestos y mezclas

Métodos de separación

Disoluciones (Concentración porcentual)

El átomo

- Espectro de emisión del átomo
- Modelos atómicos
- Núcleo atómico
 - Isotopos
 - Organización de los electrones en el átomo

Modelo de Lewis y regla del octeto

Segunda revolución de la Química: El orden en la diversidad de las sustancias

Estructura y organización de la información física y química de la tabla periódica

Ion

Modelos de enlace:

- Iónico,
- Electronegatividad
- Covalente (polar, no polar, coordinado)
- Metálico
- Propiedades

Compuesto ejemplar del agua

Diagrama: Aire



Reacción Química

- Ecuación Química
- Tipos de reacciones químicas
- Reacciones de combustión
- Cálculo de moles, átomos y gramos

Números de oxidación

Nomenclatura inorgánica

Cálculo de masa molecular

Ecuación química y el principio de la conservación de la masa

Balanceo por tanteo

Tercera revolución de la Química: Ideas de Lewis y Pauling

Rapidez de la reacción, catalizadores

Mol como unidad de medida

- Cálculo de moles, átomos y gramos

Ácidos y bases

- Fuertes y débiles Neutralización pH
- Indicadores

Oxidación y reducción (REDOX)



QUÍMICA

Se denomina Química a la ciencia que estudia la composición, estructura y propiedades de la materia, como los cambios que esta experimenta durante las reacciones químicas y su relación con la energía.

Históricamente la química moderna es la evolución de la alquimia, tras la evolución química (1733).

Las disciplinas de la química han sido agrupadas, por la clase de materia de estudio o el tipo de estudio realizado. Entre estas se encuentran:

- Química orgánica.
- Química inorgánica.
- Fisicoquímica.
- Química analítica.
- Bioquímica.

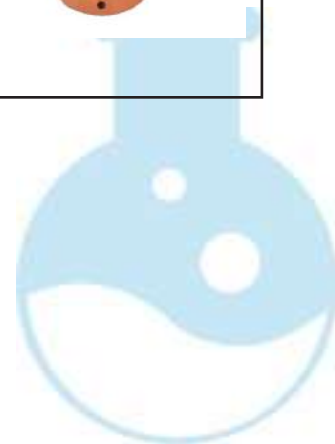
Es considerada como una de las ciencias básicas.

La química es de gran importancia en muchos campos del conocimiento; como la ciencia de materiales, la biología, la farmacología, la medicina, la geología, la ingeniería y la astronomía, entre otros.

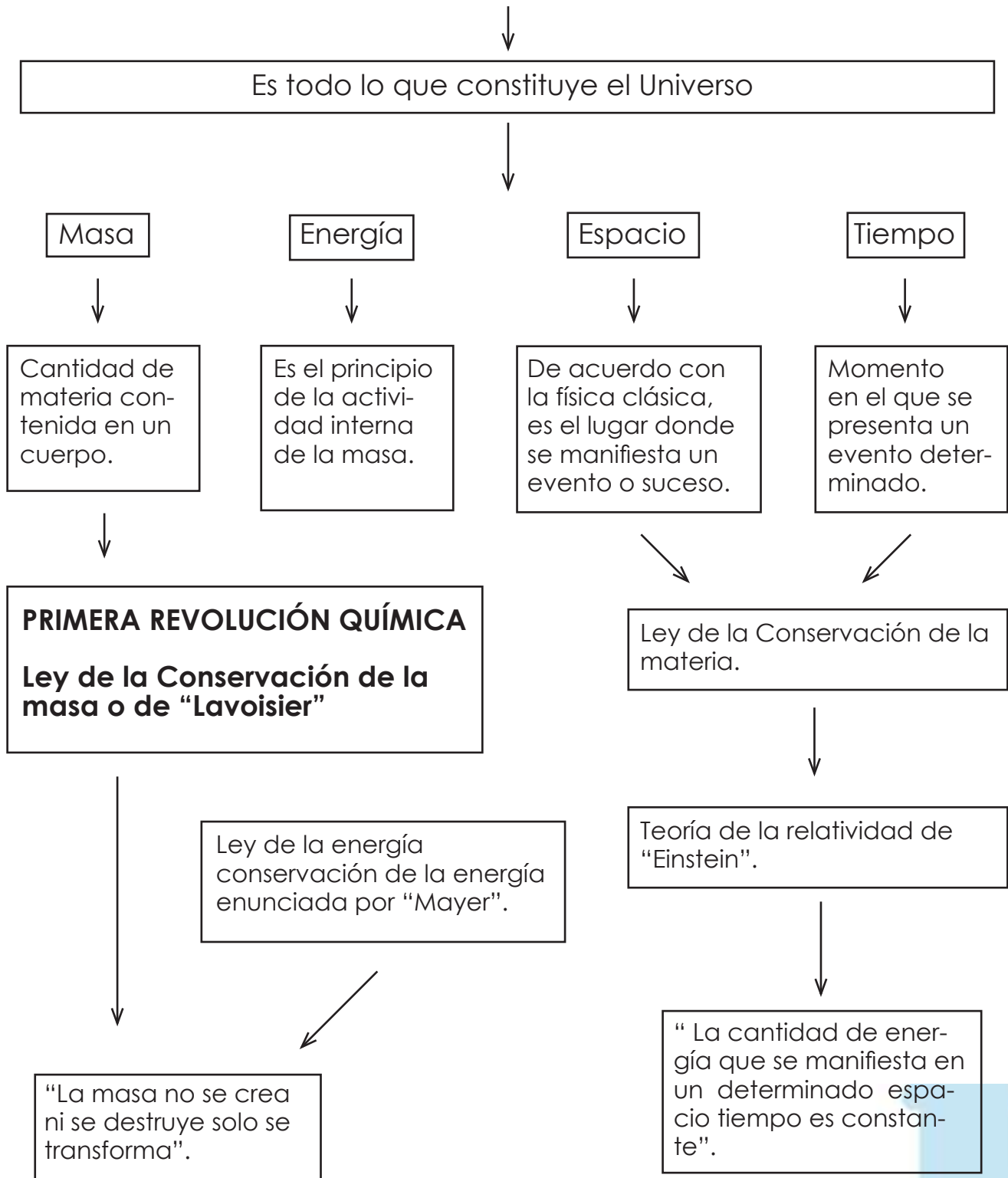
El ácido de sodio te ha salvado. Si el choque se produce a más de 15 kilómetros por hora, un sensor activa la descomposición de una sustancia llamada así. Genera gas nitrógeno, tarda 25 milésimas de segundo, las bolsas se desinflan en 0.045 segundos.



El gas no es una sustancia pura, es una mezcla gaseosa de dos derivados del petróleo, propano y butano y ninguno de estos gases huele ni tiene olor. Por ello es que se le agrega una sustancia llamada metilmercaptano a la mezcla.



Materia



ARTÍCULO: PUEDES COMPLETAR LA ACTIVIDAD ANTERIOR CON ESTE TEXTO.

La importancia de las aportaciones del trabajo de Antoine Lavoisier

A lo largo de la historia de la humanidad, varios filósofos y científicos han propuesto que la cantidad de materia de las cosas se conserva durante los cambios o transformaciones. En Grecia, el filósofo **Anaxágoras** (500-428 a. n. e.) estableció que nada se crea o muere, las cosas sólo se combinan y separan. **Demócrito** (460-370 a. n. e.) postuló que toda la materia estaba constituida por pequeñas partículas o “átomos” inmutables e indestructibles.

Este tipo de ideas se transmitieron de una generación de filósofos a otra, y de cultura a otra, durante siglos, sin que cambiaran mucho. El filósofo árabe **Nasir al-Din al-Tusi** (1201-1274) escribió: “Un cuerpo material no puede desaparecer completamente. Sólo cambia su forma, condición, composición, color y otras propiedades y se transforma en formas complejas o elementales de materia”. Ideas como éstas estaban basadas en creencias u opiniones sobre las características y propiedades del universo, pero no en observaciones y mediciones cuidadosas de las propiedades de la materia y sus transformaciones. Se trataba de especulaciones que carecían de pruebas convincentes que la sustentaran.

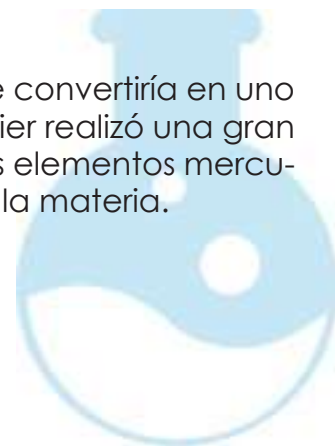


* Los filósofos islámicos hicieron contribuciones valiosas al desarrollo, preservación y difusión de ideas fundamentales para la ciencia moderna.

Fue hasta el siglo XVIII cuando los científicos de Occidente reconocieron y verificaron de forma convincente lo que hoy se conoce como el “Principio de conservación de la materia”. Aunque una gran variedad de personas contribuyeron a esta empresa, ya sea realizando novedosos experimentos o proponiendo valiosas ideas, el trabajo del químico francés **Antoine-Laurent de Lavoisier** (1743-1794) fue decisivo no sólo porque demostró de forma contundente la validez de este principio, sino porque revolucionó las ideas y métodos de trabajo de los químicos.

Lavoisier trabajó como recolector de impuestos durante los últimos años de la monarquía francesa. Había heredado una pequeña fortuna de su familia y eso le sirvió para conseguir el puesto de supervisor en los talleres oficiales de fabricación de pólvora.-

-Este trabajo le permitió construir y equipar su propio laboratorio, el cual se convertiría en uno de los más famosos y productivos de su época. En este laboratorio, Lavoisier realizó una gran cantidad de experimentos con diversas sustancias, pero su trabajo con los elementos mercurio (Hg) y estaño (Sn) fueron cruciales para demostrar la conservación de la materia.





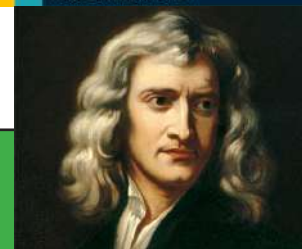
500 a.n.e. Nace el filósofo griego Anaxágoras, que considera que las cosas sólo se combinan o separan, pero no se crean por sí solas o desaparecen.



460 a.n.e. Nace el filósofo griego Demócrito, quien postula que la materia está formada por átomos indestructibles.



1201 a.n.e. Nace Nasir-al-Din-al-Tusi, filósofo árabe que creía que la materia puede cambiar pero no desaparecer.



1687 Newton introduce el concepto de masa de los objetos como una medida de la cantidad de materia que los forma

500 a.n.e.

1

1500

1650

1670

EDAD ANTIGUA

EDAD
MEDIA

EDAD MODERNA

Durante la época de Lavoisier, los químicos se dieron cuenta de que muchas transformaciones químicas producían gases que se escapaban de sus recipientes. Con esto en mente, Lavoisier calentó estaño en un recipiente bien sellado hasta transformarlo por completo en "Cal metálica" (el nombre moderno es óxido de estaño). Midió cuidadosamente la masa de su sistema antes y después de calentarlo, y con esto Lavoisier demostró que la masa total del recipiente no cambiaba a lo largo del proceso. Para explicar la transformación observada, Lavoisier razonó que el estaño debía haberse combinado alguna sustancia presente en el aire (oxígeno), pues al abrir el recipiente el aire exterior entraba violentamente y la masa de la cal metálica producida era mayor que la del metal original.



* Realizando experimentos bajo condiciones controladas y mediciones cuidadosas, Lavoisier hizo allazgos que revolucionaron la Química.

En 1777, después de realizar múltiples experimentos, Lavoisier estableció que, sin lugar a dudas, la masa ganada por los metales al calentarlos en presencia de aire era igual a la masa perdida por el aire que estaba presente cuando se calentaban. Esto lo llevo a formular una ley general que fue llamada "de la conservación de la masa"; esta ley establece que "la masa no se crea ni se destruye, sólo se transforma". Lavoisier, como Isaac Newton, consideraba que la masa de las sustancias era una medida directa de la cantidad de materia presente en ellas. Es por ello que sus resultados se conocen como Principio de conservación de la materia o la masa.

En 1789, Lavoisier publicó su Tratado elemental de Química para dar a conocer sus hallazgos.

El pensamiento y trabajo de Lavoisier estuvo influido por el de otros científicos. En particular, basado en las ideas de Newton, trató de generar explicaciones para las propiedades de las sustancias y sus transformaciones con base en principios o leyes físicas bien establecidas. Influido por el trabajo de Carl Linneo en Biología, Lavoisier desarrolló un sistema riguroso de clasificación y nomenclatura de las sustancias químicas conocidas. El éxito de su trabajo se



1743 Nace Antoine Laurent de Lavoisier en París Francia.



1748 Mikhail Lomonosov hace experimentos que demuestran que la masa se conserva.



1789 Lavoisier formula el principio de conservación de la materia.



1789 Estalla la Revolución Francesa



1794 Muere Lavoisier guillotina a los 51 años

1710

1730

1750

1770

1790

1820

← EDAD MODERNA →

← EDAD CONTEMPORANEA →

debió en gran medida a que estaba convencido de la necesidad de: a) realizar mediciones cuidadosas de las propiedades de las sustancias antes y después de realizar cualquier proceso, y b) controlar las variables de cada experimento para asegurar que los resultados fueran reproducibles. Para ello escribía en su bitácora, con ayuda de su esposa, cómo llevaba a cabo cada experimento y bajo qué condiciones.

Durante la revolución Francesa de 1789, Lavoisier apoyó a los reformistas y pudo mantener su puesto en el arsenal de armas y explosivos. Sin embargo, cuando la revolución alcanzó su etapa más extrema (El Terror), las personas más acomodadas y con relaciones aristocráticas como Lavoisier empezaron a ser perseguidas. Los recolectores de impuestos eran particularmente despreciados, y Lavoisier terminó su vida bajo la guillotina.

El célebre matemático J. L. Lagrange dijo de Lavoisier: "Se necesitó sólo un instante para cortar su cabeza, y probablemente cien años no serán suficientes para producir otra como ella".

Los científicos actuales se centran en cuatro áreas principales:

Síntesis química: se centra en producir nuevos productos químicos.

Análisis químicos: destaca la presencia de sustancias químicas en un sistema, identifica, separa de otros componentes y cuantificar la cantidad y como controlarlas.

Transformación química: hay interés por entender como ocurren las reacciones químicas y como controlarlas.

Modelación química: se trabaja en el desarrollo de modelos que representen a las sustancias y a los procesos químicos. Además analizan las propiedades y la transformación de la materia.

Los científicos realizan observaciones y mediciones cuidadosas para recolectar evidencias. Los científicos modernos colaboran en grupos integrados por ingenieros, sociólogos y economistas.

A través: (Observación y experimentación: Con base a la observación de la naturaleza y el comportamiento de la materia, realizan de forma controlada, experimentos reducidos).

CAMBIOS (FENÓMENOS) FÍSICOS Y QUÍMICOS

Cambio químico: Estos ocurren internamente, existe una reordenación de átomos, dando lugar a sustancias nuevas, este es el resultado de una reacción química (cambios que se producen en la materia y que por lo tanto están por todas partes).

Cambio físico: Ocurren externamente, no existe un cambio interno en la estructura de la materia, no existe una reordenación de átomos.

CAMBIOS FÍSICOS



Mantienen su naturaleza y propiedades

Reversible

Son cambios físicos Todo lo que se refiera a:

- Cambios de estados de agregación (sólido, líquido y gaseoso)
- Mezclas

CAMBIOS QUÍMICOS



Se altera la composición y estructura de la materia

Es irreversible

Son cambios químicos todo lo que se refiera a:

- Oxidación - Reducción
- Cambios de pH (ácidos y bases)
- Combustión
- Fermentación

EJEMPLOS

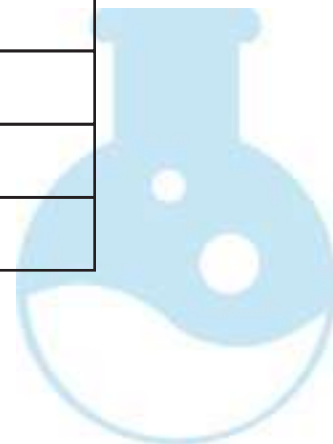
- Hervir agua.
- Vapor a hielo, es decir, todos los cambios físicos de la materia, ebullición, solidificación, fusión, condensación, etc.
- La fragmentación, que es la división de un cuerpo en trozos más pequeños que conservan su misma naturaleza,
- Combinación del cobre y estaño para formar el bronce (es una mezcla de metales, también llamada aleación)

- Quemar un papel, luego de quemarlo no puedes hacer que vuelva a estar como antes.
- Encender un fósforo.
- Oxidación de un metal (ya que se forma un nuevo compuesto llamado óxido)
- Fotosíntesis (las plantas transforman el dióxido de carbono en oxígeno y glucosa)

EJERCICIO

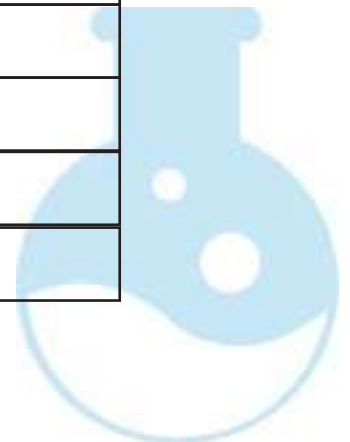
Indica que tipo de cambio (físico o químico) se produjo:

Estirar una liga	
Oxidación de una manzana	
Fotosíntesis	
Combustión de la madera	
Fusión (paso de estado líquido a sólido) de cualquier metal	
Mezclar mantequilla y azúcar	
Fuegos artificiales	
Encender un cohete	
Cortar un pedazo de tela	
Carne quemada	
Azúcar en miel	
Incendio de un bosque	
Sublimación (paso de estado sólido a gaseoso) del yodo	
Sacar punta a un lápiz	
Excavar un hoyo	
Fuegos artificiales	
Huevo cocido	
Elaborar vino	
Putrefacción del pescado	
Volatilización (paso de estado líquido a gaseoso) del alcohol	
Aceite quemado	
Limaduras de hierro, sobrantes del corte de un metal	



Indica que tipo de cambio (físico o químico) se produjo:

La rotura de una botella de vidrio	
La fusión de la cera de una vela	
La combustión de la gasolina en un motor de automóvil	
La formación de las nubes	
La formación del arco iris	
La fusión de un cubito de hielo en un vaso de agua	
La desaparición de un perfume cuando el recipiente está destapado.	
Hacer un batido con leche y frutas	
Respirar	
La maduración de una fruta	
La corrosión (deterioro de un metal a consecuencia del entorno) del hierro	
Quemar un trozo de carbón	
Un incendio	
La digestión de alimentos	
Un grito	
Se cae una tiza de la mesa	
Se derrite un trozo de hielo	
Avanza un coche	
Romper un lápiz	
Se oxida un trozo de hierro	
Neutralizar un ácido	



PROPIEDADES FÍSICAS DE LAS SUSTANCIAS

Las propiedades distintivas de cada material resultan de gran utilidad para **identificarlos o separarlos** unos de otros.

Estos se separan en: Propiedades físicas cualitativas y cuantitativas.

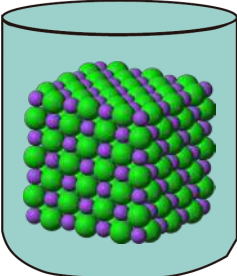
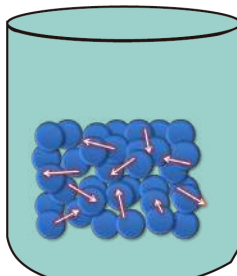
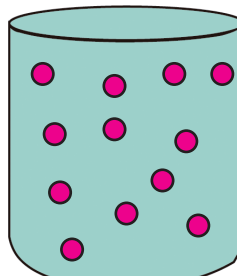
PROPIEDADES FÍSICAS CUALITATIVAS

Color, olor y estados de agregación, etc.

Como el color de las sustancias depende de su composición química y de la estructura de sus moléculas, las diferencias de color son una clara indicación de la presencia de distintas sustancias.

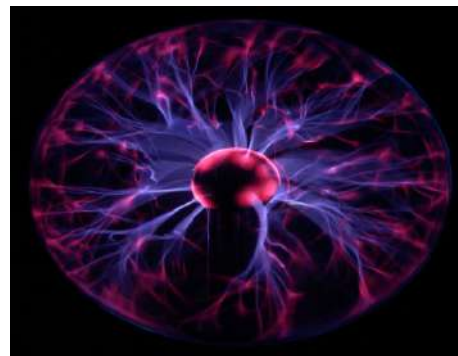
También el olor de las sustancias depende de la estructura química de sus moléculas y para que una sustancia química huela debe evaporarse.

Otra propiedad física distintiva de las sustancias es su: **ESTADO DE AGREGACIÓN**, que a continuación se muestran:

Modelo cinético-molecular del estado SÓLIDO	Modelo cinético-molecular del estado LÍQUIDO	Modelo cinético-molecular del estado GASEOSO
		
<ul style="list-style-type: none"> • Forma y volumen: fijo y definido • Las fuerzas de atracción (fuerzas de cohesión) entre las partículas son muy intensas. • Las partículas están muy próximas entre sí y ocupan posiciones fijas. • Las partículas sólo tienen movimiento de vibración alrededor de su posición de equilibrio. 	<ul style="list-style-type: none"> • No tienen forma fija, adquiere la forma del recipiente que lo contiene. • Volumen fijo • Las fuerzas de atracción y repulsión entre las partículas están en equilibrio. • Las partículas están muy próximas entre sí, pero no ocupan posiciones fijas. • Las partículas tienen libertad para desplazarse, sin alejarse unas de otras. 	<ul style="list-style-type: none"> • No tienen forma fija, adquiere la forma del recipiente que lo contiene. • Volumen variable, se comprimen y se expanden. • Las fuerzas de atracción entre las partículas son despreciables. • Las partículas están muy alejadas unas de otras, en total desorden. • Las partículas tienen total libertad para desplazarse y chocan elásticamente entre ellas.

PLASMA: CUARTO ESTADO DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Desde 1923 esta palabra tiene un nuevo significado (no refiriéndose a plasma sanguíneo), cuando los físicos estadounidenses Y. Langmuir y L. Tonks utilizaron la palabra plasma para designar cierto estado singular del gas ionizado (Exceso o falta de electrones).



El plasma, se considera una mezcla de partículas cargadas eléctricamente en la que la carga negativa total es igual a la carga positiva sumaria. De modo que en conjunto el plasma es un medio eléctricamente neutro que conduce, a la perfección, la corriente eléctrica.

El plasma presenta características propias que no se dan en los sólidos, líquidos o gases, por lo que es considerado otro estado de agregación de la materia. Como el gas, el plasma no tiene una forma definida o un volumen definido, a no ser que esté encerrado en un contenedor; pero a diferencia del gas en el que no existen efectos colectivos importantes, el plasma bajo la influencia de un campo magnético puede formar estructuras como filamentos, rayos y capas dobles.

Para lograr obtener el estado de plasma es necesario aumentar mucho la temperatura de un gas, ósea entregarle energía. El plasma existe en el interior de las lámparas que utilizamos en la iluminación de las calles, Como por ejemplo el Neón.

Además, de estos estados de agregación que se han mencionado, se han descubierto otros dos estados, menos conocidos.

El quinto llamado, “Condensado de Bose-Einstein”, llamado así por el hindú de apellido Bose y A. Einstein, que fueron los primeros que propusieron la existencia de un quinto estado de la materia.

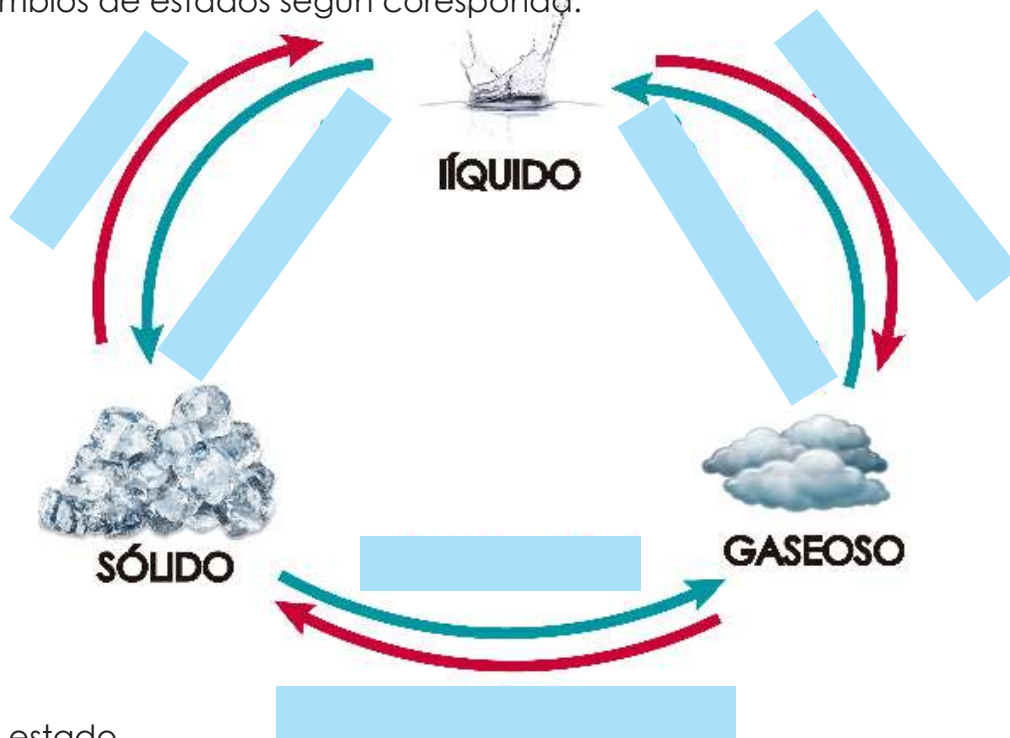
Después del líquido, sólido, líquido y gaseoso y el plasma no se había observado otra forma distinta en que la materia pudiera “agregarse”, hasta que en 1995 los investigadores Eric Cornell, Wolfgang Ketterle y Carl Wieman lograron crear un nuevo estado de agregación, lo cual les valió el Premio Nobel de Física en 2001.

Se trata de “un sistema o un conglomerado de muchas partículas, De esta forma, los átomos se comportan como si fueran un gran átomo, lo que resulta en una nueva forma en que la materia puede agruparse.

Y el sexto llamado “Condensado fermiónico”: es un estado de agregación de la materia en el que la materia adquiere supe fluidez. Se produce a temperaturas muy bajas, cercanas al cero absoluto. Fue creado en la Universidad de Colorado por primera vez en 1999; el primer condensado de Fermi formado por átomos fue creado en 2003.

EJERCICIO

Indica los cambios de estados segun coresponda.



Cambios de estado

- 1.-El prender una vela, hasta que se acabe _____
- 2.-La naftalina puede pasar de estado sólido a gaseoso _____
- 3.-Para hacer un anillo de oro se calienta hasta _____
- 4.-Las nubes se pueden _____
- 5.-Al hervir el agua hasta desaparecerla _____

Describe cada uno de los estados de agregación de la materia, según corresponda:

ESTADOS DE AGREGACIÓN	FUERZAS DE COHESIÓN	DISTANCIA ENTRE LAS PARTICULAS	MOVIMIENTO DE LAS PARTICULAS
Sólido			Las moléculas se mueven vibrando
Líquido		Es pequeña comparada con los gases y grande comparada con los sólidos	
Gas			
Plasma	Son interacciones electromagnéticas		



EJERCICIO

Escribe el cambio de estado de agregación que se está manifestando.













Rellena con las palabras adecuadas.

La materia se presenta en tres _____ o formas de agregación: _____, _____ y _____.

Dadas las condiciones existentes en la superficie terrestre, sólo algunas sustancias pueden hallarse de modo natural en los tres estados, tal es el caso del agua. La mayoría de sustancias se presentan en un estado concreto. Así, los metales o las sustancias que constituyen los minerales se encuentran en estado sólido y el oxígeno o el CO₂ en estado gaseoso.

- Los sólidos: Tienen forma y volumen _____. Se caracterizan por la rigidez y regularidad de sus estructuras.
- Los líquidos: No tienen forma fija, pero sí _____ fijo. La variabilidad de forma y el presentar nas propiedades muy específicas son características de los líquidos.
- Los gases: No tienen _____ ni _____ fijos. En ellos es muy característica la gran variación de que experimentan al cambiar las condiciones de temperatura y presión.

PROPIEDADES FÍSICAS CUANTITATIVAS

Las sustancias químicas poseen propiedades que se pueden medir y expresar por medio de cantidades, su determinación requiere de mediciones precisas con instrumentos adecuados y siguiendo procedimientos sistemáticos.

Estas propiedades se dividen en dos grandes grupos:

Propiedades extensivas o generales: Son aquellas que varían con la cantidad de materia considerada, permitiendo reconocer a la materia, como la extensión, o la inercia. Estas son: **Peso, volumen y longitud.**

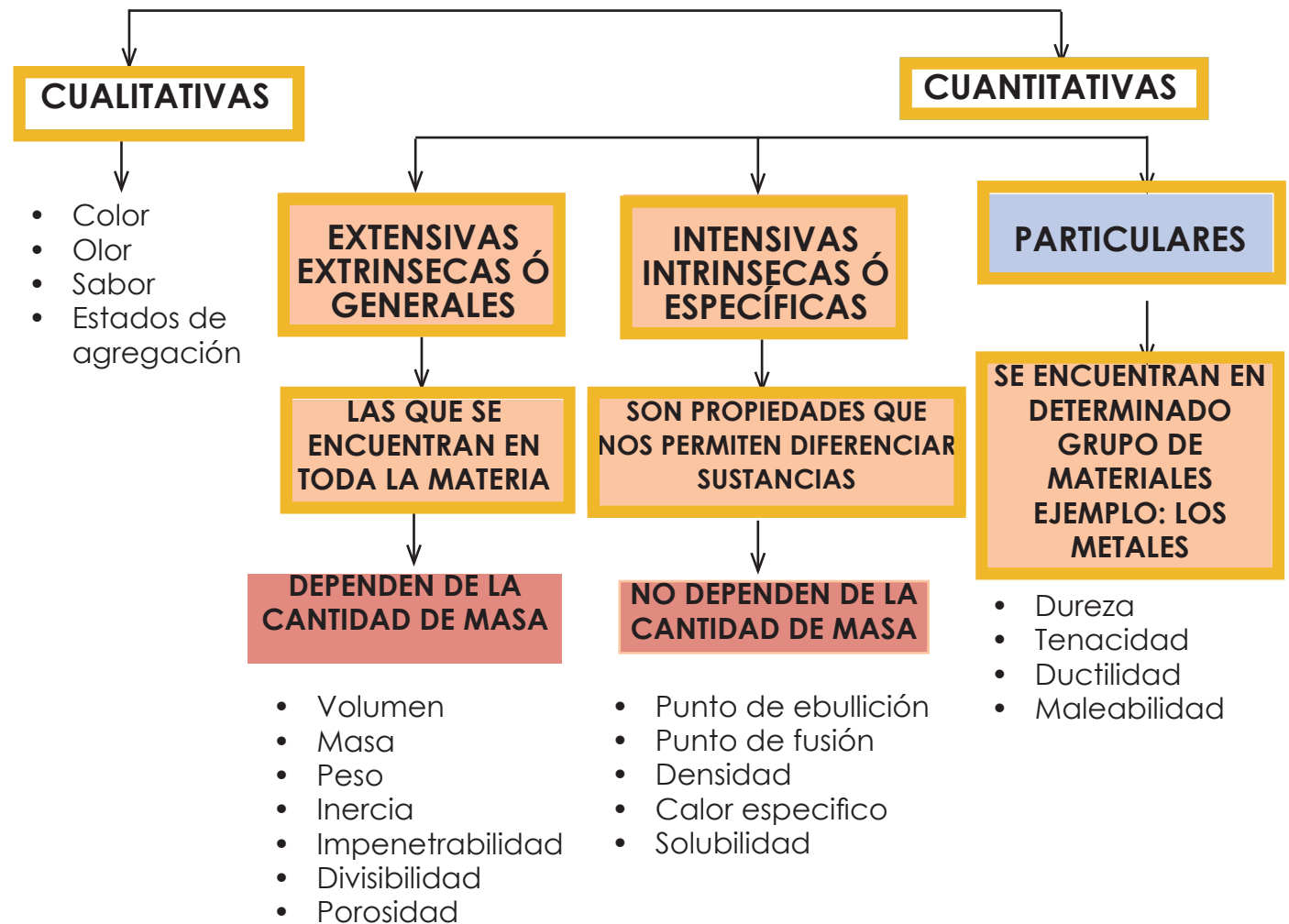
	Definición	Unidad de medida (Sistema Internacional)	Otras unidades comunes
Masa	Medida de la cantidad de la materia	Kg (Kilogramo)	G (gramo)
Volumen	Medida del espacio ocupado	m ³ (metro cubico)	L (litro), ml (mililitro)

En Química, la masa o el volumen de las sustancias se miden constantemente para determinar la cantidad de muestra con la que se trabaja. La forma de medirla depende del estado de agregación: si es sólida, es común determinar su masa con una balanza. Si se trata de líquidos o gases, se utilizan vasos y probetas para medir volúmenes.

Propiedades intensivas: Propiedades cuyo valor es independiente de la cantidad analizada. Por ejemplo. La temperatura de ebullición del agua es siempre 100°, sin importar si hierven 1 o 10 litros. Algunas de ellas son las que se mencionan a continuación.



PROPIEDADES DE LA MATERIA



EJERCICIO

Define los siguientes conceptos:

Volumen: _____

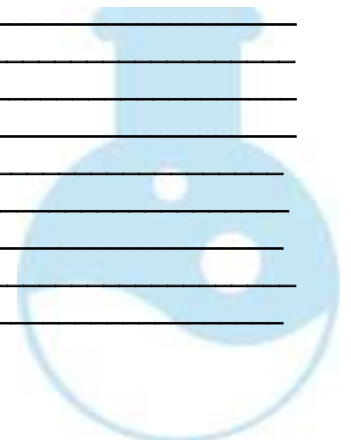
Peso: _____

Inercia: _____

Impenetrabilidad: _____

Divisibilidad: _____

Porosidad: _____



EJERCICIO

Relaciona las columnas. Identifica la propiedad con su definición.

Cada sustancia es diferente de otra; cada una de ellas posee ciertas características que permiten reconocerlas y distinguirlas de otras sustancias. Las características que permiten reconocer y distinguir a un sustancia de otra se denominan **propiedades**.

LETRA	PROPIEDAD	LETRA	DEFINICIÓN DE LA PROPIEDAD
A	Conductividad térmica		Tendencia de una sustancia líquida a pasar a vapor.
B	Peso		Facilidad para pasar al estado gaseoso sin pasar por líquido.
C	Volumen		Capacidad para conducir la electricidad.
D	Comprensibilidad		Cantidad de espacio que ocupa un cuerpo.
E	Sublimable		Fuerza con que la gravedad actúa sobre este.
F	Conductibilidad eléctrica		Capacidad de un elemento para oxidarse (aumento del estado de oxidación).
G	Volatilidad		Fenómeno físico por el cual los objetos ejercen fuerzas de atracción o repulsión sobre otros materiales.
H	Magnetismo		Capacidad para arder en presencia de oxígeno.
I	Corrosividad		Propiedad que poseen los cuerpos de reducirse a menor volumen, por efecto de una fuerza.
J	Combustibilidad		Capacidad para conducir el calor.

EJERCICIO

Escribe el tipo de propiedad a la que pertenecen (Extensiva e Intensiva).

EXTENSIVAS

PROPIEDADES CUYO VALOR VARIA DEACUERDO A LA CANTIDAD DE MASA

INTENSIVAS

PROPIEDADES CUYO VALOR ES NO DEPENDE DE LA CANTIDAD DE MASA



MASA _____

TEMPERATURA _____

DENSIDAD _____

CALOR ESPECÍFICO _____

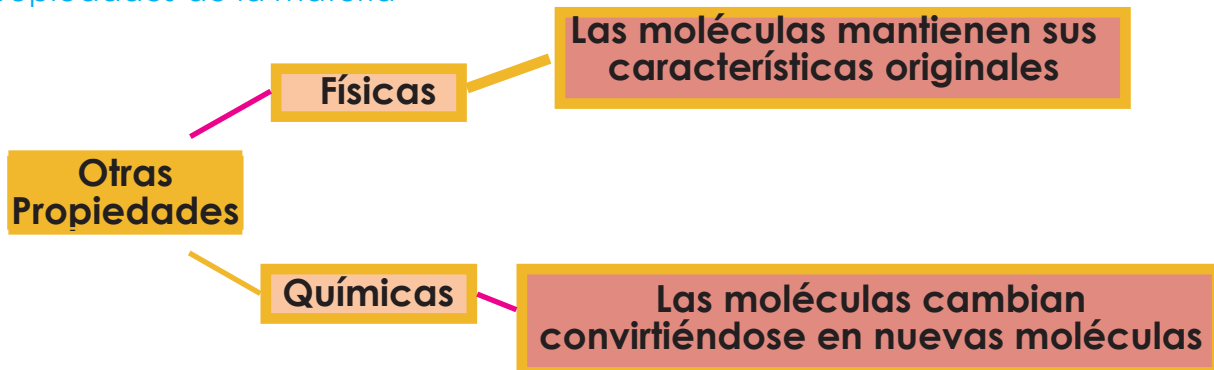
PESO _____

PUNTO DE EBULLICIÓN _____

LONGITUD _____

PUNTO DE FUSIÓN _____

Otras propiedades de la materia



EJERCICIO

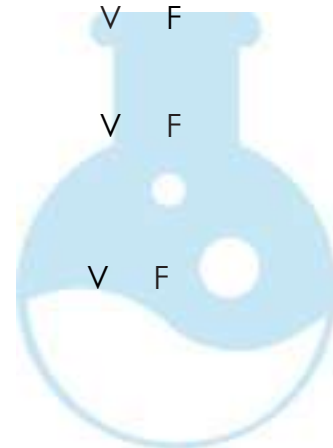
Escribe las propiedades físicas y químicas que aparecen en el texto.

“El níquel metálico es fuerte y duro. Cuando está finamente dividido, es de color negro. La densidad del níquel es 8,90 veces la del agua a 20 °C; se funde a 1455 °C y hierve a 2913 °C. Resiste la corrosión alcalina y no se inflama en trozos grandes, pero los alambres muy finos pueden incendiarse. Está por encima del hidrógeno en la serie electroquímica; se disuelve con lentitud en ácidos diluidos liberando hidrógeno. En pequeñas cantidades el níquel es esencial, pero cuando es tomado en muy altas cantidades este puede ser peligroso para la salud humana. La toma de altas cantidades de níquel eleva las probabilidades de desarrollar cáncer de pulmón, nariz, laringe y próstata.”

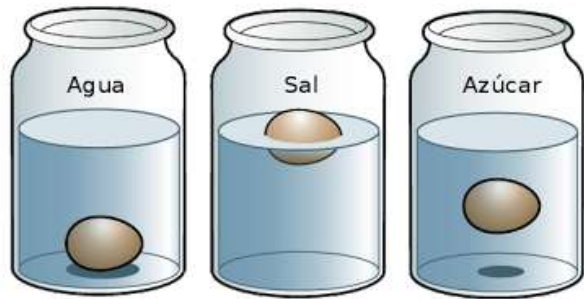
PROPIEDAD FÍSICA	PROPIEDAD QUÍMICA

III.- Selecciona la respuesta correcta

- 1.- Materia es todo aquello que ocupa un lugar en espacio. V F
- 2.- Las unidades de medida se unificaron en todo el mundo a través del Sistema Internacional de Medidas (SI) que asigna a cada magnitud una unidad. V F
- 3.- La masa no se puede tocar, sentir, medir, etc. V F
- 4.- Los componentes de la materia son: átomos y moléculas. V F
- 5.- El átomo es una de las estructuras más grandes de la materia. V F
- 6.- La molécula es un conjunto de átomos iguales o diferentes, unidos por enlaces químicos. V F
- 7.- La masa es la magnitud que cuantifica la cantidad de materia de un cuerpo. V F
- 8.- Las propiedades generales de la materia son las extrínsecas e intrínsecas. El volumen es igual a la masa por densidad ($V = m \cdot \text{densidad}$). V F
- 9.- Entre las principales propiedades extrínsecas de la materia se encuentran: punto de fusión, punto de ebullición, densidad, coeficiente de solubilidad, índice de refracción, color, olor, sabor. V F
- 10.- Otras propiedades de la materia son las físicas y las químicas. V F
- 11.- El volumen es una magnitud definida como el espacio ocupado por un cuerpo. V F
- 12.- Las propiedades físicas mantienen la originalidad de la materia, mientras que en las químicas se transforman en otras. V F
- 13.- La longitud, masa, volumen, cantidad de sustancia, voltaje, etc., son magnitudes físicas. V F
- 14.- Longitud es la distancia entre dos puntos y su unidad de medida es el metro cúbico. V F
- 15.- Cantidad de Sustancia es una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades (SI), y su unidad es el mol. V F
- 16.- Voltaje es la energía de una carga eléctrica, también es llamado diferencia de potencial. V F



DENSIDAD



FÓRMULA

$$\rho = \frac{m}{v} \quad \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

1. Densidad de una sustancia a partir de su masa y volumen: calcular la densidad del oro sabiendo que 50 g de esta sustancia ocupan 2.59 ml de volumen.
2. Cálculo de la masa de un líquido contenido en un volumen dado: la densidad del etanol es de 0.798 g/ml. Calcular la masa de 17.4 ml del líquido.
3. Cálculo del volumen de una solución: la densidad de un alcohol es 0.8 g/cm³. Calcular el volumen de 1600 g de alcohol.
4. Cálculo de densidad para sólidos: un bloque de hierro tiene 5.0 cm de largo, 3.0 cm de alto y 4.0 cm de ancho y pesa 474 g ¿Cuál es la densidad del hierro?



DIFERENCIA ENTRE PESO Y MASA

Masa es un concepto que identifica a aquella magnitud de carácter físico que permite indicar la cantidad de materia contenida en un cuerpo.

Peso: Fuerza con que la Tierra atrae a un cuerpo, por acción de la gravedad.

La masa y peso: la masa permanece, sin importar la cantidad de fuerza que se le imponga. Esto nos permite diferenciar la masa del peso, ya que el peso depende tanto de la cantidad de masa como de la gravedad. Esto significa que, aunque una persona pese menos en la Luna (ya que tiene menor gravedad que la Tierra), su masa continúa siendo la misma.

FÓRMULA DE PESO

$$w = m \cdot g$$

CONOCIMIENTO CIENTÍFICO Y EMPÍRICO

¡AY DIOS MIO! El arte es largo y la vida corta. De mí sé decir que en medio de mis lucubraciones críticas, siento con frecuencia turbarse la cabeza y el corazón. ¡Qué de dificultades para alcanzar los medios que han de conducirnos al conocimiento de las causas!, y eso que un pobre diablo puede muy bien morir antes de haber llegado a la mitad del camino.

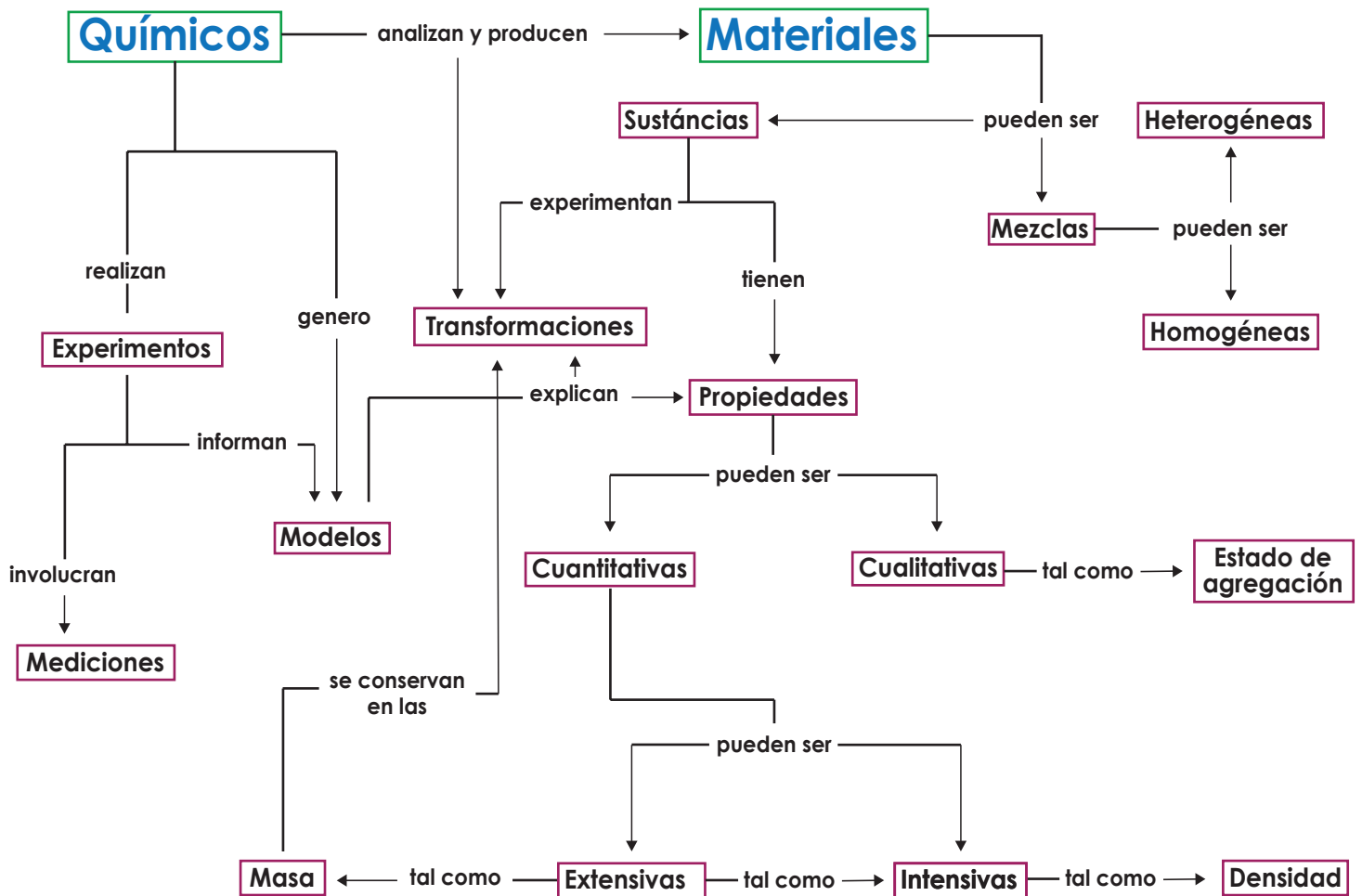
El fausto de Goethe.

El conocimiento científico supone y desarrolla el conocimiento humano; posee problemas semejantes a éste, pero **los estudia y analiza con mayor detalle y precisión**. Además, se refiere al saber crítico fundamentado, racional, metódico, verificable y provisorio, que trata de explicar el porqué de las cosas.

El conocimiento empírico es aquel que se adquiere con la experiencia. Este conocimiento plantea que todas las características que estructuran el pensamiento están dadas por los elementos que el paso del tiempo y de las situaciones vividas va aportando.

Es decir, es un conocimiento lógico con limitaciones, sin embargo a través de él se explican las propiedades, conexiones y relaciones internas de los fenómenos, pero superficialmente.

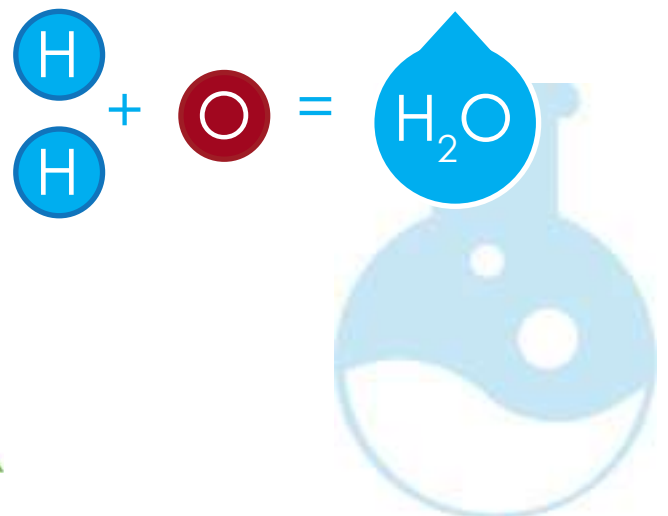
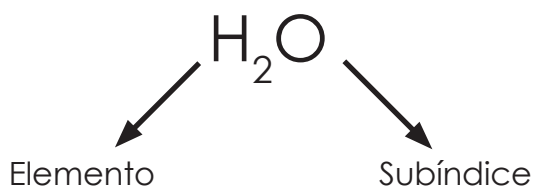




REPRESENTACIÓN A TRAVÉS DE SÍMBOLOS

El constituyente básico de las sustancias (composición química) de manera sistemática, se representa a través de símbolos.

Por ejemplo, el agua se simboliza como H_2O , lo que nos indica que está constituida por 2 sustancias distintas, hidrógeno (H) y oxígeno (O). El subíndice nos indica el número de partículas (2 de hidrógeno y 1 de oxígeno).



MEZCLAS, COMPUESTOS Y ELEMENTOS

En química las sustancias puras se clasifican como elementos y compuestos.

Toda la materia que nos rodea está constituida por alrededor de una centena de sustancias básicas, a las que se les denomina elementos; estas no se pueden separar en sustancias más simples por los métodos químicos comunes. Ejemplos de elementos son el hierro (Fe), el oro (Au), el aluminio (Al), el oxígeno (O). (En resumen se trata de un tipo de materia constituida por átomos de la misma clase).

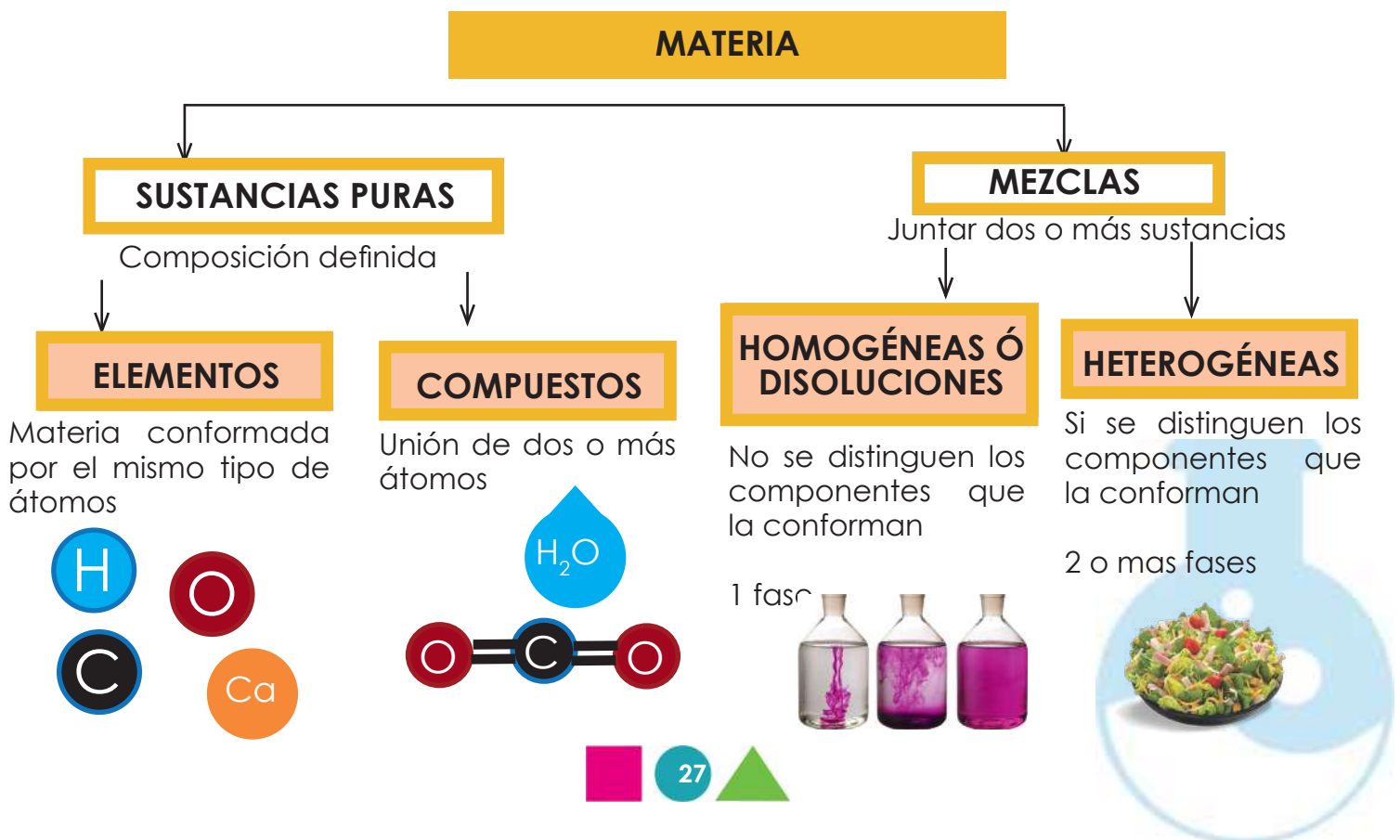
Compuestos: son elementos que se encuentran unidos entre si y forman un tipo de sustancias más complejas. Las propiedades físicas y químicas son diferentes a los elementos que le dan origen.

Los elementos que forman los compuestos no pueden separarse por métodos físicos lo que si ocurre en las mezclas, estos elementos se unen en proporciones definidas. Ejemplo, el amoníaco (NH₃) está formado por un átomo de nitrógeno y tres átomos de hidrogeno.

La **mezcla** es la unión de dos o más sustancias, y estas no están combinadas químicamente se clasifican en homogéneas y heterogéneas.

Homogéneas: Su apariencia es uniforme, es decir, no se distingue las sustancias de las que está formada, estas también se conocen como disoluciones. Algunos ejemplos son: el aire, gas doméstico, gasolina, agua potable.

Heterogéneas: Cuando se pueden distinguir cada uno de los componentes de la mezcla. Ejemplo; Ensaladas, cocteles, granola, etc.



EJERCICIO

Identifica que tipo de mezcla es:

Agua y sal



Granito



Agua y aceite



Barro



Agua y alcohol



Granito



Escribe el tipo de mezcla que se produjo.

Oxígeno / Dióxido de carbono	
Sal / Granos de café	
Agua / Arena	
Café / Agua	
Yogurt / Leche	
Arena / Piedras	
Agua / Cloro	
Leche / Café en grano	
Jugo de naranja / Sal	



EJERCICIO

Lee la siguiente información de elementos, compuestos y mezclas. Escribe en la línea según corresponda.

ELEMENTOS

1. Una sustancia pura contiene un solo tipo de _____.
2. Un elemento (si/no) _____ puede ser separado en materiales mas simples (exempto en reacciones nucleares).
3. Existen alrededor de 118 elementos, los cuales estan listados y clasificados en _____.

COMPUESTOS

1. Una sustancia pura contiene dos o mas tipos de _____.
2. Los átomos son quimicamente combinados. A veces (no siempre) vienen juntos formando grupos de átomos llamados moléculas.
3. Los compuestos siempre tienen una composición definida (uniforme).
4. Los compuestos (si/no) _____ pueden ser separados por métodos físicos. Separar compuestos requiere una reacción química.
- 5 Las propiedades de los compuestos son diferentes que las propiedades individuales de los átomos que contiene.

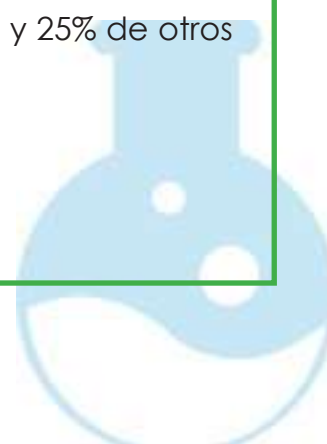
MEZCLAS

1. Dos o mas _____ y _____ no estan quimicamente combinadas.
2. No reaccionan entre ellas.
3. Las mezclas que no son uniformes, se llaman _____.
4. Las mezclas pueden ser separadas por métodos químicos o físicos.
5. Las propiedades de las mezclas son similares a los componentes que lo conforman.

Clasifica las siguientes afirmaciones como expresiones de una sustancia pura (elemento, compuesto, mezcla o aleación (combinación de propiedades metalicas)) anotando sobre la línea la respuesta correcta:

- a) El helio utilizado por los globos aerostáticos es un _____ reactivo.
- b) El aire es _____ de _____ como el nitrógeno y oxígeno y algunos _____ gaseosos como el dióxido de carbono.
- c) El oro de 18 quilates está constituido por _____ de 75% de oro y 25% de otros _____ principalmente cobre y plata.
- d) El bronce es _____ de cobre, cinc y estaño.

En los anuncios luminosos se emplea un _____ llamado neón.



EJERCICIO

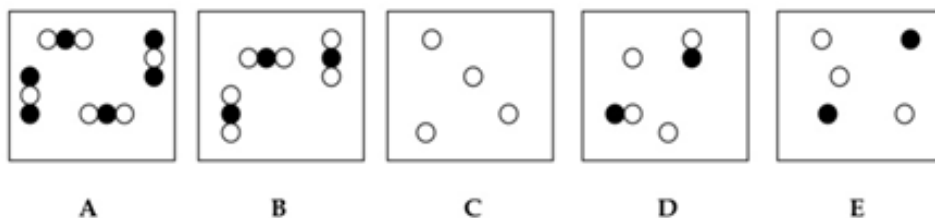
Escribe correctamente las siguientes cuestiones.

- 1.-Unión de dos o más elementos _____
- 2.-Materia homogénea que tiene composición definida, constituida por una sola clase de átomos _____
- 3.-Cambios que presenta la materia sin alterar su estructura interna _____
- 4.-Sustancia que no puede descomponerse en otras más sencillas _____
- 5.-Unión aparente de dos o más elementos _____
- 6.-Mezcla donde se ve a simple vista los componentes que lo conforman _____
- 7.-Cambios que presenta la materia donde se altera su estructura interna _____
- 8.-Mezcla donde no se ve a simple vista los componentes que lo conforman _____

Escribe en los parentesis la clasificación de las siguientes sustancias. Elemento (E), Compuesto (C) y mezcla (M).

- | | |
|---|---|
| () Aire | () Leche |
| () Kriptón (K) | () Gasolina |
| () Alcohol (CH_3OH) | () Hierro (Fe) |
| () Amonio (NH_4) | () Bronce |
| () Sal (NaCl) | () Pizza |
| () Petróleo | () Ácido sulfúrico (H_2SO_4) |
| () Cerveza | () Tierra |
| () Cobre (Cu) | () Arsénico (As) |
| () Peptobismol | () Sal yodatada |
| () Cereal con leche | () Agua pura (H_2O) |
| () Carbonato de calcio (CaCO_3) | () Permanganato de potasio (KMnO_4) |
| () Refresco | |
| () Pastel de naranja | |

Relaciona cada esquema con la descripción correcta.

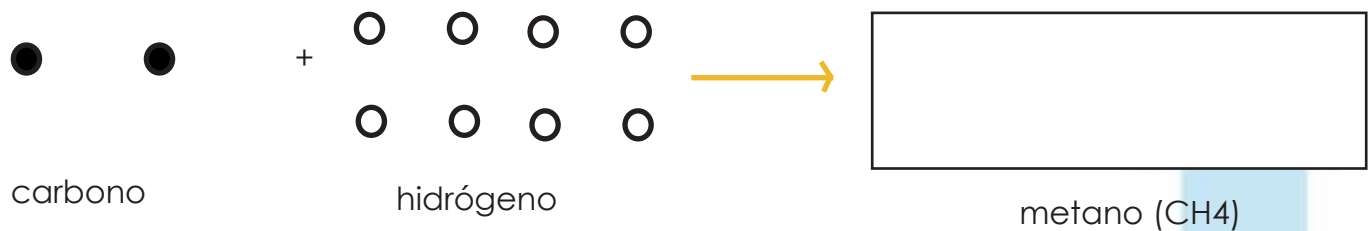


- _____ 1. Elemento puro - un solo tipo de átomo presente.
- _____ 2. Mezcla de dos elementos - dos tipos de átomos presentes.
- _____ 3. Compuesto puro - Un solo tipo de compuesto presente.
- _____ 4. Mezcla de un compuesto y un elemento.



EJERCICIO

Dibuja los componentes correspondientes a partir de los átomos indicados. El primer compuesto aparece como ejemplo.



MÉTODOS FÍSICOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

Cuando hay componentes que se unen químicamente, estos no se pueden separar por métodos físicos, en cambio si hablamos de mezclas, estas mantienen sus propiedades individuales, y se pueden separar por los siguientes métodos:

- | | | | |
|----|-------------------------|----|----------------|
| a) | Decantación. | f) | Evaporación |
| b) | Filtración | g) | Destilación |
| c) | Magnetismo o imantación | h) | Cromatografía |
| d) | Sublimación | i) | Tamizado |
| e) | Cristalización | j) | Centrifugación |

a) DECANTACIÓN: Método para separar mezclas heterogéneas, estos pueden ser exclusivamente dos líquidos inmiscibles entre si (no se disuelven), que poseen diferentes densidades entre si, o sólido insoluble y un líquido.

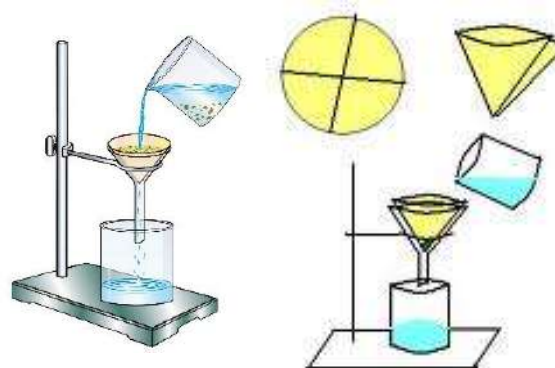
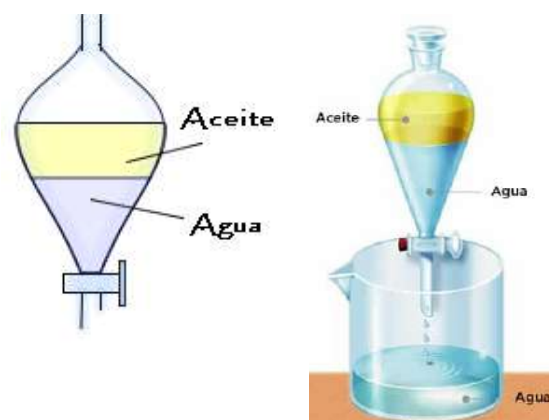
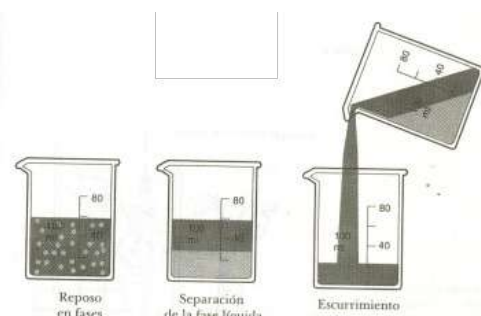
Sólido- Líquido: Consiste en ladear el recipiente que contiene la mezcla para separar en un segundo recipiente, la sustancia menos densa y dejar primero la de mayor densidad. Ejemplos: agua y piedras, agua y arena, etc.

Líquido- Líquido: Se emplea un embudo de separación en el cual presenta un desagüe que permite la salida de los líquidos que se pretenden separar en la zona inferior del recipiente, cuyo flujo puede ser maniobrado mediante el uso de llave. En la parte superior presenta una embocadura que puede sellarse con una tapa, la cual permite cargar su interior con los líquidos. Ejemplo: Agua con aceite, Glicerina con agua, etc.

b) FILTRACIÓN: Es aplicable para separar un sólido insoluble de un líquido (sólido- líquido; mezcla heterogénea) se emplea un material poroso llamado filtro (papel filtro). La técnica consiste en verter la mezcla sobre el filtro quedando atrapada en ella el sólido y permitiendo el paso del líquido (denominando filtrado). Separando de esa manera los dos componentes. Ejemplo: Agua con piedras.

c) MAGNETISMO O IMANTACIÓN: Método que se fundamenta en la propiedad de algunos materiales de ser atraídos por un imán (metales). El campo magnético genera una fuente atractora, que si es suficientemente grande, logra que los materiales se acerquen a él.

Para poder usar este método es necesario que uno de los componentes sea atraído y el resto no.

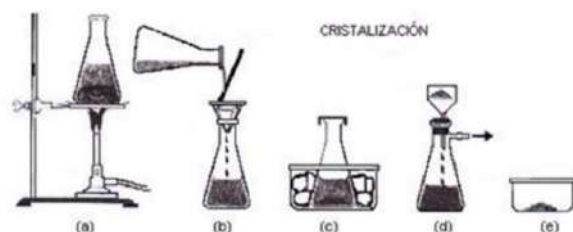


d) SUBLIMACIÓN: Método para separar componentes de una mezcla heterogénea constituidas por dos sólidos. Es imprescindible que una sustancia sólida sublime, es decir, pasa directamente al estado de vapor sin pasar por el estado líquido. Las sustancias sólidas que presentan esta propiedad pasan directamente sin fundir al estado de vapor. Ejemplos: alcanfor, yodo, naftalina, hielo seco, etc.



e) CRISTALIZACIÓN: Método de purificación y separación que permite separar los sólidos de mezclas homogéneas y heterogéneas. Se basa en la solubilidad que tienen los sólidos a distintas temperaturas. Se procede de la siguiente manera:

- La sustancia se disuelve en un líquido caliente, si se observan residuos insolubles, se filtra la mezcla con un embudo y papel filtro.
- Se deja que la mezcla se enfríe
- El sólido purificado cristaliza y se deposita en las paredes o el fondo del recipiente. Cuando esto no se logra fácilmente se induce la cristalización por medio de una varilla de vidrio que se frota en las paredes del recipiente
- Finalmente, el sólido cristalino se separa por filtración del disolvente.

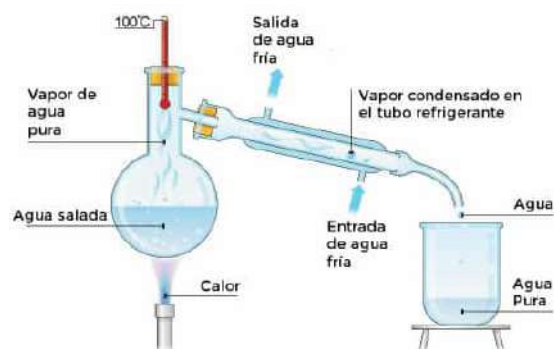


f) EVAPORACIÓN: Proceso que consiste en el pasaje lento y gradual de un estado líquido hacia un estado gaseoso, en función de un aumento natural o artificial de la temperatura, esto influencia en el movimiento de las moléculas, agitándolas. Con la intensificación del desplazamiento, las partículas escapan hacia la atmósfera transformándose, consecuentemente, en vapor.



g) DESTILACIÓN: Método aplicable a mezclas homogéneas, es decir líquidos que se encuentran disueltos. Se basa fundamentalmente en los puntos de ebullición de los componentes de la mezcla.

1. Consiste en calentar la mezcla, hasta que se alcanza la temperatura de la sustancia con punto de ebullición mas bajo, mientras que los otros componentes siguen en su estado original. ("fase estado de agregación", significa que pasa de una fase líquida a la fase de vapor).

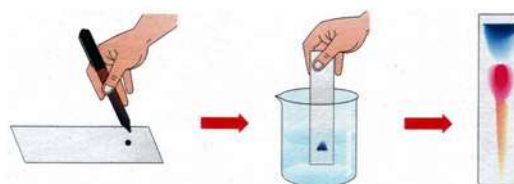


2. Luego dicho vapor pasa a la fase de “condensación”, donde los vapores pasan a un condensador que los enfría y estos nuevamente pasan a estado líquido. Ejemplos: Agua con sal, agua con cloro, etc.

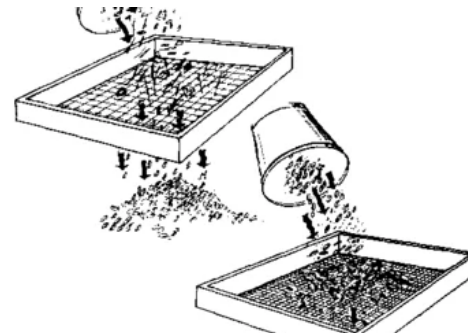
h)CROMATOGRAFÍA: Método de separación para la caracterización de mezclas complejas, la cual tiene aplicación en todas las ramas de la ciencia.

Es un conjunto de técnicas basadas en el principio de retención selectiva, cuyo objetivo es separar los distintos componentes de una mezcla en dos fases: una fase estacionaria (papel por ejemplo) de gran área superficial, y una fase móvil (fluidos, que penetra en a lo largo del lecho estacionario, como disolventes).

El objetivo de la fase estacionaria es retrasar el paso de los componentes de la muestra. Cuando los componentes pasan a través del sistema a diferentes velocidades, estos se separan en determinados tiempos. Cada componente tiene un tiempo de paso característico a través del sistema, llamado tiempo de retención. Ejemplo: tinta de las plumas.



i)TAMIZADO: Consiste que mediante un tamiz, zarandas o cernidores (redes de mallas más o menos gruesas o finas) se separan partículas sólidas según su tamaño. Se toma un **tamiz** que deje pasar el polvo más fino y retenga el más grueso. Por ejemplo en los molinos se utiliza este procedimiento para separar la harina del afrecho (salvado).



j)CENTRIFUGACIÓN: La centrifugación es uno de los métodos de separación de mezclas que puede usarse cuando la sedimentación es muy lenta; para acelerar esta operación la mezcla se coloca en un recipiente que se hace girar a gran velocidad; por acción de la fuerza centrífuga los componentes más pesados se sedimentan más rápidamente y los livianos quedan como sobrenadante. Luego la operación que se sigue es la decantación.



MÉTODO DE SEPARACIÓN	PROPIEDAD EN LA QUE SE BASA	APLICACIONES EN LA INDUSTRIA
Decantación	Diferencia de densidades	<ul style="list-style-type: none"> Separación del petróleo del agua de mar Separación de metales (concentración de metales)
Filtración	Tamaño de partícula en relación al tamaño del poro del filtro	<ul style="list-style-type: none"> Purificación del agua (tratamiento primario) Clarificación de la cerveza
Magnetismo	Capacidad de algunos materiales de ser atraídos por un imán	<ul style="list-style-type: none"> Minería Purificación del agua
Sublimación	Diferencia en presión de vapor Deposición	<ul style="list-style-type: none"> Liofilización (deshidratación de alimentos) por reducción de la presión Fabricación de hielo seco
Cristalización	Solubilidad Evaporación Solidificación	<ul style="list-style-type: none"> Producción de sal Producción de azúcar
Evaporación	Diferente presión de vapor	<ul style="list-style-type: none"> Concentración de jugos de frutas Fabricación de leches concentradas
Destilación	Diferencia en puntos de ebullición Condensación	<ul style="list-style-type: none"> Extracción de aceites Destilación fraccionada del petróleo: obtención de los productos derivados del petróleo
Cromatografía	Afinidad por la fase móvil o la fase estacionaria, diferente adherencia (adsorción)	<ul style="list-style-type: none"> Análisis de medicamentos, agua, alimentos y pigmentos Obtención de proteínas
Tamizado	Tamaño de partícula	<ul style="list-style-type: none"> Separación de la sal mineral Separación del trigo
Centrifugación	Diferencia de densidades	<ul style="list-style-type: none"> Separación de los componentes sólidos de la leche Separación del plasma sanguíneo

EJERCICIO

Escribe el método en el lugar que corresponda.

↓	↓	↓
MÉTODO PARA SEPARAR MEZCLAS HOMOGÉNEAS	MÉTODO PARA SEPARAR MEZCLAS HETEROGÉNEAS	MÉTODO PARA SEPARAR AMBOS TIPOS DE MEZCLAS
_____	_____	_____
_____	_____	_____
_____	_____	_____
_____	_____	_____
_____	_____	_____

Investiga tres ejemplos de mezclas que separarías con cada uno de los métodos mencionados

DECANTACIÓN:

1. _____
2. _____
3. _____

EVAPORACIÓN:

1. _____
2. _____
3. _____

FILTRACIÓN:

1. _____
2. _____
3. _____

DESTILACIÓN:

1. _____
2. _____
3. _____

MAGNETISMO:

1. _____
2. _____
3. _____

CROMATOGRAFÍA:

1. _____
2. _____
3. _____

SUBLIMACIÓN:

1. _____
2. _____
3. _____

TAMIZADO:

1. _____
2. _____
3. _____

CRISTALIZACIÓN:

1. _____
2. _____
3. _____

CENTRIFUGACIÓN:

1. _____
2. _____
3. _____



MÉTODOS DE SEPARACIÓN

I Z N O I C A M I L B U S B N S
 A R I M S F G C S A S I O O D P
 E V A P O R A C I O N U I D E F
 E E I I V T L H D Q W C M Z S N
 C R D F F T A G F A A I A M T O
 F R Q E W T R M K Z S S G A I I
 I A O J C H V L I V S S N G L C
 L R G M Q O M L A Z Y Y E N A A
 T V O O A Y A M B O A I T E C G
 R L E U F T L Y B T E D I T I U
 A O P D S U O Y H U C I O I O F
 C S V I U A V G V M A A M S N I
 I A R Y U A O M R C H L O M E R
 O C W V E Y I I I A L C O O C T
 N L Y P B X G M K D F W M B U N
 D E C A N T A C I O N I F D O E
 N O I C A M I L B U S J A U K C

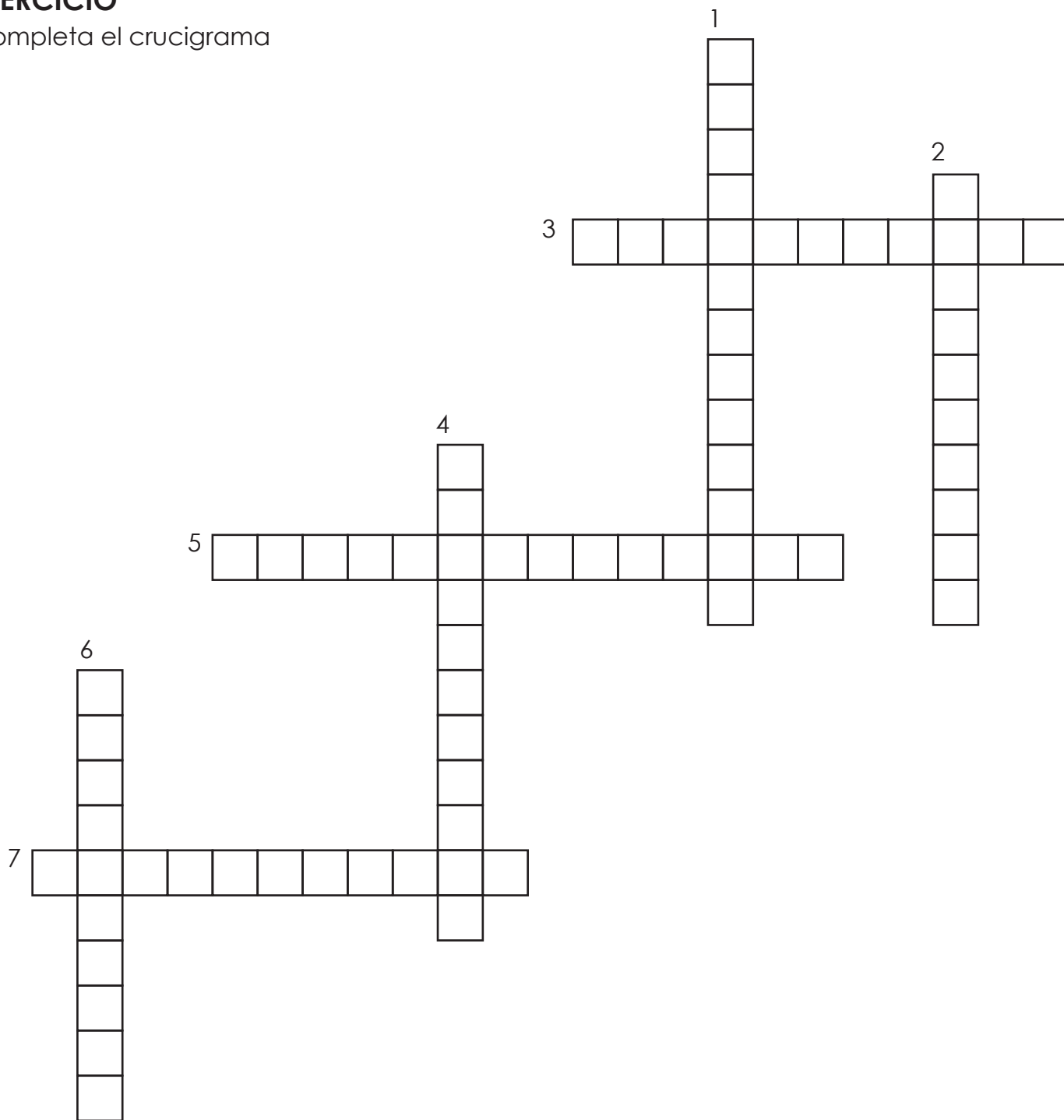
Cromatografía
 Sublimación
 Magnetismo
 Cristalización
 Destilación

Evaporación
 Filtración
 Tamizado
 Centrifugación
 Decantación



EJERCICIO

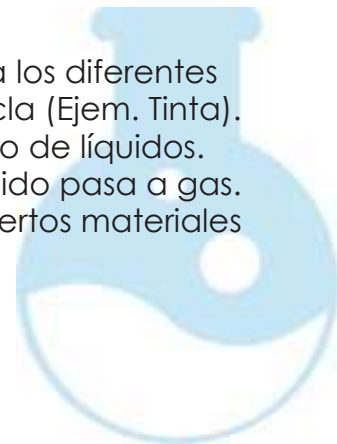
Completa el crucigrama

**Horizontal**

3. Proceso que separa mezclas inmiscibles (no se disuelven entre si).
5. Proceso en el que una sustancia se cristaliza.
7. Método que separa que consiste en dos fases :evaporación y condensación.

Vertical

1. Proceso en el que separa los diferentes componentes de una mezcla (Ejem. Tinta).
2. Proceso que separa solido de líquidos.
4. Método en el que un líquido pasa a gas.
5. Método que en el que ciertos materiales son atraídos por un imán.



Ejercicio

Relaciona las columnas colocando en los paréntesis de la izquierda el número correspondiente.

() Método empleado para separar los sólidos insolubles en líquidos.

() Consiste en dejar reposar la mezcla y después verter el líquido.

() Se utiliza para separar líquidos solubles.

() Consiste en separar sólidos de diferente tamaño, empleando una malla.

() Al calentar ligeramente la mezcla uno de los sólidos pasa al estado gaseoso.

() Es muy útil para separar un sólido ferromagnético.

() Mediante este método se pueden separar los colores de un plumón.

() Método que se emplea para separar líquidos insolubles, es decir con diferente densidad.

() Arena y grava

() Hielo seco y tierra

() Semillas de arroz y agua

() Colores de los dulces

() Agua y aceite

() Sal de agua de mar

() Sangre

() El oxígeno y nitrógeno del aire

() Una aguja de un pajar

1. Cristalización

2. Decantación

3. Destilación

4. Filtración

5. Cromatografía

6. Magnetismo

7. Tamizado

8. Centrifugación

9. Sublimación



SEPARA LA SIGUIENTE MEZCLA, UTILIZANDO LOS MÉTODOS ANTERIORES.



AGUA, SAL, LIMADURA DE HIERRO, ARENA



1ER MÉTODO

[Empty box for the first method]

AHORA TENGO

[Empty box for the first product]

AHORA TENGO

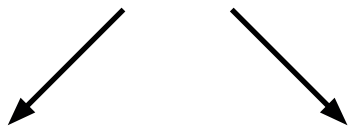
[Empty box for the second product]

MÉTODO

[Empty box for the first method]

MÉTODO

[Empty box for the second method]



QUÍMICA

MATERIA

SUSTANCIAS PURAS

MEZCLA

ELEMENTO

COMPUESTO

HOMOGÉNEAS

HETEROGÉNEAS

Formada por

DISOLUCIONES

SOLUTO (menor proporción)
+
SOLVENTE (mayor proporción)

CUALITATIVAS O EMPÍRICAS

CUANTITATIVAS O VALORADAS

DILUIDAS

CONCENTRADAS

SATURADAS

SOBRESATURADAS

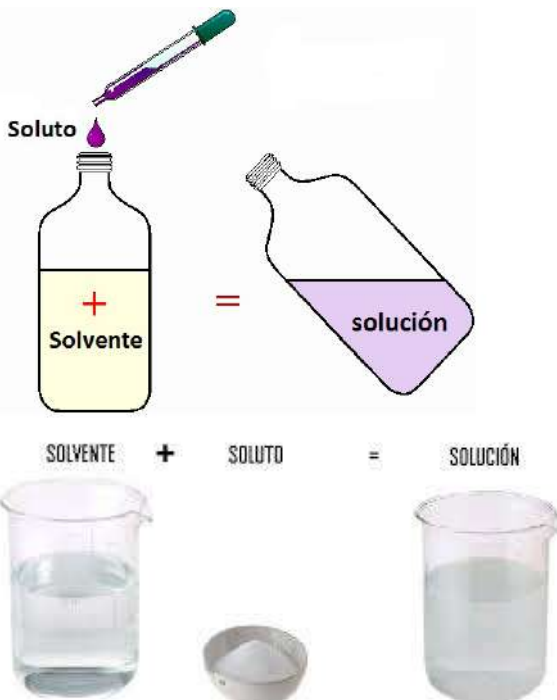
MOLAR

NORMAL

% PESO

% VOLUMEN

PPM



SOLUCIÓN	SOLUTO	SOLVENTE	EJEMPLO
GASEOSA	GAS	GAS	AIRE
LÍQUIDA	GAS/LÍQUIDO	LÍQUIDO	REFRESCO
SÓLIDA	SÓLIDO	SÓLIDO	BRONCE (ALEACIÓN)



CONCENTRACIÓN PORCENTUAL

Este tipo de soluciones nos indican los g. de soluto presentes en 100 g de disolución.

Define concentración: _____

PORCENTAJE EN MASA (%M/M)

$$\% \text{ MASA} = \frac{\text{MASA SOLUTO}}{\text{SOLUTO} + \text{SOLVENTE}} \times 100 =$$

1g H₂O x 1 ml

EJEMPLO. Se prepara una solución mezclando 1.00 g de etanol, con 100.0 g de agua. Calcule el % en masa del etanol en esta solución

$$\% \text{ MASA} = \frac{\text{MASA SOLUTO}}{\text{SOLUTO} + \text{SOLVENTE}} \times 100 =$$

$$\frac{1 \text{ g}}{1 \text{ g} + 100 \text{ g}} = \frac{1 \text{ g}}{101 \text{ g}} \times 100 = 0.999 \% \text{ De etanol.}$$

1. ¿Cuál es el porcentaje en masa de 40 g de NH₄NO₃ (Nitrato de amonio) en 500 g de H₂O?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

2. Si tenemos 0.85 g de Cloruro de sodio (NaCl) y lo disolvemos en un vaso que tiene 60 g de agua, ¿Cuál es el porcentaje en masa de NaCl en la disolución?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado



3. ¿Cuál será la concentración porcentual de una solución que contiene 45 g de ácido nítrico (HNO₃) diluidos en 350 g de agua?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

4. ¿Cuántos g de NaOH (Hidróxido de Sodio) están presentes en 120 g. de H₂O al 15%?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

PORCIENTO EN VOLUMEN (%V/V)

Este tipo de soluciones valoradas, nos indica los ml de soluto presentes en 100 ml de solución.

$$\% \text{ VOLUMEN} = \frac{\text{VOLUMEN SOLUTO}}{\text{SOLUTO} + \text{SOLVENTE}} \times 100 =$$

1. Una botella de 946 ml de una bebida alcohólica popular. ¿Qué volumen de alcohol contiene, si en su etiqueta dice 38 GL?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado



2. Un ama de casa desea preparar una limonada disolviendo 50 ml de zumo de limón en medio litro de agua ¿Cuál es la concentración?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

3. Calcular el %v/v de una solución en el que hay 10 ml de HCl (Ácido clorhídrico) disueltos en 50 ml de agua.

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

PORCIENTO MASA/VOLUMEN (% M/V)

Este tipo de soluciones valoradas, nos indica los ml de soluto presentes en 100 ml de solución.

(VOL. DISOLUCIÓN = VOL.SOLVENTE)

$$\% \text{ MASA/VOLUMEN} = \frac{\text{MASA SOLUTO}}{\text{VOL. DISOLUCIÓN}} \times 100 =$$

1. Se disuelven 5g de KMnO_4 (Permanganato de Potasio) en 100ml de agua. Determinar el % m/v de la solución.

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado



2. Si la concentración de una solución es 10% m/v. ¿Qué cantidad de soluto hay en 200 ml de solución?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

m. solu

3. Al disolver totalmente 5g de bicarbonato de Sodio (NaHCO_3) en agua se obtuvo una solución al 20% m/v. ¿Qué cantidad de solución se preparó?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

CUESTIONARIO

1. ¿Qué diferencia hay entre una propiedad extensiva e intensiva?

2. Clasifica las siguientes propiedades en intensivas y extensivas o Generales.

Masa: _____.

Densidad: _____.

Volumen: _____.

Viscosidad: _____.

Punto de ebullición: _____.



3. ¿Qué diferencia hay entre una mezcla homogénea y una heterogénea?

4. Clasifica las siguientes mezclas en homogéneas y heterogéneas

El aire: _____

Agua salada: _____

Agua / Alcohol: _____

Refresco: _____

ÁTOMO

Así se denomina a la **PARTÍCULA O UNIDAD MAS PEQUEÑA QUE CONFORMA A LA MATERIA.**

Al combinarse con otra u otras análogas (iguales o semejantes) para formar un compuesto químico. La física y la química modernas postulan que toda la materia está constituida por átomos o combinaciones de éstos.

Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en la molécula son primordialmente de naturaleza eléctrica.

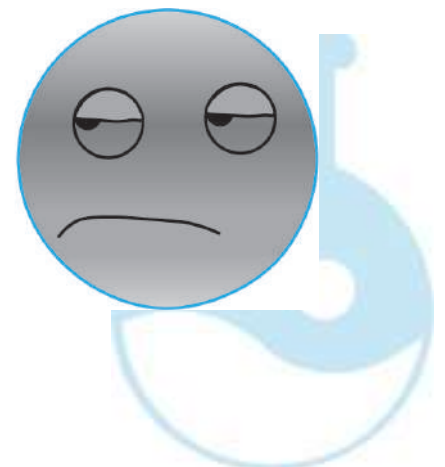
El átomo es la unidad más pequeña posible de un elemento químico, y se considera “UN MÍNUSCULO UNIVERSO SOSPECHADO EN LA ANTIGÜEDAD Y EXPLORADO EN NUESTROS DÍAS”.

El átomo esta formado por subpartículas, las mas importantes son:

Electrones
(Carga negativa)



Neutrones
(Carga neutra)



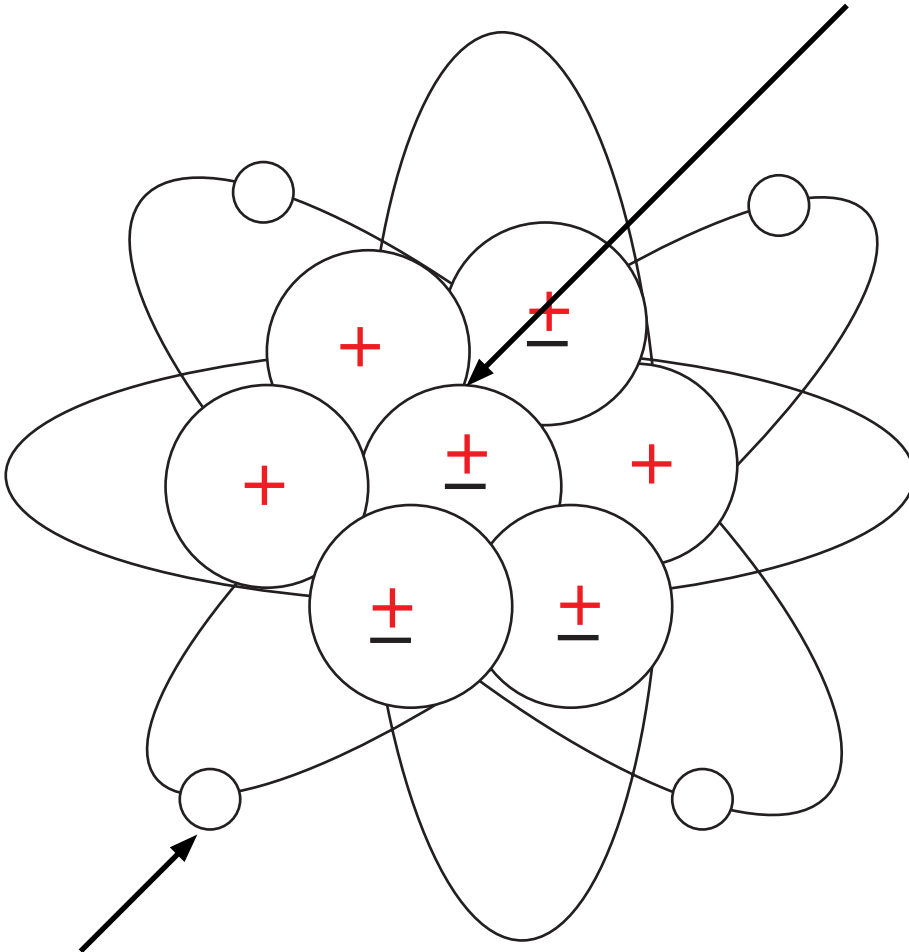
Protones
(Carga positiva)



COLOREA

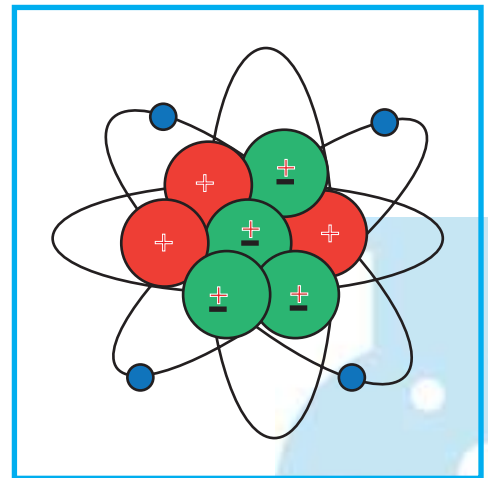
NÚCLEO

(PROTONES + NEUTRONES)

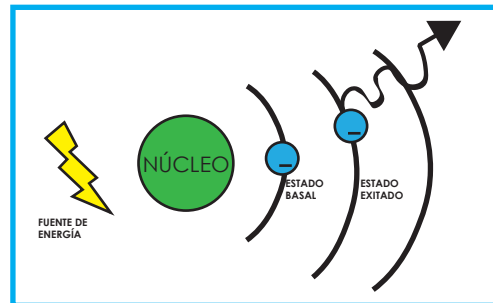
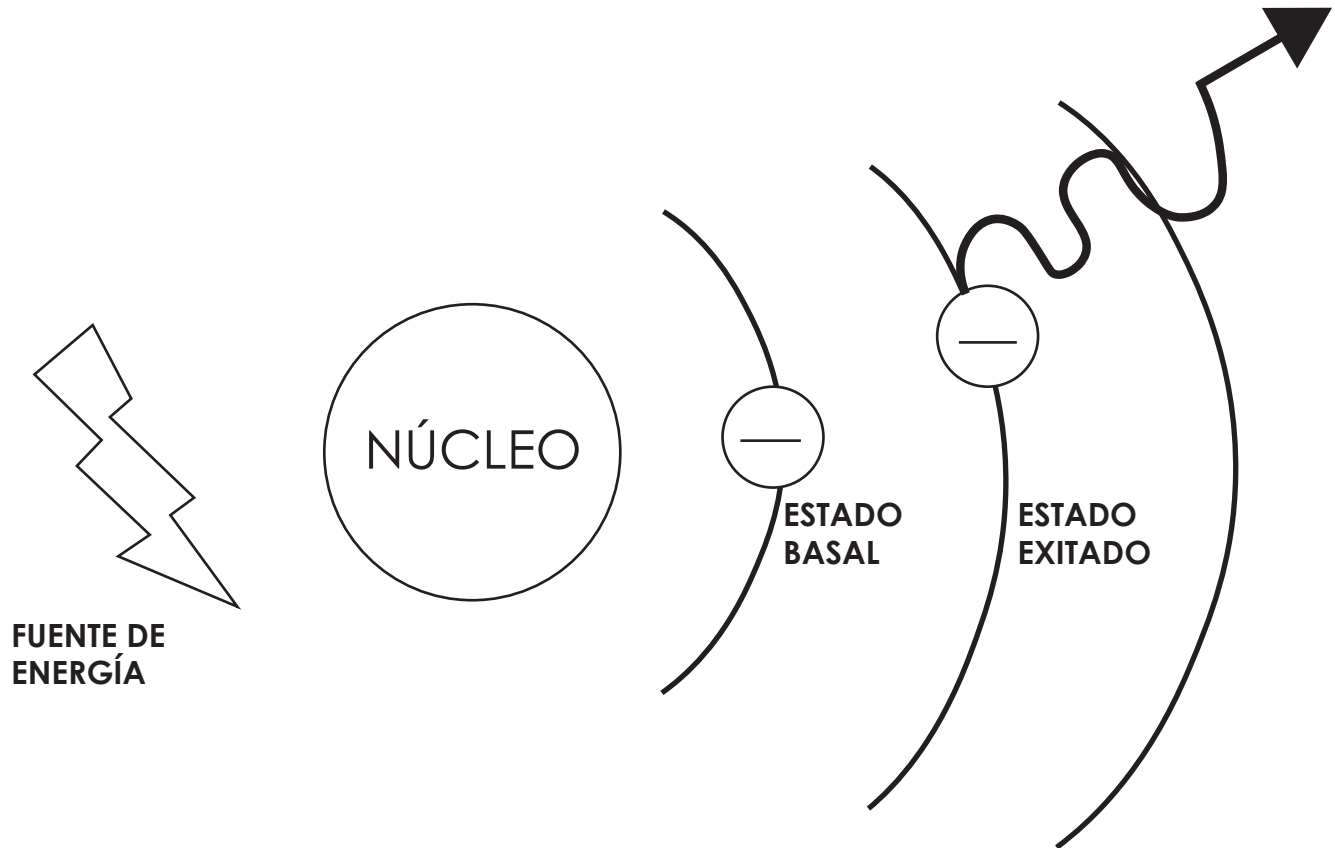


ORBITALES

ELECTRONES



ESPECTRO DE EMISIÓN DEL ÁTOMO



ESTADO BASAL: Cuando un electrón se encuentra en estado de mínima energía.

ESTADO EXITADO: Cuando los electrones, al absorber energía pasan a un nivel superior más alejado del núcleo.



LA HISTORIA DEL ÁTOMO

Las primeras teorías atómicas

¿Qué ocurriría si dividiéramos un trozo de materia muchas veces? ¿Llegaríamos hasta una parte indivisible o podríamos seguir dividiendo sin parar?

Los filósofos de la antigua Grecia discutieron bastante sobre este tema. El problema es que estos filósofos no utilizaban ni la medición ni la experimentación para llegar a conclusiones, por tanto, no seguían las fases del método científico.

De esta forma, se establecieron dos teorías: **atomista y continuista**, que se basaban en la existencia de partes indivisibles o en que siempre se podía seguir dividiendo.

1. IDEAS ATOMISTAS

En el siglo V a.c., Leucipo pensaba que sólo había un tipo de materia. Sostenía, además, que si dividíamos la materia en partes cada vez más pequeñas acabaríamos encontrando una porción que no se podría seguir dividiendo. Un discípulo suyo, Demócrito, bautizó a estas partes indivisibles de materia con el nombre de **átomos**, término que en griego significa "que no se puede dividir".

Los atomistas pensaban que:

1. Toda la materia se compone de átomos
2. Las propiedades de la materia varían según como se agrupan los átomos.
3. Los átomos son completamente sólidos
4. Los átomos no pueden verse porque son muy pequeños.
5. Los átomos son diferentes en tamaño, forma y peso.

2. IDEAS CONTINUISTAS

Aristóteles rechazó la teoría atomista; y estableció que la materia estaba formada por cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego, esta teoría se llamó continuista. Gracias al prestigio que tenía, se mantuvo vigente en el pensamiento de la humanidad durante más de 2000 años.

Los continuistas pensaban que:

1. - Los átomos no existen. No hay límite para dividir la materia.
2. - Si las partículas, llamadas átomos, no pueden verse, entonces es que no existen.
3. - Todas las sustancias están formadas por las combinaciones de los 4 elementos básicos: agua, aire, tierra y fuego.



Demócrito. (460 a. C. - 370 a. C.). Filósofo y matemático griego. Pensador con un amplio campo de intereses, es especialmente recordado por su concepción atomista de la materia.



Aristóteles (384 a. C. - 322 a. C.). Es uno de los más grandes filósofos de la antigüedad, de la filosofía occidental y el autor enciclopédico más portentoso que haya dado la humanidad.

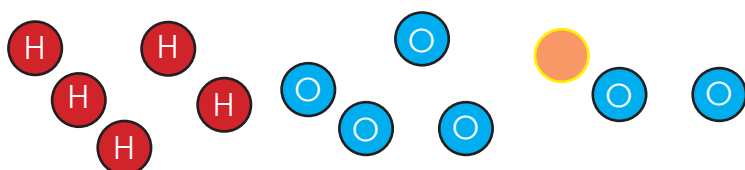
Teoría atómica de John Dalton

El 1808, John Dalton publicó su teoría atómica, que retomaba las antiguas ideas de Leucipo y Demócrito pero basándose en una serie de experiencias científicas de laboratorio.

La **teoría atómica de Dalton** se basa en los siguientes enunciados:

1.- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas ÁTOMOS.

2.- Los átomos de un mismo elemento químico son todos iguales entre sí (en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc.) y diferentes a los átomos de los demás elementos.



3. Los compuestos están formados por átomos de un mismo elemento, en proporciones constantes y sencillas. En cualquier compuesto, la relación de átomos entre dos de los elementos, siempre es un número entero o una fracción sencilla.



4. Una reacción química implica solo la separación u ordenación de los átomos, jamás supone la destrucción de estos.



John Dalton (1776 - 1844). Naturalista, químico, matemático y meteorólogo británico.

Postuló el primer modelo atómico, vigente a lo largo del siglo XIX.

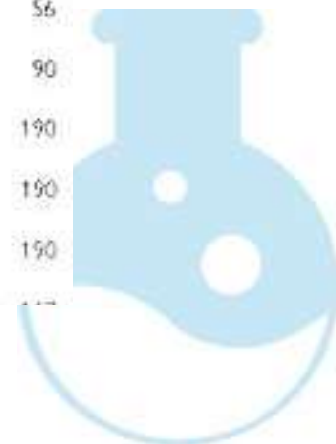
En 1801 postuló la ley de las presiones parciales y la ley de las proporciones múltiples, en la que elementos se combinaban en más de una proporción con una cantidad fija, dando compuestos distintos.

Los símbolos de Dalton

Para Dalton, cada elemento está formado por una clase de átomos, distinto en sus propiedades a los átomos de los demás elementos.

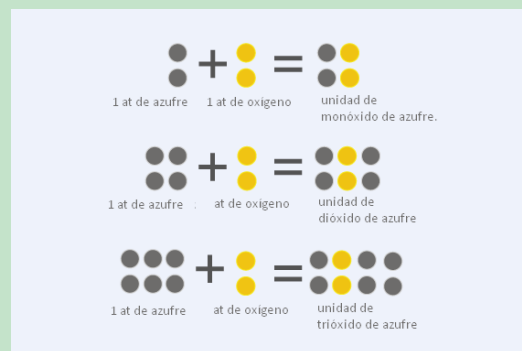
Así, asignó a cada elemento conocido un símbolo distinto, su símbolo químico que con posterioridad ha ido cambiando hasta llegar a los modernos símbolos químicos actuales.

	Hidrógeno	1		Estroncio	46
	Nitrógeno	5		Barita	68
	Carbono	5,4		Hierro	50
	Oxígeno	7		Cinc	56
	Fósforo	9		Cobre	56
	Azufre	13		Plomo	90
	Magnesio	20		Plata	190
	Calcio	24		Oro	190
	Sosa	28		Platino	190



Ley de las proporciones múltiples de Dalton

Si dos elementos se unen en varias proporciones para formar distintos compuestos quiere decir que sus átomos se unen en relaciones numéricas diferentes. Si un átomo del elemento A se une, por ejemplo, con uno y con dos átomos del elemento B, se comprende que la relación en peso de las cantidades de este elemento (uno y dos átomos) que se unen con una misma cantidad de aquél estén en relación de 1 : 2.



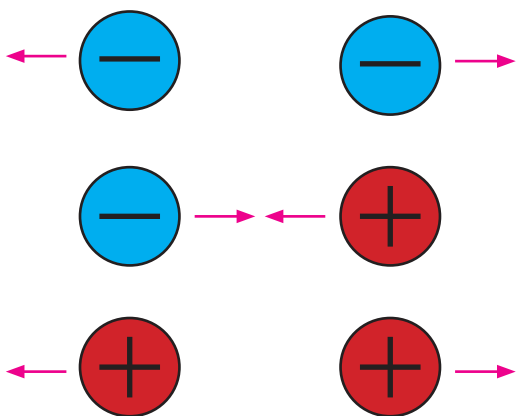
2. Estructura atómica

Fenómenos eléctricos

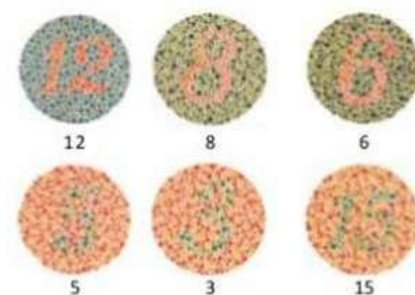
Algunos fenómenos de electrización pusieron de manifiesto la naturaleza eléctrica de la materia. Para explicar estos fenómenos, los científicos idearon un modelo según el cual los fenómenos eléctricos son debidos a una propiedad de la materia llamada **carga eléctrica**.

Las propiedades de los cuerpos eléctricos se deben a la existencia de dos tipos de cargas: positiva y negativa. Dos cuerpos que hayan adquirido una carga del mismo tipo se repelen, mientras que si poseen carga de distinto tipo se atraen.

En general, la materia es eléctricamente neutra, es decir tiene la misma cantidad de cada tipo que de otro.



DATO CURIOSO: El Daltonismo (ceguera a algunos colores) fue descrito por primera vez por Dalton, que sufría la misma enfermedad. de ahí su nombre. El daltonismo, le jugó más de alguna mala pasada a este científico. Al momento de experimentar sus teorías en el laboratorio, pocas veces pudo comprobarlas porque confundía los frascos de reactivos. Sin embargo, continuaba firme defendiendo sus ideas en el papel.



El átomo es divisible

Al comienzo del siglo XIX se presentaba la siguiente situación:

- Dalton había demostrado que la materia estaba formada por átomos.
- Existían experiencias de fenómenos eléctricos que demostraban que la materia podía ganar o perder cargas eléctricas.

Por tanto, esas cargas eléctricas debían de estar de alguna forma en el interior de los átomos. Si esto era cierto, la teoría de Dalton era errónea, ya que decía que los átomos eran indivisibles e inalterables.

Debido a que no podían verse los átomos, se realizaron experimentos con tubos de descarga o tubos de rayos catódicos y así, de esta manera, se observaron algunos hechos que permitieron descubrir las partículas subatómicas del interior del átomo.

El descubrimiento del electrón

Es la primera partícula subatómica que se detecta.

El físico J. J. Thomson realizó experimentos en tubos de descarga de gases. Observó que se emitían unos rayos desde el polo negativo hacia el positivo, los llamó **rayos catódicos**.

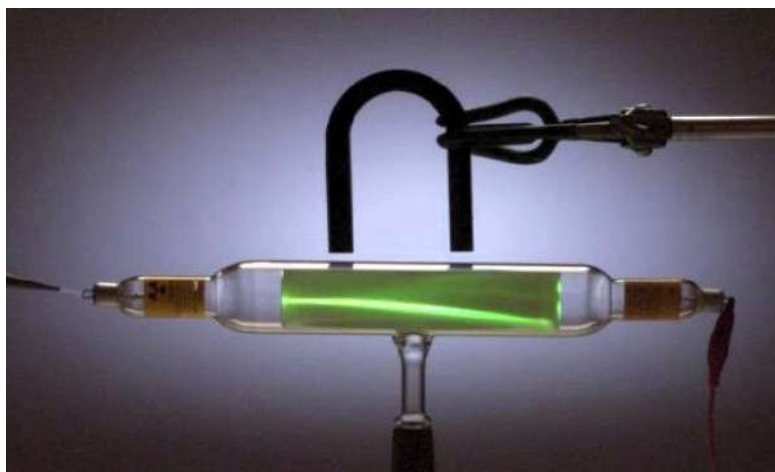
Al estudiar las partículas que formaban estos rayos se observó que eran las mismas siempre, cualquiera que fuese el gas del interior del tubo. Por tanto, en el interior de todos los átomos existían una o más partículas con carga negativa llamadas **electrones**.



Joseph John Thomson (1856 - 1940). Físico británico. Hijo de un librero, Joseph John Thomson estudió en Owens College. En 1870 estudió ingeniería en la Universidad de Manchester.

En 1906 Thomson recibió el Premio Nobel de Física por su trabajo sobre la conducción de la electricidad a través de los gases. Se le considera el descubridor del electrón por sus experimentos con el flujo de partículas (electrones) que componen los rayos catódicos.

Thomson elaboró en 1898 el modelo del 'pasas' negativas incrustadas en un 'pudding' de materia positiva.



Experimento de rayos catódicos

El descubrimiento del protón

El físico alemán E. Goldstein realizó algunos experimentos con un tubo de rayos que atravesaban al cátodo en sentido contrario a los rayos catódicos. Recibieron el nombre de **rayos canales**.

El estudio de estos rayos determinó que estaban formados por partículas de carga positiva y que tenían una masa distinta según cual fuera el gas que estaba encerrado en el tubo. Esto aclaró que las partículas salían del seno del gas y no del electrodo positivo.

Al explicar con hidrógeno se consiguió aislar la partícula elemental positiva o **protón**, cuya carga es la misma que la del electrón pero positiva y su masa es 1837 veces mayor.

El descubrimiento del neutrón

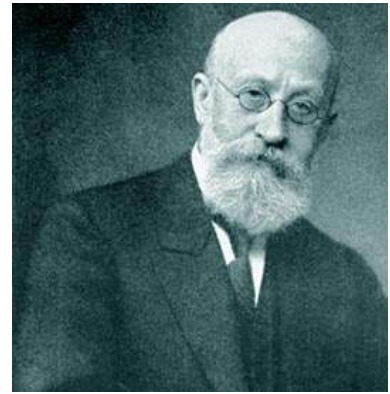
Mediante diversos experimentos se comprobó que la masa de protones y electrones no coincidían con la masa total del átomo; por tanto, el físico E. Rutherford supuso que tenía que haber otro tipo de partícula subatómica en el interior de los átomos.

Estas partículas se descubrieron en 1932 por el físico J. Chadwick. Al no tener carga eléctrica recibieron el nombre de neutrones. El hecho de no tener carga eléctrica hizo muy difícil su descubrimiento.

Los neutrones son partículas sin carga y de masa algo mayor que la masa de un protón.

PARTÍCULAS ELEMENTALES DEL ÁTOMO			
Partícula	Símbolo	Masa	Carga
Electrón	e^-	$9,11 \times 10^{-31}$ Kg	$- 1,6 \times 10^{-19}$ C
Protón	p^+	$1,673 \times 10^{-27}$ Kg	$+ 1,6 \times 10^{-19}$ C
Neutrón	n^0	$1,675 \times 10^{-27}$ Kg	0

En 1932, Chadwick realizó un descubrimiento fundamental en el campo de la ciencia nuclear: descubrió la partícula en el núcleo del átomo que pasaría a llamarse neutrón, predicción hecha algunos años antes.



Eugen Goldstein (1850 -1930). Físico alemán. Estudió física en Breslau y Berlín. Trabajó en Berlín y fue nombrado jefe de la sección de Astrofísica del observatorio de Postdam.

Investigó las descargas eléctricas producidas por gases a baja presión o enrarecidos al ser sometidos al ser sometidos a una diferencia de potencial elevada. Esto llevó a descubrir los rayos canales y además, dio nombre a los rayos catódicos.

Murió en 1930 en Berlín.



James Chadwick (1891-1974). Físico inglés. Hijo de John Josep Chadwick y Anne Mart Knowles. Fue a la Manchester High School, y estudió en la universidad de Cambridge.

3. Modelos atómicos

Modelo de Thomson

Al ser tan pequeña la masa de los electrones, el físico J. J. Thomson propuso, en 1904, que la mayor parte de la masa del átomo correspondía a la carga positiva, que ocuparía la mayor parte del volumen atómico. Thomson imaginó el átomo como una especie de esfera positiva continua en la que se encuentran incrustados los electrones, más o menos como las uvas pasan en un pudín.

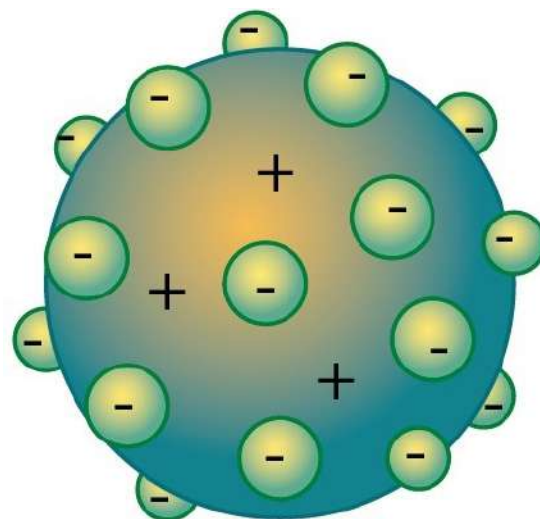
Este modelo del “Pudín de pasas” de Thomson era bastante razonable y fue aceptado durante varios años, ya que explicaba varios fenómenos, por ejemplo los rayos catódicos y los canales.

El modelo de Thomson fue bastante valorado ya que era capaz de explicar los siguientes fenómenos:

La electrización: el exceso o defecto de electrones que tenga un cuerpo es el responsable de su carga negativa o positiva.

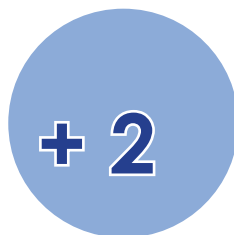
La formación de iones: Un ion es un átomo que ha ganado o perdido uno o más electrones. Los electrones se pierden o se ganan con relativa facilidad, de manera que su número dentro del átomo puede variar, mientras que el número de protones es fijo siempre para cada átomo.

Si un átomo pierde uno o más electrones adquiere carga neta positiva (catión) y si gana uno o más electrones adquiere carga negativa (anión).



El átomo tiene una carga positiva de +2

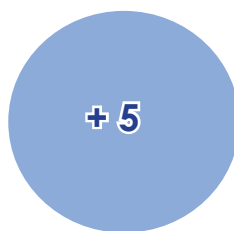
La carga positiva se reparte por todo el átomo.



- Tiene 2 electrones y su carga es -2.
- Su carga neta es: $+2 - 2 = 0$
- Es un átomo de Helio.

El átomo tiene una carga positiva de +5

La carga positiva se reparte por todo el átomo.



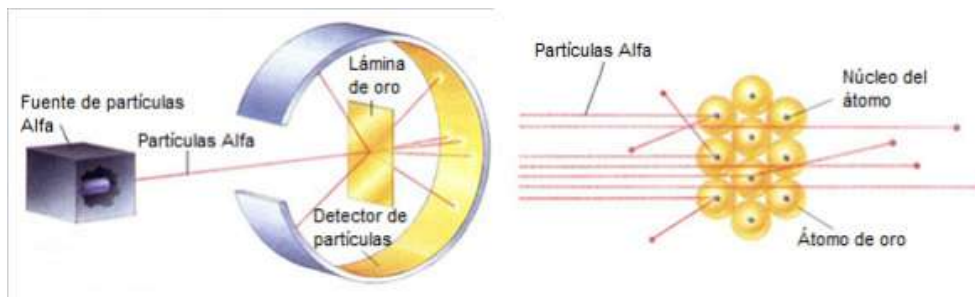
- Tiene 5 electrones y su carga es -5.
- Su carga neta es: $+5 - 5 = 0$
- Es un átomo de Boro.



Experimento de Rutherford

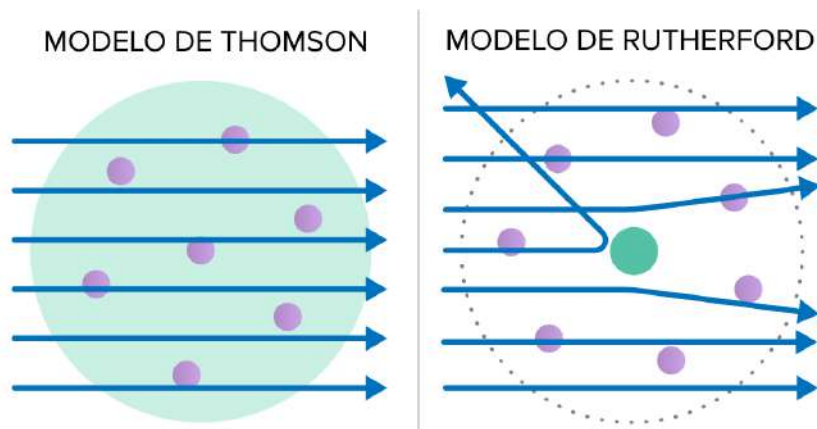
En 1911, E. Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa (positivas), procedentes de un material radiactivo, a gran velocidad. El experimento permitió observar el siguiente comportamiento en las partículas lanzadas.

La mayor parte de ellas atravesaron la lámina sin cambiar de dirección, como era de esperar. Algunas se desviaron considerablemente. Unas pocas partículas rebotaron hacia la fuente de emisión.



El comportamiento de las partículas no podía ser explicado con el modelo de Thomson, así que Rutherford lo abandonó y sugirió otro basado en el átomo nuclear.

De acuerdo con el Modelo de Thomson, en el cual la carga positiva de cada átomo está distribuida de forma homogénea, las partículas positivas que atraviesan la lámina no deberían ser apreciablemente desviadas de su trayectoria inicial. Evidentemente, esto no ocurría. En el Modelo de Rutherford la carga positiva está concentrada en un núcleo central, de manera que las partículas positivas que pasan muy cerca de él, se desvían bastante de su trayectoria inicial y sólo aquellas pocas que chocan directamente con el núcleo regresan en la dirección de la que proceden.



Ernest Rutherford (1871 -1937). Físico y químico británico.

Por sus trabajos en el campo de la física atómica, Rutherford está considerado como uno de los padres de esta disciplina. Investigó también sobre la detección de las radiaciones electromagnéticas y sobre la ionización del aire producida por los rayos X. Estudió las emisiones radiactivas descubiertas por H. Becquerel, y logró clasificarlas en rayos alfa, beta y gama.

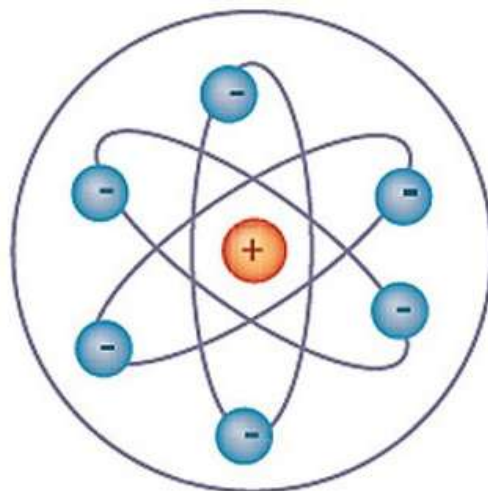
En 1902 Rutherford formuló la teoría de la radiactividad natural. 1911, describió un nuevo modelo atómico (modelo atómico de Rutherford), que posteriormente sería perfeccionado por N. Bohr.

Ganó el premio Nobel de Química en 1908 por descubrir que la radiactividad iba acompañada por una desintegración de los elementos.

Modelo de Rutherford

El Modelo de Rutherford establece que:

El átomo tiene una zona central o núcleo donde se encuentra la carga total positiva (la de los protones) y la mayor parte de la masa del átomo, aportada por los protones y neutrones. Además presenta una zona externa o corteza donde se hallan los electrones, que giran alrededor del núcleo. (Realmente, las partículas del núcleo (protones y neutrones) se descubrieron después de que Rutherford estableciera su modelo. El experimento de Rutherford sólo informaba de un núcleo pequeño y positivo, no aclaraba nada más.)



Representación del Modelo de Rutherford.

La carga positiva de los protones es compensada con la carga negativa de los electrones, que se hallan fuera del núcleo contiene, por tanto, protones en un número igual al de electrones de la corteza.

El átomo estaba formado por un espacio fundamentalmente vacío, ocupado por electrones que giran alrededor de un núcleo central muy denso y pequeño.

Modelo de Bohr

En 1913, Bohr postuló la idea de que el átomo es un pequeño sistema solar con un pequeño núcleo en el centro y una nube de electrones que giran alrededor del núcleo.

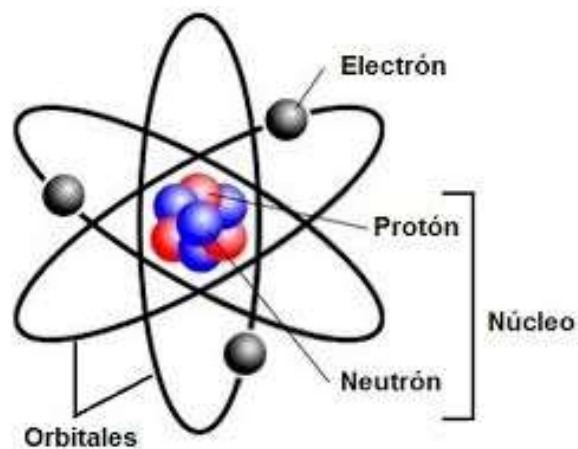
Desarrolló su célebre modelo atómico de acuerdo a tres postulados fundamentales:

1. Los electrones describen órbitas circulares en torno al núcleo del átomo sin irradiar energía.

Con este postulado, se concibe al átomo como un sistema planetario, de ello, se deduce que mientras más grande sea la órbita, mayor es la energía que posee el electrón.

2. Las únicas órbitas permitidas para un electrón

3. El electrón solo emite o absorbe energía en los saltos de una órbita permitida a otra. En dicho cambio emite o absorbe un fotón cuya energía es la diferencia de energía entre ambos niveles. Este fotón, según la ley de Planck tiene una energía:



Representación del Modelo de Bohr



Modelos atómicos actuales

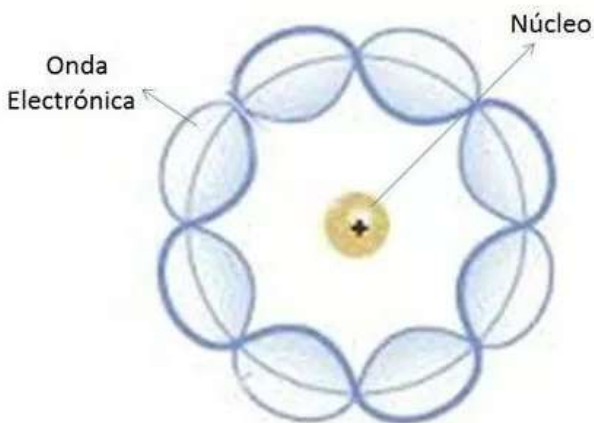
El modelo atómico actual fue desarrollado durante la década de 1920, sobre todo por Schrödinger y Heisenberg.

Es un modelo de gran complejidad matemática, tanta que usándolo sólo se puede resolver con exactitud el átomo de hidrógeno. Para resolver átomos distintos al de hidrógeno se recurre a métodos aproximados.

De este modelo no se habla de órbitas, sino de orbitales, donde un orbital es una región del espacio en la que la probabilidad de encontrar al electrón es máxima, estos orbitales atómicos tienen distintas formas geométricas.

El modelo se fundamenta en los siguientes principios:

- Principio de onda-partícula de Broglie: Señala que la materia y la energía presentan caracteres de onda y partícula; que los electrones giran por la energía que llevan y describen ondas de una longitud determinada.
- Principio estacionario de Bohr: El mismo que señala que un electrón puede girar alrededor del núcleo en forma indefinida.
- Principio de incertidumbre de Heisenberg: Determina que es imposible conocer simultáneamente y con exactitud la posición y velocidad del electrón.



El modelo actual establece los siguientes principios:

- El electrón se comporta como una onda en su movimiento alrededor del núcleo
- No es posible predecir la trayectoria exacta del electrón alrededor del núcleo
- Existen varias clases de orbitales que se diferencian por su forma y orientación en el espacio; así decimos que hay orbitales: s, p, d, f.
- En cada nivel energético hay un número determinado de orbitales de cada clase.
- Un orbital atómico es la región del espacio donde existe una probabilidad aceptable de que se encuentre un electrón. En cada orbital no puede encontrarse más de dos electrones.

Tamaño atómico

Distintas experiencias han permitido medir el tamaño de los átomos. Considerado como una esfera, el átomo tiene un radio de unos 10-10¹⁰ m y el núcleo tiene un radio de unos 10⁻¹⁴ m. De aquí se puede deducir que el núcleo es unas 10 000 veces más pequeño que átomo.

Para hacernos una idea: si el átomo fuera del tamaño de un campo de fútbol, el núcleo sería como un guisante colocado en su centro, y los electrones se encontrarían en las gradas girando alrededor del campo.

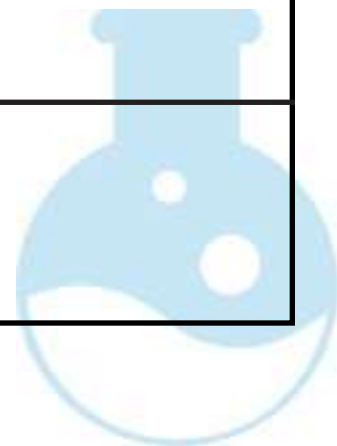
El núcleo es 10 000 veces menor que el átomo.




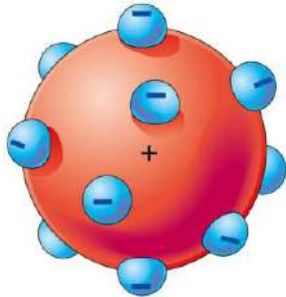

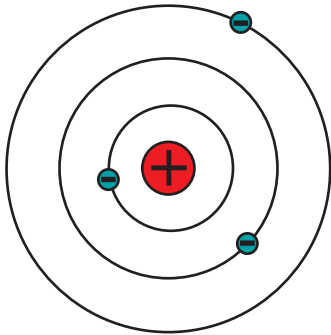

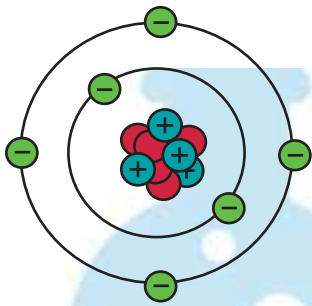
Entre el núcleo y la corteza, hay espacio vacío, donde no hay absolutamente nada.

EJERCICIO

De acuerdo al texto anterior, escribe en cada espacio, la aportación más importante de la vida del científico con respecto a la evolución del átomo que se menciona a continuación. (En el año, colocar la fecha aprox. en la que se realizó el descubrimiento o aportación)

Año	Científicos	Aportación
	Demócrito	
	Aristóteles	
	Dalton	
	Thomson	
	Goldstein	
	Chadwick	
	Rutherford	



Año	Científicos	Descubrimientos Experimentales	Modelo Atómico	Imagen
1808	John Dalton 	Durante el siglo XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las relaciones químicas, obteniendo las llamadas leyes clásicas de la Química.	Postula que la materia está constituida por partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico.	
1897	J. J Thomson 	Demostó que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas con carga eléctrica negativa (rayos catódicos) que luego le dieron el nombre de electrones.	De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones.	También llamado panqué de pasas. 
1911	E. Rutherford 	Realizo experimento : bombardeo con partículas alfa a una lamina de oro, demostrando que los átomos no eran macizos, como se creía, si no que están vacíos en su mayor parte.	Dedujo que el átomo debía estar formado por una corteza con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente.	
1913	Niels Bohr 	Espectros atómicos discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso.	Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en niveles bien definidos.	

Teorías atómicas

1. ¿Qué explica el modelo atómico de Dalton?

- a) La materia está constituida por átomos.
- b) Los átomos tienen un núcleo muy pequeño donde se concentra casi toda la masa.
- c) Los fenómenos eléctricos.
- d) Ninguna de las otras respuestas.

2. ¿Qué explica el modelo de Thomson?

- a) La materia no está constituida por átomos.
- b) Los átomos tienen un núcleo muy pequeño donde se concentra casi toda la masa.
- c) Los fenómenos eléctricos.
- d) Ninguna de las otras respuestas.

3. Señala las afirmaciones correctas.

- a) Rutherford descubrió que el átomo era prácticamente hueco.
- b) Rutherford descubrió que casi toda la masa del átomo se encontraba alrededor de un núcleo muy pequeño y hueco.
- c) Rutherford descubrió la existencia de neutrones
- d) Rutherford descubrió la existencia de electrones

4. Señala las afirmaciones correctas.

- a) En valor absoluto, la carga de un electrón y de un protón son diferentes.
- b) La carga de un protón y de un neutrón son iguales en valor absoluto.
- c) El protón tiene carga positiva.
- d) La masa de un neutrón y de un protón son muy diferentes.
- e) La masa de un electrón es muy superior a la de un neutrón.

5. ¿Dónde se encuentra cada partícula subatómica?

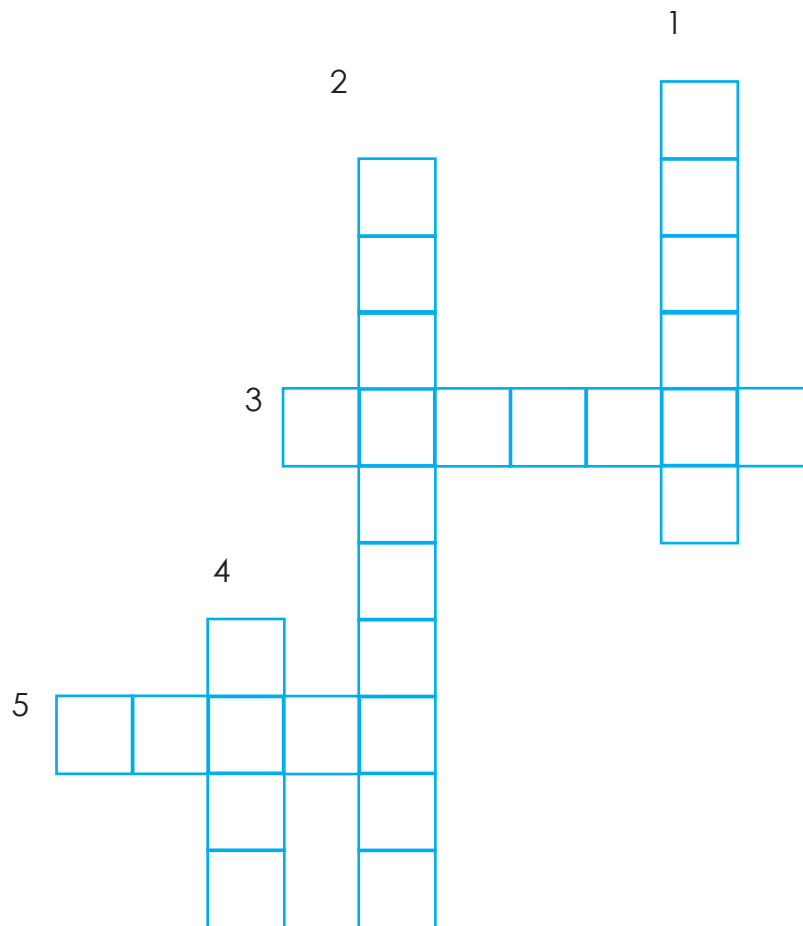
- a) El electrón se encuentra en el núcleo.
- b) El neutrón se encuentra en la corteza.
- c) El neutrón se encuentra en el núcleo.
- d) El protón se encuentra en la corteza.

6. Distribución de la carga eléctrica en el átomo.

- a) La carga eléctrica del núcleo es positiva.
- b) La carga eléctrica del núcleo es negativa.
- c) La carga eléctrica de la corteza es positiva.
- d) La carga eléctrica de la corteza es neutra.



ÁTOMO (POSTULADOS O MODELOS ATÓMICOS)



Horizontal

3. Sugirió que el átomo es una esfera de electrificación positiva donde estaban incrustados electrones
5. La unidad más pequeña de la materia

Vertical

1. Postulo que la materia está constituida por átomos (esféricos, solidos e indivisibles)
2. En 1911, postulo que el átomo está formado por un núcleo (+) y alrededor giran electrones.
4. Postulo que los electrones giran alrededor del núcleo en niveles bien definidos



RELACIONA

Los electrones se mueven alrededor del núcleo en niveles de energía bien definidos

Los átomos constan de una nube de electrones de rapido movimiento alrededor del núcleo.

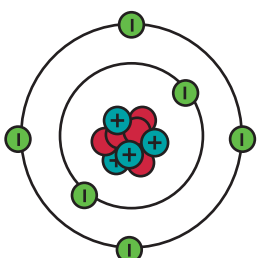
La materia está constituida por átomos.

Los electrones cargados negativamente se distribuyen en toda una carga positiva uniforme.

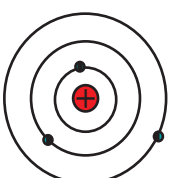
El átomo tiene una parte central, pequeña, densa, de carga positiva, llamada núcleo.



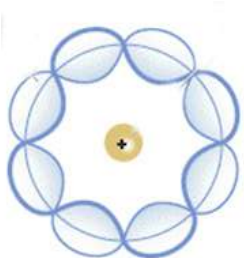
Rutherford



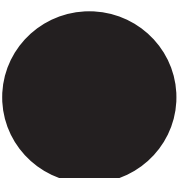
Dalton



Thomson



Nube de electrones



Bohr

EVALUACIÓN

1. Define Química:

2. ¿Qué es un fenómeno químico?

Ejemplo:

3. ¿Qué es un fenómeno físico?

Ejemplo:

4. ¿Qué es el átomo y de qué se compone?

5. Define compuesto químico:

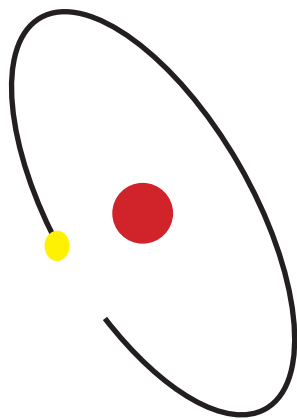


NÚCLEO ATÓMICO

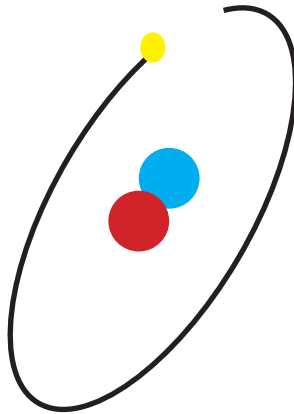
La mayor parte de la masa de un átomo se concentra en el núcleo. Sin embargo, la carga eléctrica de un protón es idéntica en magnitud a la de un electrón, pero de signo contrario.

La identidad de cada tipo de átomo está determinada por el número de protones que hay en su núcleo, se le conoce como número atómico y se representa con la letra Z . Un átomo en su estado natural es neutro y tiene número igual de electrones y protones.

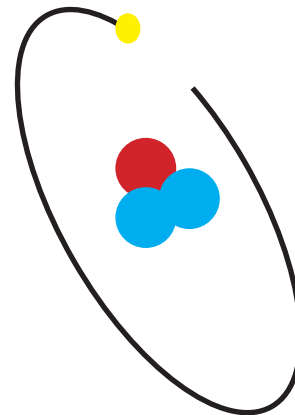
Átomos con igual número de protones pero diferente número de neutrones reciben el nombre de **isótopos** de este elemento. Por lo tanto se dice que el hidrógeno tiene tres isótopos: hidrógeno o protio (sin neutrón) deuterio (un neutrón) y tritio (dos neutrones).



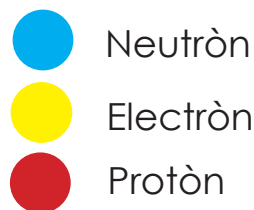
Protio



Deuterio



Tritio



Para distinguir entre diferentes tipos de isótopos se acostumbra indicar no solo cuantos protones, sino cuantas partículas en total, **neutrones y protones** ($n+p$) esta cantidad **se le conoce como número de masa y se representa con la letra A.**



Los átomos de cada elemento se simbolizan de la siguiente manera:

Forma de representar un átomo de un elemento



x Símbolo del elemento

A Número másico ($A = p+n$)

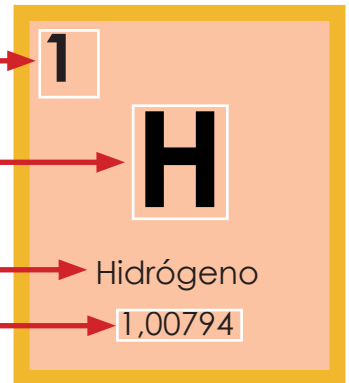
Z Número Atómico ($Z = p$)

Número Atómico
(cantidad de protones)

Símbolo

Nombre del elemento

Masa Atómica
(en gramos/Mol)



Los protones del núcleo atómico tienen carga positiva y se repelen unos con otros; la presencia de los neutrones lo ayuda a mantenerlos unidos. Sin embargo, hay isótopos que en los que el número de neutrones no estabilizan al átomo, por lo que el núcleo atómico puede perder partículas, durante este proceso el átomo inestable emite radiación en forma de ondas electromagnéticas y partículas con alta energía y se dice que es **radiactivo**.

A pesar de que estas radiaciones son un componente natural del medio ambiente, las exposiciones a fuertes dosis puede alterar la estructura del material genético en nuestras células.

Por otra parte, las emisiones pueden servir para curar ciertos tipos de cáncer y realizar análisis médicos si se utiliza de manera controlada (radioterapia).

EJEMPLO:

(A) MASA ATÓMICA =

SUMA DE PROTONES + NEUTRONES

← 40

Ca

$p^+ = 20$

$e^- = 20$

$n = A - Z =$

$40 - 20 = 20$

(Z) NÚMERO ATÓMICO =

NÚMERO DE PROTONES = ELECTRONES

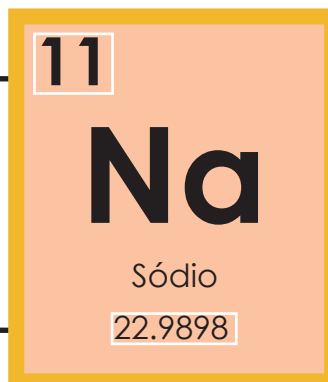
← 20



EJEMPLO.

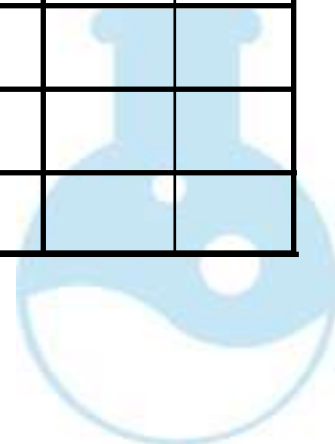
Calcula el número de protones, electrones y neutrones, de los elementos que se mencionan a continuación. Observa el ejemplo. Busca los datos que se te piden en la tabla periódica.

NÚMERO ATÓMICO =
NÚMERO DE PROTONES = ELECTRONES



MASA ATÓMICA (Redondea el valor)=
SUMA DE PROTONES + NEUTRONES

ELEMENTO	SIMBOLO	^A (MASA ATÓMICA)	^Z (NÚMERO ATÓMICO)	p ⁺	e ⁻	n
Sodio	Na	23	11	11	11	12
Calcio						
	Rb					
Aluminio						
Fósforo						
Cloro						
	Fr					
	As					
Estroncio						
	S					
Estaño						
	Fe					



IONES

ELEMENTO CON CARGA.

Si adquiere carga positiva (+) indica perdida de electrones

Si adquiere carga negativa (-) indica ganancia electrones

Ejemplos:

$\text{Na}^+ =$ Perdido un e^- $\text{Cl}^- =$ Gano un e^-

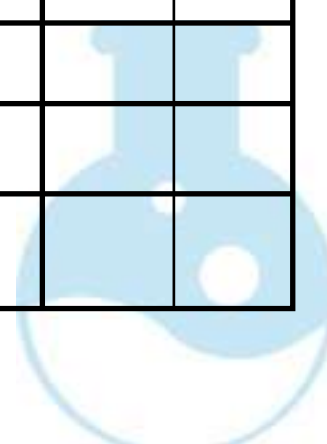
$\text{Ca}^{+2} =$ Perdido dos e^- $\text{O}^{-2} =$ Gano dos e^-

EJEMPLO.

Calcula el número de protones, electrones y neutrones, de los elementos que se mencionan a continuación. Observa el ejemplo. Busca los datos que se te piden en la tabla periódica.



ELEMENTO	TIPO DE IÓN	A (MASA ATÓMICA)	Z (NÚMERO ATÓMICO)	p ⁺	e ⁻	n
Sodio	CATION	23	11	11	10	12
Calcio						
	Rb					
Aluminio						
Fósforo						
Cloro						
	Fr					
	As					
Estroncio						



ACTIVIDAD

1. La mayor parte de la masa, se concentra en el:

2. Define isótopo:

3. ¿Qué quieren decir las siguientes letras?

A = _____
Z = _____
P = _____
n = _____
e⁻ = _____

4. ¿Cuál es la fórmula para obtener el número de neutrones de un elemento?

5. ¿Qué sucede cuando un átomo no es estable, es decir cuando no hay suficiente núm. de neutrones?



ORGANIZACIÓN DE LOS ELECTRONES EN EL ÁTOMO (INTERNOS Y EXTERNOS)

Aunque la masa de un átomo está esencialmente concentrada en el núcleo, el tamaño está determinado por el espacio en el que se desplazan los **electrones**. Estas partículas se encuentran en movimiento constante y se mantienen en el átomo gracias a las **fuerzas electroestáticas** entre ellas y los protones en el núcleo.

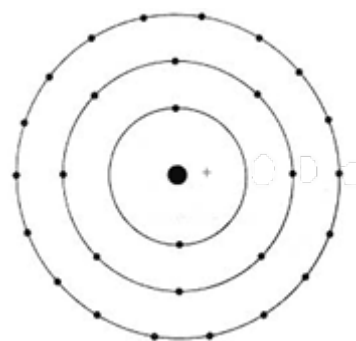
Su trayectoria se conoce de manera aproximada, para entenderlo utilizamos un modelo llamado **modelo de capas electrónicas**.

Aunque no sabemos dónde se encuentran, las regiones donde es más probable encontrarlos forman capas esféricas concéntricas alrededor del núcleo. Se distinguen dos regiones principales:

- Una región interna donde se localizan electrones que son atraídos con tal fuerza por el núcleo que nunca interactúan con otros átomos.
- **LA ÚLTIMA CAPA DONDE LOS ELECTRONES TIENEN UNA FUERZA DE ATRACCIÓN DÉBIL CON LOS PROTONES EN EL NÚCLEO, SE DENOMINA ELECTRONES EXTERNOS O DE VALENCIA** y pueden interactuar con electrones y protones de otros átomos.

En cada periodo (en cada capa) caben únicamente un cierto número de electrones.

Capa (n)	Nº máximo de e ⁻
1	2
2	8
3	18
4	32



ACTIVIDAD

COLOCA LOS SIGUIENTES DATOS DE LOS ELEMENTOS QUE SE TE DAN A CONTINUACIÓN (NÚM. ATÓMICO, MASA, PROTONES, NEUTRONES, Y ELECTRONES) DE LA SIGUIENTE MANERA. (UTILIZA TU TABLA PERIÓDICA).

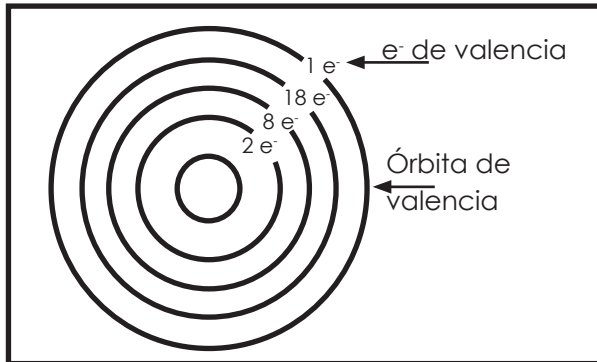
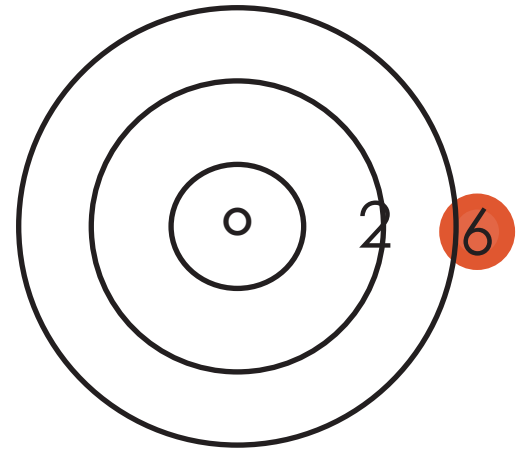
EJEMPLO.

8

Oxígeno
15,999

O (Oxígeno)

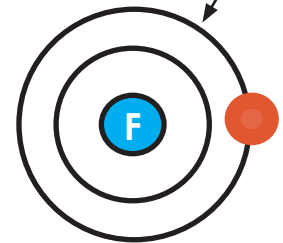
(A) Masa atómica	16
(Z) Número atómico	8
p+	8
e -	8
n	8
e - de valencia	6



A) F ()

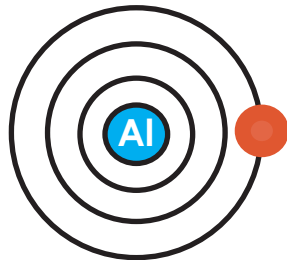
(A) Masa atómica	
(Z) Número atómico	
p+	
e -	
n	
e - de valencia	

Electrones de valencia



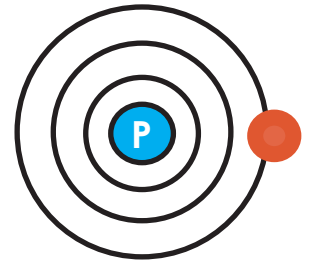
B) Al ()

(A) Masa atómica	
(Z) Número atómico	
p+	
e -	
n	
e - de valencia	



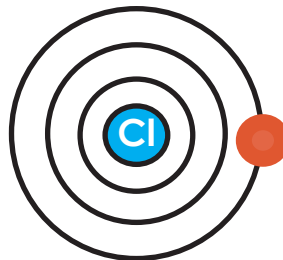
B) P ()

(A) Masa atómica	
(Z) Número atómico	
p+	
e -	
n	
e - de valencia	



B) Cl ()

(A) Masa atómica	
(Z) Número atómico	
p+	
e -	
n	
e - de valencia	



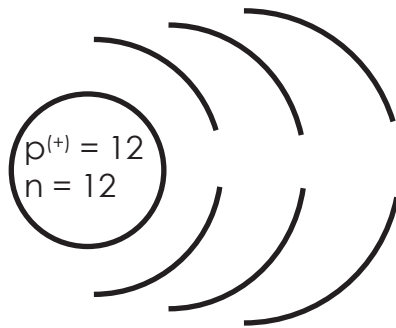
B) Kr ()

(A) Masa atómica	
(Z) Número atómico	
p+	
e -	
n	
e - de valencia	

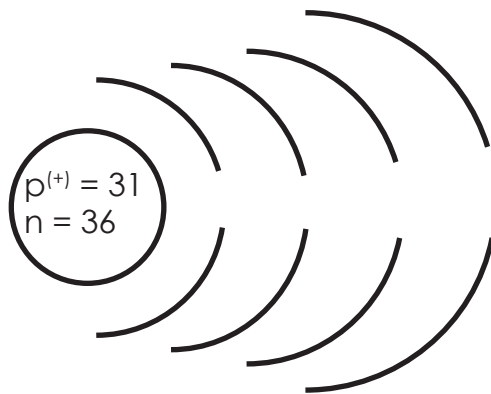


VAMOS A REPRESENTARLO DE OTRA MANERA. SEÑALA CON LOS ELECTRONES DE VALENCIA

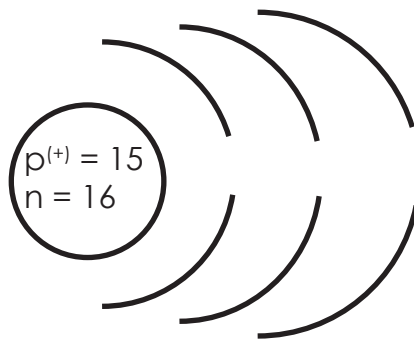
24.305
Mg
12



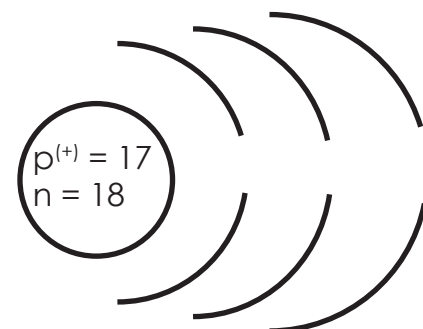
69.72
Ga
31



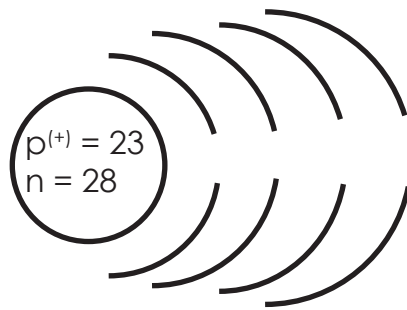
30.973
P
15



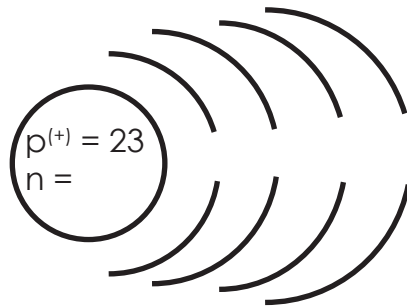
35.453
Cl
17



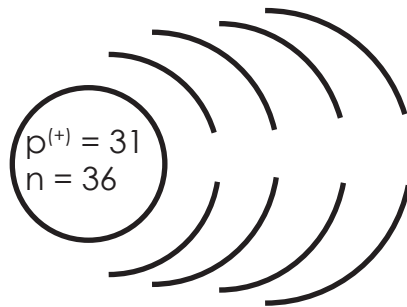
50.942
V
23



79.90
Br
35



51.996
V
24



Cuestionario

¿Qué partículas forman el núcleo del átomo?

¿En qué parte del átomo se encuentran los electrones?

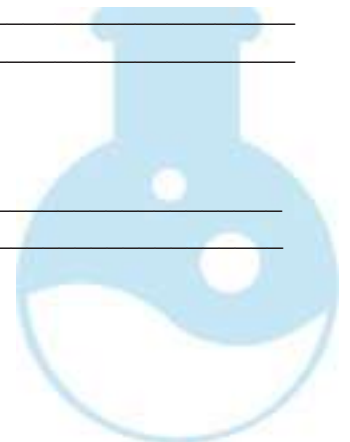
¿Qué representa el número atómico?

¿Qué representa el número de masa?

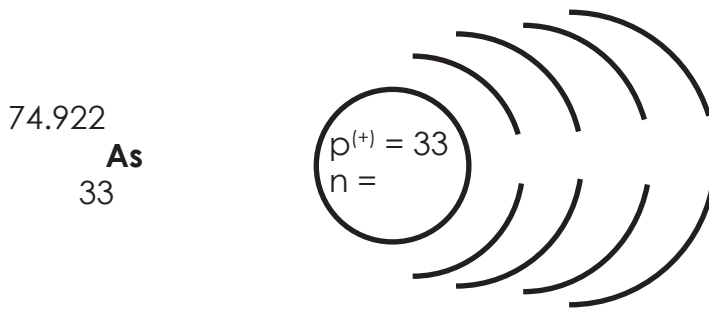
Un átomo tiene 8 electrones y 9 neutrones

a) ¿Cuál será su número atómico? _____

b) ¿Cuál será su masa? _____



Representa la distribución de los electrones del átomo de Arsénico. Ayudándote de la tabla periódica.



El átomo de Argón tiene 23 neutrones y 18 electrones. ¿Cuál es su número de masa? _____

El número de masa del átomo de Bromo es de 80 uma. Si hay 45 neutrones en el núcleo de este átomo. ¿Cuál es su número atómico? _____

El núcleo de un átomo de Oro contiene 79 protones y el valor de su número de masa es de 197 uma. ¿Cuántos neutrones contiene en el núcleo? _____

CÁLCULOS:



COMPLETA Y LUEGO TRANSCRIBE EL TEXTO

(1) _____ es el núcleo de (2) _____ que contiene el núcleo, coincide con el número de (3) _____ sólo si el átomo es neutro.

Los (4) _____ se caracterizan por su número atómico; es decir, por el número de (5) _____ del núcleo. Átomos con diferente número de _____ pertenecen a elementos (6) _____.

(7) _____ es el número de nucleones del núcleo atómico; es decir, la suma total de (8) _____ y (9) _____ del núcleo.

Átomos de un mismo elemento que tienen diferente número de (10) _____ se denominan isótopos de dicho elemento. Los isótopos de un elemento siempre tienen el mismo número de (11) _____.

diferentes electrones elementos neutrones neutrones Número atómico Número másico protones protones protones protones

Se llama masa atómica de un elemento a la masa de uno de sus (1) _____ medida en (2) _____.

La unidad de masa atómica se ha tomado como la (3) _____ parte de la masa de carbono - 12 .

Los iones son átomos que han perdido o ganado (4) _____ quedando cargados eléctricamente.

Los iones que han perdido electrones serán iones (5) _____ también llamados (6) _____.

Los iones que han ganado electrones serán iones (7) _____ también llamados (8) _____.

aniones átomos cationes doceava electrones negativos positivos unidades de masa atómica



1. Tenemos dos isótopos de un mismo elemento. El primero tiene de número másico 35 y el segundo de número másico 37. El primero es neutro. El segundo es un anión con carga -1 que tiene 18 electrones. Rellena el número de partículas de cada isótopo:

a. Isótopo primero: (1) ____ protones, (2) ____ electrones (3) ____ neutrones.

b. Isótopo primero: (4) ____ protones, (5) ____ electrones (6) ____ neutrones.

2. Si el número atómico es 17:

a. El átomo tendrá (7) ____ electrones si el átomo es neutro.

b. El átomo tendrá (8) ____ electrones si el átomo tiene de carga +2.

c. El átomo tendrá (9) ____ electrones si el átomo tiene de carga -2.

3. Rellena lo que falta:

a. Si un átomo tiene de carga +3 y contiene 25 electrones, su número atómico es (10) ____.

a. Si un átomo tiene de carga +3 y contiene 25 electrones, su número atómico es (11) ____.

a. Si un átomo tiene de carga +3 y contiene 25 electrones, su número atómico es (12) ____.

13 15 17 17 17 17 18 18 19 20 28 35

Ya no se transcribe



1. El hierro (Fe) tiene de número atómico (Z) 26 y de número másico (A) 55. Las partículas del átomo neutro son:

- Número de protones (1) ____.
- Número de electrones (2) ____.
- Número de neutrones (3) ____.

1. El plomo (Pb) tiene de número atómico (Z) 82 y de número másico (A) 207. Las partículas del átomo neutro son:

- Número de protones (4) ____.
- Número de electrones (5) ____.
- Número de neutrones (6) ____.

1. El Cesio (Cs) tiene de número atómico (Z) 55 y de número másico (A) 132. Las partículas del átomo neutro son:

- Número de protones (7) ____.
- Número de electrones (8) ____.
- Número de neutrones (9) ____.

125 26 26 29 55 55 77 82 82

1. Tenemos el elemento $^{195}_{78}\text{Pt}$.Rellena los huecos:

- $Z = (1)$ ____
- $A = (2)$ ____
- Número de protones: (3) ____
- Número de electrones: (4) ____
- Número de neutrones: (5) ____

1. Tenemos el elemento $^{137}_{56}\text{Ba}$.Rellena los huecos:

- $Z = (1)$ ____
- $A = (2)$ ____
- Número de protones: (3) ____
- Número de electrones: (4) ____
- Número de neutrones: (5) ____



1. Tenemos el siguiente ion ${}^{126}_{53}\text{I}^{-1}$. Rellena los huecos:

- a. $Z = (1)$ ____
- b. $A = (2)$ ____
- c. Número de protones: (3) ____
- d. Número de electrones: (4) ____
- e. Número de neutrones: (5) ____

2. Tenemos el siguiente ion ${}^{31}_{15}\text{P}^{-3}$. Rellena los huecos:

- a. $Z = (6)$ ____
- b. $A = (7)$ ____
- c. Número de protones: (8) ____
- d. Número de electrones: (9) ____
- e. Número de neutrones: (10) ____

3. Tenemos el siguiente ion ${}^{197}_{79}\text{Au}$. Rellena los huecos:

- a. $Z = (11)$ ____
 - b. $A = (12)$ ____
 - c. Número de protones: (13) ____
 - d. Número de electrones: (14) ____
 - e. Número de neutrones: (15) ____
- 118 126 15 15 16 18 197 31 53 53 54 73 76 79 79



MODELO DE LEWIS Y REGLA DEL OCTETO

Las propiedades de los elementos están determinadas en gran medida por el número de electrones. Los elementos al combinarse unos con otros, aceptan, ceden o comparten electrones con la finalidad de tener **Max. 8 electrones** en su nivel más externo, esto es lo que se conoce como la regla del octeto.

Para simplificar la representación de los electrones de valencia en un átomo es común utilizar diagrama de puntos de Lewis llamado así en honor al químico estadounidense **G. N. Lewis** (1875 -1946) que los desarrolló.

Se utiliza el símbolo del elemento para representar el corazón del átomo y alrededor de ese se añaden puntos, uno por cada electrón de valencia. Se escriben separados, arriba, abajo y a ambos lados del símbolo hasta completar cuatro, y los siguientes puntos se agrupan para formar pares con los anteriores, **máximo 8 electrones de valencia.**

IMPORTANTE: LAS LINEAS REPRESENTAN DOS ELECTRONES, ESTOS SON LLAMADOS ENLACES Y PUEDE HABER MAX. 3 (6e-).

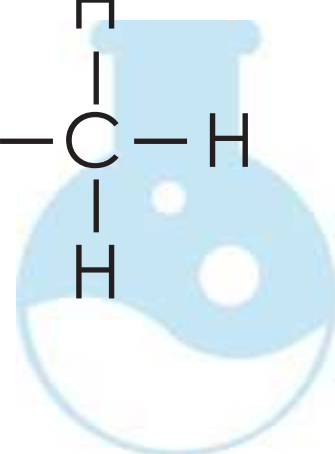
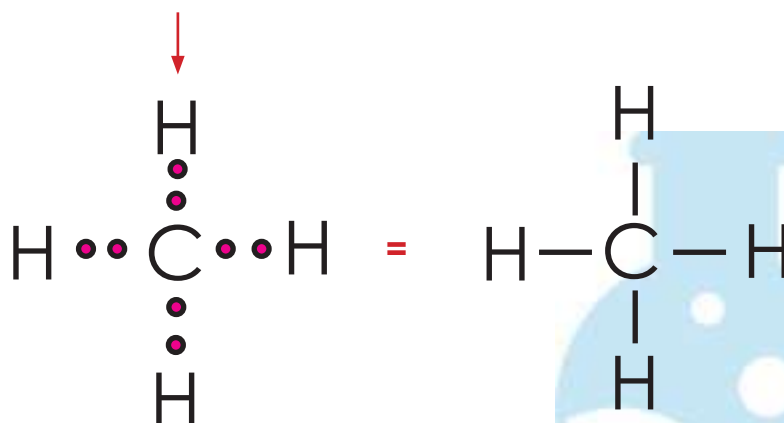
Para entenderlo mejor, analiza los siguientes diagramas:



Agua (H_2O)



Metano (CH_4)



DE ACUERDO AL MODELO DE LEWIS, AVERIGUA EL NÚMERO DE ELECTRONES QUE ESTÁN EN LA ÚLTIMA CAPA Y COLÓCALOS ALREDEDOR DE LOS ELEMENTOS QUE SE TE DAN A CONTINUACIÓN.

EJEMPLO.



Mg

P

Cr

Au

Ar

Fr

Cd

K

Ag



COMPLETA LA SIGUIENTE TABLA, DE ACUERDO CON LO QUE SE PIDE.

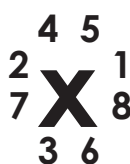
EJEMPLO.

ELEMENTO	SIMBOLO	GRUPO O FAMILIA	ELECTRONES DE VALENCIA	MODELO DE LEWIS
CARBONO				
NEÓN				
FRANCIO				
ARSÉNICO				
BORO				
ALUMINIO				
KRIPTÓN				
AZUFRE				
INDIO				
BARIO				
ESTAÑO				
BROMO				
ANTIMONIO				
CALCIO				

Estructura

Para poder desarrollarlo, se tienen que seguir 4 sencillos pasos:

1. Se elige el átomo central. (**ELEMENTO MENOS ELECTRONEGATIVO**) Nunca el H, ya que este es el menos electronegativo.
2. **Se cuentan los e⁻ de valencia, observando su número atómico**, y contar cuantos electrones tiene en su última capa.
3. Se forman enlaces entre los átomos centrales y periféricos.
4. Los e⁻ restantes se sitúan como pares solitarios para completar los octetos.



¿Cómo es la estructura de Lewis del elemento nitrógeno? $Z=7$

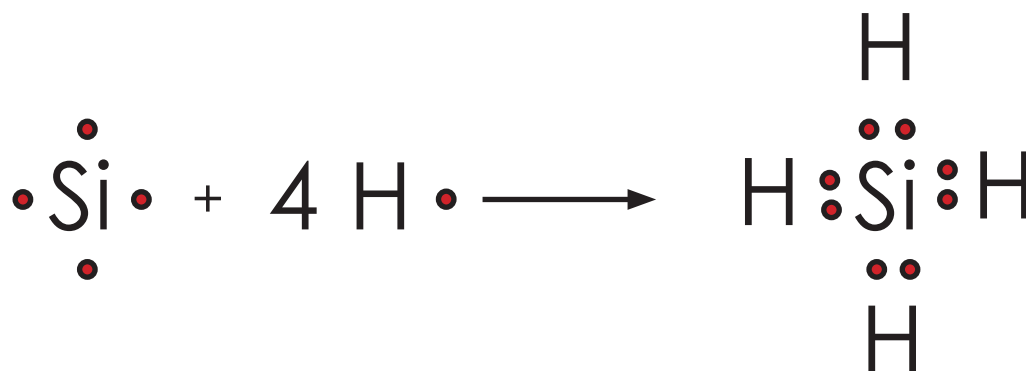
Como ya habíamos visto, al acomodar cada electrón en su orbital, deducimos que la última capa tiene 5 electrones.

Así que acomodamos de la siguiente manera:



Ahora veamos a un compuesto:

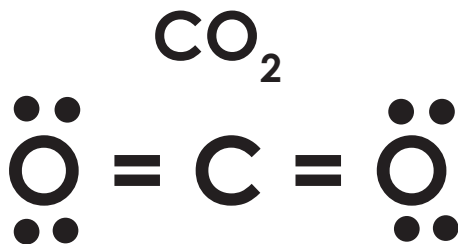
Veamos la unión del silicio y cuatro átomos de hidrógeno.



AVERIGUA CUAL ES LA ESTRUCTURA MÁS ESTABLE DE ESTOS COMPUESTOS.

VISITA ESTA PÁGINA

http://educativa.catedu.es//44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1164/html/51_estructuras_electrnicas_de_lewis.html



Importante

Existen enlaces: simples
dobles y triples.

(LOS GRUPOS INDICAN EL NÚMERO DE ELECTRONES DE VALENCIA)

1.- H₂O →

2.- BH₃ →

3.- NH₃ →

4.- N₂ →

5.- HF →

6.- CF₄ →

7.- CH₄ →

Resolver hasta el 9.



8.- Cl_2 →

9.- SiH_4 →

10.- O_2 →

11.- HNO_2 →

12.- H_2CO_3 →

13.- HClO_3 →

14.- H_2SO_4 →

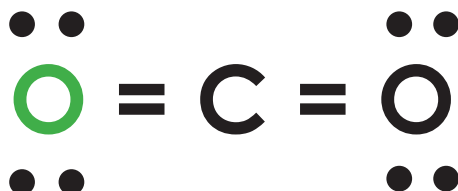
15.- H_3PO_4 →



CARGA FORMAL

Sirve para saber cuál es La ESTRUCTURA MÁS ESTABLE será aquella que:

1. Tenga a sus átomos con cargas formales igual a cero.
2. Tenga a sus átomos con cargas formales similares y más cercanas a cero.
3. Tenga a los átomos más electronegativos soportando las cargas negativas.



Átomo	Nº e ⁻ valencia	Nº e ⁻ no enlazados	Nº enlaces	Carga formal
O	6	4	2	0
C	4	0	4	0
O	6	4	2	0



Átomo	Nº e ⁻ valencia	Nº e ⁻ no enlazados	Nº enlaces	Carga formal
O	6	2	3	+1
C	4	0	4	0
O	6	6	1	-1

NOTA: EL CARBONO SIEMPRE FORMA **4 ENLACES**, EN TODO COMPUESTO POR LO QUE JAMÁS TIENE PARES LIBRES.






SEGUNDA REVOLUCIÓN DE LA QUÍMICA: EL ORDEN EN LA DIVERSIDAD DE LAS SUSTANCIAS

Los químicos han generado un sistema de clasificación de gran utilidad para saber las propiedades de los elementos.

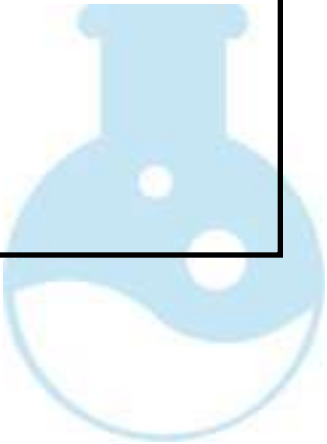
APORTACIONES PREVIAS A LA CONSTRUCCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL.

	<p>Desde la antigüedad, los hombres se han preguntado de qué están hechas las cosas. El primero del que tenemos noticias fue un pensador griego. Tales de Mileto, quien en el siglo VII antes de cristo, afirmó que todo estaba constituido a partir de agua.</p>
	<p>Anaxímenes, en el siglo VI a. c. creía que era el aire y Heráclito el fuego. En el siglo V, Empédocles reunió las teorías de sus predecesores y propuso no una, sino cuatro sustancias primordiales, los cuatro elementos. Aire, agua, tierra y fuego.</p>
	<p>Aristóteles, añadió a estos cuatro elementos un quinto elemento, el éter o quintaescencia, que formaba las estrellas, mientras que los otros cuatro formaban las sustancias terrestres. Después de la muerte de Aristóteles, surge el nacimiento de la Alquimia.</p>
	<p>Las conquistas árabes del siglo VII y VIII pusieron en contacto a este pueblo con las ideas alquimistas, que adoptaron y expandieron por el mundo. El más importante alquimista fue Yabir (también conocido como Geber) quien añadió más elementos a la lista, el mercurio y el azufre. La mezcla de ambos origina todos los metales</p>
	<p>Los alquimistas descubrieron el antimonio, el bismuto, el zinc, los ácidos fuertes, las bases y cientos de compuestos. El último y más famoso de los alquimistas fue el suizo Theophrastus Bombastus von Hohenheim (1493-1541) más conocido como Paracelso, que vivió en el siglo XVI</p>

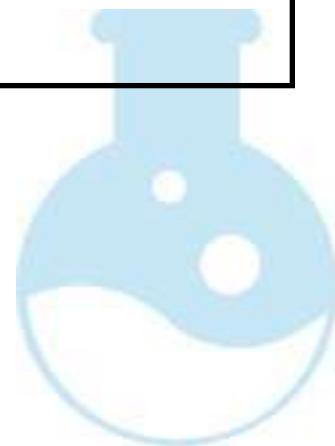





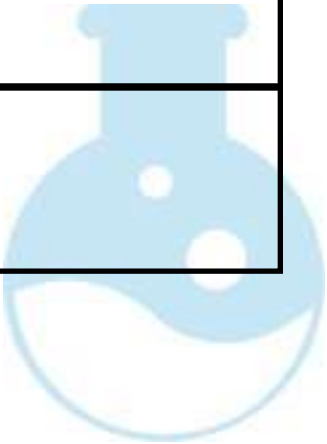
	<p>Robert Boyle (1627-1695) en el siglo XVII, desechó todas las ideas de los elementos alquímicos y definió los elementos químicos como aquellas sustancias que no podían ser descompuestas en otras más simples. Fue la primera definición moderna y válida del elemento y el nacimiento de una nueva ciencia: La Química.</p>
	<p>Apenas inicio el siglo XIX, John Dalton (1766-1844) recordando las ideas del filósofo griego Demócrito, propuso la teoría atómica, fue el comienzo de la formulación y nomenclatura química que ya había avanzado a finales del siglo XVIII Lavoisier.</p>
	<p>Conocer las propiedades de los átomos, y en especial su peso, se transformó en la tarea fundamental de la química y, gracias a las ideas de Amadeo Avogadro (1776-1856) y Stanislao Cannizzaro (1826-1910) durante la primera mitad del siglo XIX, gran parte de la labor química consistió en determinar los pesos de los átomos y las fórmulas químicas de muchos compuestos. Al mismo tiempo se han descubierto más y más elementos. En la década de 1860 ya se conocían más de 60.</p>

CRONOLOGÍA DE LA TABLA PERIÓDICA

1787	<p>El químico francés Antoine Lavoisier (1743 -1794) elaboró una lista de 33 elementos conocidos hasta ese momento. Estos eran representaciones en una sola dimensión mientras que los actuales se presentan en dos o tres dimensiones con filas y columnas ordenadas que permiten ubicar a todos los elementos conocidos y los que aún se descubrirían.</p>	
1829	<p>Johann Wolfgang Dobereiner (1780-1849) descubrió que los elementos con propiedades semejantes pueden estudiarse agrupándolos en triadas, en las que el elemento central tiene una masa atómica aproximadamente igual a la media aritmética de las otras dos.</p>	

1862 -1864	<p>Alexandre-Émile Beguyer de Chancourtois (1820-1886) y John Alexandre Reian Newlands (1837-1898) publicaron que si se clasificaran los elementos según el orden creciente de sus masas atómicas (dejando el hidrógeno), después de colocar 7 Elementos, en el octavo, se repetían las propiedades del primero. Debido a las semejanzas de la distribución con la escala musical, se la llamó Ley de las octavas de Newlands.</p>	
1869	<p>Dimitri Ivanovich Mendeléiev (1834-1907) químico ruso, organizó a los 63 elementos conocidos en líneas por orden creciente de masa atómica y según sus propiedades químicas, de manera tal que los elementos mostraban un gran parecido.</p> <p>A esta organización la denominó Ley Periódica de los Elementos, que afirma que las propiedades de todos los elementos son funciones periódicas de sus masas atómicas. En su tabla él dejó huecos para los elementos que, según predijo correctamente, aún no se habían descubierto. La clave del éxito de sus esfuerzos fue comprender que los intentos anteriores habían fallado y había que dejar en la tabla los huecos para esos elementos. Por ejemplo, aunque no existía ningún elemento conocido hasta entonces con una masa atómica entre la del calcio y la del titanio, Mendeléiev le dejó un sitio vacante.</p> <p>Este lugar fue asignado más tarde al elemento escandio, descubierto en 1879, que tiene propiedades que justifican su posición en esa secuencia. El descubrimiento del escandio sólo fue parte de una serie de verificaciones de Mendeléiev.</p> <p>De manera independiente, Julius Lothar Meyer (1830- 1895) construyó un gráfico de periodicidad del volumen atómico versus la masa atómica, que indicó que las relaciones entre propiedades son periódicas con respecto a la masa atómica.</p>	



1871	Dimitri Ivanovich Mendeleiev diseñó un cuadro compuesto por 7 Filas (períodos) y ocho columnas. Al conjunto de elementos en la fila vertical lo llamó familia o grupo por tener 51 propiedades semejantes. A diferencia de la tabla de Newlands, la de Mendeleiev relaciona familias. Mendeleiev prevé las propiedades químicas y físicas de tres elementos que años después serían descubiertos como Escandio, Galio y Germanio.	
1898	Marie Curie, (1867 -1934) fue una física y química polaca. Pionera en el campo de la Radioactividad, primera persona en conseguir dos premios Nobel. Descubrió los Elementos químicos radio y Polonio en 1898 en apoyo con su esposo Pierre Curie.	
1898	Los trabajos de Henry Moseley (1887-1915), relativos al estudio de los espectros de Rayos X de los elementos permitieron conocer el respectivo número atómico. Se comprobó que al ordenar los elementos según el orden creciente del número atómico las parejas que resultaban alteradas en la ordenación de Mendeleiev se hallaban correctamente dispuestas. De este modo se establece el sistema periódico actual.	
1936	Se descubre el primer elemento artificial, de número atómico 43, el tecnecio, mediante el método de Fermi (bombardear un átomo con neutrones acelerados con un Ciclotrón).	
1940-1950	El grupo dirigido por Glenn T. Seaborg (1912-1999), en EE.UU., descubre los Elementos 94 al 100.	
1955-1974	Durante la Guerra Fría, rusos y norteamericanos compiten para sintetizar los elementos hasta el 106, se descubren nuevos elementos, mediante la técnica de fusión en frío.	
1996	Se obtiene el elemento 112 al hacer chocar un átomo de cinc con uno de plomo a altas Velocidades. Su vida media es de 240 microsegundos y se consiguieron sólo 2 átomos	

1997	Se nombran los siguientes elementos: 104- Rutherfordium (Rf) 105- Dubnium (Db) 106- Seaborgium (Sg) 107- Bohrium (Bh) 108- Hassium (Hs) 109- Meitnerium (Mt) Nombre asignado según la IUPAC: Unnilquadio Unnilpentio Unnilhexio Unnilseptio Unniloctio Unnilennio	
1999	Se obtiene el elemento 114, su vida media es de treinta segundos	

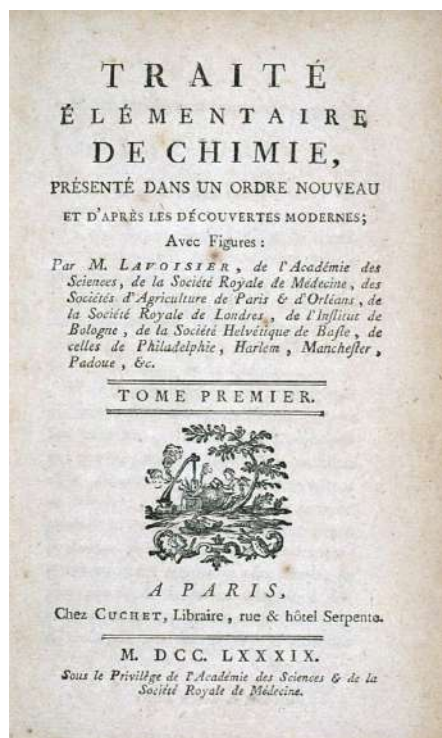


Mendeleiev y la organización de los elementos

Durante milenios, diferentes filósofos naturales, químicos y físicos han especulado sobre los componentes elementales de las sustancias que nos rodean. Por ejemplo, en el siglo IV a. n. e. el filósofo griego Aristóteles definió a los elementos como “cuerpos que no pueden dividirse en otros cuerpos con forma diferente” y propuso que todas las cosas estaban constituidas por cuatro “elementos” básicos: agua, aire, tierra y fuego. Esta idea, conocida como los cuatro elementos, perduró durante cientos de años con ligeros cambios.



La definición moderna de elemento químico fue introducida por Robert Boyle en el siglo XVII, aunque no fue sino hasta el siglo XVIII cuando el trabajo de Antoine Lavoisier les proporcionó a los químicos una definición práctica que les ayudó a identificar a los elementos químicos de manera sistemática. En su Tratado Elemental de Química, Lavoisier incluyó una lista de elementos conocidos en esa época, entre los cuales estaban el oxígeno (O), nitrógeno (N), hidrógeno (H), fósforo (P), mercurio (Hg), cinc (Zn) y azufre (S). Su lista también incluía a la luz y al calor como elementos químicos, pues en esa época se pensaba que se trataba de sustancias materiales.



Portada de la edición en latín del libro El químico escéptico (1661), de Robert Boyle.

Hacia mediados del siglo XIX ya se conocían 60 elementos distintos, cinco de los cuales eran gases a temperatura ambiente: hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N), flúor (F) y cloro (Cl). También se conocían dos elementos líquidos, mercurio (Hg) y Bromo (Br), y el resto eran sólidos. Algunos científicos de la época se dieron cuenta de que distintos elementos tenían propiedades físicas y químicas parecidas; comenzaron entonces a generar sistemas de clasificación en los cuales los elementos se representaban separados en diferentes grupos o “familias” dibujando sobre una tabla. Entre estos científicos se cuentan **Johann Döbereiner** y **Lothar Meyer** en Alemania, **John Newlands** en Inglaterra, y **Dimitri Mendeleiev** en Rusia. Sin embargo, no todos estaban de acuerdo con las ideas de estos científicos pues consideraban que no había suficientes pruebas que justificaran tal clasificación.

De entre todas las tablas de elementos propuestas en esa época, la que resultó más útil y exitosa por su elegancia y su capacidad predictiva fue la propuesta por Mendeleiev en 1869. La tabla de Mendeleiev; hoy conocida como la **tabla periódica de los elementos**, no sólo permitió clasificar a los elementos, no sólo permitió clasificar a los elementos químicos de manera sistemática, sino que también dio lugar a una de las leyes más importantes de la Química la denominada **Ley Periódica**.



330 a. n. e. Aristóteles propone la teoría de los cuatro elementos: aire, tierra, fuego y aire



1536 Paracelso propone que toda la materia está constituida por tres elementos distintos: sal, azufre y mercurio.



1789 Se publica el tratado elemental de química de Lavoisier, en el que se incluyen 33 elementos distintos.



1828 Jacob Berzelius elabora una tabla de masas atómicas e introduce el sistema de letras para simbolizar a los elementos químicos.



Para completar su trabajo, Mendeleiev se sirvió de los resultados experimentales e ideas de muchos científicos de su época. De manera sistemática, registró las propiedades de cada elemento conocido en diferentes tarjetas e invirtió horas y horas organizándolas de diferentes formas; su interés era identificar patrones similares en el comportamiento y propiedades químicas de los elementos. Finalmente decidió prestar atención a dos criterios básicos: masa de los átomos que conforman cada elemento y la forma en que se combinan químicamente con otros elementos en la tabla.

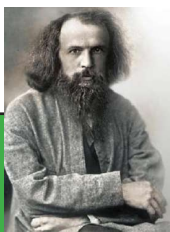
En que época Mendeleiev ya se había que átomos de diferentes elementos tienen diferentes masas. En particular, el trabajo de los químicos italianos Amadeo Avogadro y Stanislao Cannizzaro fue fundamental para determinar y establecer un sistema confiable de masas atómicas. Mendeleiev usó esta información para organizar a los elementos conocidos en hileras horizontales en orden creciente de masa atómica. Al mismo tiempo prestó atención a la manera en que los distintos elementos se combinan para formar compuestos y los agrupó de manera que elementos con reactividad química similar quedaran en una misma columna. Es así como organizó a los elementos en periodos (hileras) y grupos o familias (columnas):





1743 Stanislao Cannizzaro desarrolla métodos sistemáticos para determinar las masas atómicas de los átomos de distintos elementos.

1680



1869 Dimitri Mendeleev. Organiza los elementos en una tabla con base en sus masas atómicas y en la periodicidad de sus propiedades físicas y químicas.

1870

1880



1894 William Ramsay descubre los elementos denominados gases nobles, inertes o raros.

1890



1914 Henry Moseley propone ordenar los elementos de la tabla periódica con base en el número atómico de los átomos en lugar de la masa atómica.

1900

1910



1940 Glen Seaborg sintetiza los primeros elementos más pesados que el uranio.

1940

EDAD CONTEMPORÁNEA

Tabla de los elementos de Mendeleiev

	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
Periodo 1	H = 1*							
Periodo 2	Li = 7	Be = 9	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
Periodo 3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35	
Periodo 4	K = 39	Ca = 40	? = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 58 Co = 59 Ni = 59
Periodo 5	Cu = 63	Zn = 65	? = 68	? = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	

*Los números en esta tabla representan las masas de cada tipo de átomo relativas a las del átomo de hidrógeno. Por ejemplo, un átomo de carbono tiene una masa 12 veces mayor que un átomo de hidrógeno.

Como puedes observar, Mendeleiev dejó espacios vacíos en la tabla (marcados con interrogación) porque estaba tan seguro de su sistema de clasificación que creía que debían existir elementos aún no descubiertos que ocuparían esos espacios. Por ejemplo, en 1871 predijo la existencia de un elemento que al que llamó eka-silicio, el cual debía tener propiedades similares al silicio (Si) y una masa cercana a 72. El elemento fue descubierto en 1886 y recibió el nombre de germanio (Ge). ¡Su masa atómica es casi idéntica a la predicha por Mendeleiev!

La tabla de Mendeleiev no sólo permitió condensar una gran cantidad de información sobre los elementos químicos en un espacio reducido y hacer predicciones sobre la existencia de elementos hasta entonces desconocidos; también reveló la existencia de regularidades en las propiedades químicas de los elementos cuando se les organiza en función de su masa atómica. Como en un calendario mensual en el que los días se repiten cada semana, en la tabla periódica las propiedades de las sustancias se repiten de un periodo a otro. Como veremos más adelante, esta regularidad se conoce como la ley periódica.

OTRAS CLASIFICACIONES

Los más de 100 elementos químicos, pueden clasificarse en tres grandes grupos con base a su naturaleza metálica: metales, metaloides y no metales.

LOS METALES son sustancias sólidas a temperatura ambiente que tienen las siguientes características:

- Tienen brillo o lustre metálico.
- Por lo general son sólidos a temperatura ambiente.
- Son maleables. Se les puede martillar, golpear o prensar para obtener distintas formas, sin que se rompan.
- Son dúctiles. Se pueden hacer con ellos láminas o alambres delgados sin que se rompan. Conducen el calor y la electricidad.

Más de tres cuartas partes de los elementos son metales.

LOS NO METALES, tienen propiedades físicas casi opuestas:

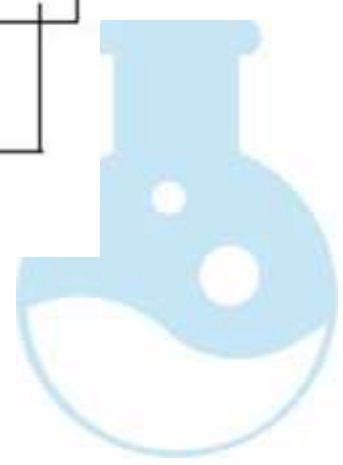
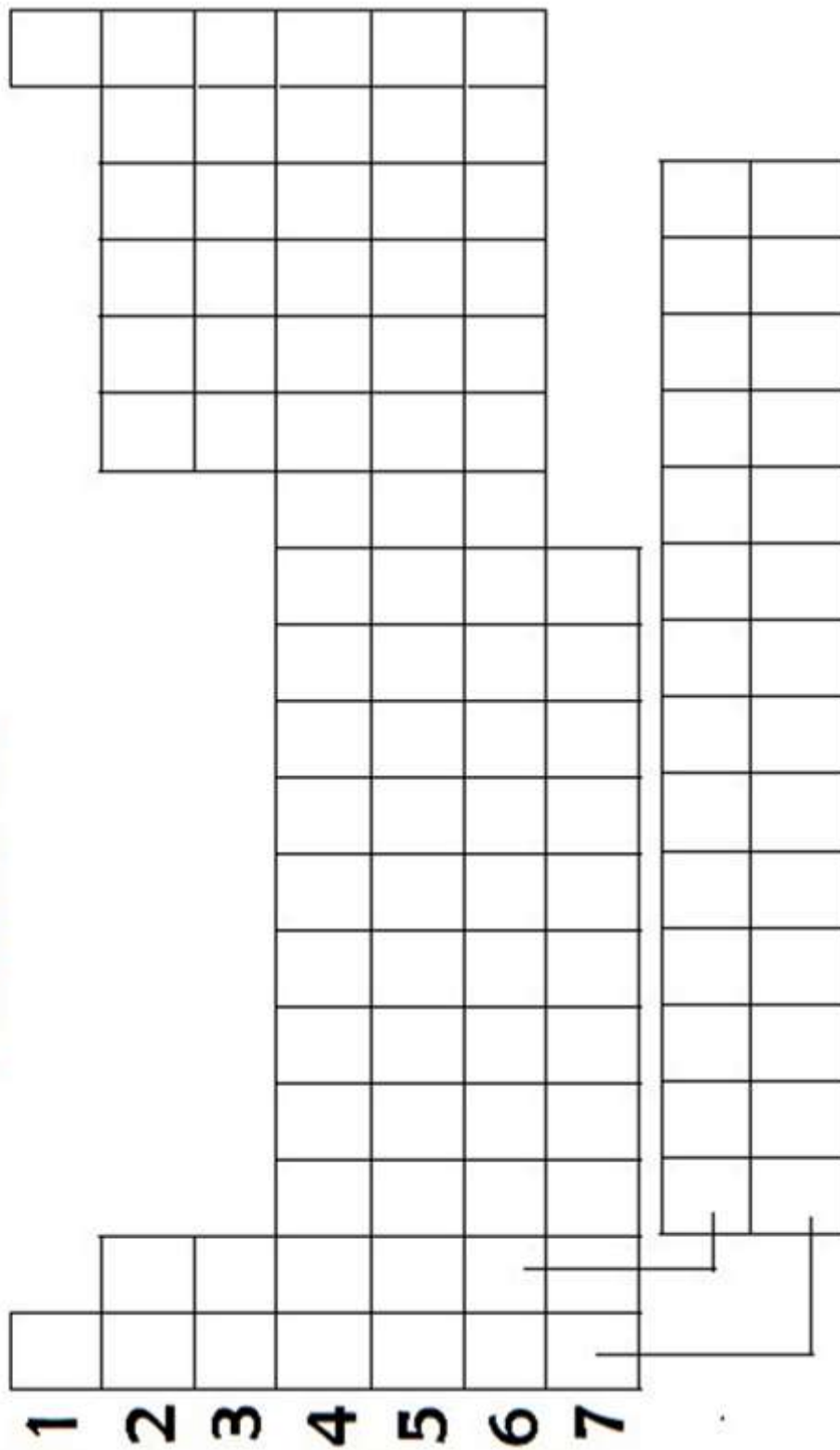
- Casi nunca tienen lustre metálico. Tienen a ser incoloros, como el oxígeno y el nitrógeno en la atmósfera, o tener colores brillantes, como el Bromo.
- Con frecuencia son gases a temperatura ambiente.
- Los elementos no metálicos que son sólidos a temperatura ambiente (como el carbono, fósforo, azufre y yodo). No se les puede dar forma con un martillo ni se pueden hacer láminas ni alambres con ellos.
- Son malos conductores del calor o de la electricidad. Los no metales tienden a ser aislantes o no conductores.

METALOIDES: Estos elementos poseen características de los metales de los no metales. Todos son sólidos, pero algunos tienen brillo y otros no. Algunos de ellos son semiconductores, es decir sustancias que conducen la electricidad solo bajo ciertas condiciones.



COLOREA CADA UNA DE LAS FILAS

PERIODOS



COLOREA

GRUPOS	VIII A										
	VII A										
	VI A										
	V A										
	IV A										
	III A										
			II B								
			I B								
			VIII B								
			VII B								
			VI B								
			V B								
			IV B								
			III B								
			II A								
	IA		METALES ALCALINOS								



ESTRUCTURA Y ORGANIZACIÓN DE LA INFORMACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA DE LA TABLA PERIÓDICA

El análisis, en función del número atómico, de propiedades como el punto de fusión y la densidad de los elementos, junto con sus propiedades químicas reveló que hay patrones que se repiten periódicamente.

Se dice que entonces muchas propiedades que se repiten han permitido organizar a los elementos en grupos o familias con propiedades comunes. Estas familias se representan en columnas verticales en la tabla periódica, se numeran del 1 al 18 y en cada una de ellas. A continuación se explican algunas de sus propiedades generales de los grupos representativos:

METALES

Corresponde a los elementos situados a la izquierda y centro de la Tabla Periódica que al descender aumenta en estos grupos el carácter metálico.

Un elemento es metal cuando tiene tendencia a desprenderse de los electrones de su última capa o capa de valencia (formando cationes); tienen pocos electrones en la última capa. Se utilizan con fines estructurales, fabricación de recipientes, conducción del calor y la electricidad.

METALES DE TRANSICIÓN

Se les denomina así, debido a su carácter intermedio o de transición entre los metales de la izquierda (más electropositivos, alcalinos y alcalinotérreos) y los elementos de la derecha (más electronegativos, formadores de ácidos).

Son más duros, más quebradizos y tienen mayores puntos de fusión y ebullición y mayor calor de vaporización que los metales que no son de este grupo. Forman iones complejos. Muchos son buenos catalizadores de muchas reacciones.

NO METALES

Tienen muchos electrones en su capa externa; tiene elevado potencial de ionización, elevada afinidad electrónica, son electronegativos, son oxidantes, forman aniones y los óxidos e hidróxidos son ácidos. Tienen en común ser malos conductores de la electricidad y del calor.

TIERRAS RARAS O ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA

Se encuentran en forma de óxidos). Uno de los lantánidos (Prometio) y casi todos los actínidos se denominan transuránicos, ya que no existen de forma natural, son sintéticos. Todos tienen 3 electrones en su capa más externa.



OTROS METALES

Los ocho elementos clasificados como "otros metales" se sitúan en los grupos 13, 14, 15 y 16. Son dúctiles y maleables como los metales de transición, pero se diferencian de ellos en que no presentan estados de oxidación variables y sus electrones de valencia se encuentran sólo en su capa más externa. Todos son sólidos, con una densidad relativamente alta y son opacos.

GASES NOBLES

Son: helio, neón, argón, criptón, xenón, radón y ununocio. Estos elementos se consideraron inertes hasta 1962, debido a que su estado de oxidación es 0, teniendo 8 electrones en su última capa, lo que les impide formar compuestos fácilmente.

METALES ALCALINOS

Son metales muy reactivos, se oxidan con facilidad. Su nombre proviene de sus propiedades básicas (alcalinas).

Constituyen el 4,8% de la corteza terrestre, incluyendo capa acuosa y atmósfera. Son maleables, dúctiles y buenos conductores del calor y la electricidad.

HALÓGENOS

Los halógenos son los cinco elementos no metálicos que se encuentran en el Grupo 17 de la Tabla Periódica. El término "halógeno" significa "formador de sales".

METALES ACALINOTÉRREOS

El nombre del grupo proviene de la situación entre los metales alcalinos y los elementos térreos y del hecho de que sus "tierras" (nombre antiguo para los óxidos de calcio, estroncio y bario) son básicos (álcalis).

Constituyen algo más del 4% de la corteza terrestre.

ELEMENTOS NITROGENOÍDES

Son: nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto y ununpentio. Constituyen el 0,33% de la corteza terrestre (incluyendo agua y atmósfera). A veces se presentan nativos.



ELEMENTOS CALCÓGENOS O ANFÍGENOS

Forman el grupo 16 (antiguo VIA) Son: oxígeno, azufre, selenio, telurio, polonio y ununhexio. El nombre calcógeno proviene del griego y significa formador de minerales: El término anfígeno fue asignado por Berzelius y significa formador de ácidos y bases.

ELEMENTOS CARBONOIDES

Forman el grupo 14 de la Tabla Periódica. Constituyen más del 27% en peso de la corteza. Se presentan en estado nativo carbono, estaño y plomo.

ELEMENTOS TÉRREOS O GRUPO DEL BORO.

El nombre del grupo térreos deriva de la arcilla (contiene aluminio) y se encuentra en desuso. La tabla periódica incluye 118 elementos distintos, pero no todos existen en la naturaleza los elementos con un número atómico mayor a 92 han sido sintetizados en un laboratorio. Los químicos nucleares continúan la búsqueda de métodos para producir y estabilizar elementos más pesados; en este momento aún no se conocen los elementos 113, 115 y 117.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

<http://www.periodni.com/es/>

PERIODO	GRUPO 1 IA	GRUPO IUPAC	GRUPO CAS	GRUPO 18 VIIIA
1	H 1.0079 HIDRÓGENO			He 4.0026 HELIO
2	Li 6.941 LITIO	Be 9.0122 BERILIO		Ne 20.180 NEÓN
3	Na 22.990 SODIO	Mg 24.305 MAGNESIO	B 10.811 BORO	Ar 39.948 ARGÓN
4	K 39.098 POTASIO	Ca 40.078 CALCIO	Sc 44.956 ESCANDIO	Ti 47.867 TITANIO
5	Rb 85.468 RUBIDIO	Sr 87.62 ESTRONCIO	Y 88.906 YTRIO	Zr 91.224 CIRCONIO
6	Cs 132.91 CESIO	Ba 137.33 BARIO	La-Lu 57-71 Lantánidos	Hf 178.49 HAFNIO
7	Fr (223) FRANCIO	Ra (226) RADIO	Ac-Lr 89-103 Actínidos	Rf (267) RUTERFORDIO
				Db (268) DUBNIO
				Sg (271) SEABORGIO
				Bh (272) BOHRIO
				Hs (277) HASSIO
				Mt (276) MEITNERIO
				Ds (281) DARMSTADTIO
				Rg (280) ROENTGENIO
				Cn (285) COPERNICIO
				Uut (...) UNUNTRIO
				Fl (287) FLEROVIO
				Uup (...) UNUNPENTIO
				Lv (291) LIVERMORIO
				Uus (...) UNUNSEPTIO
				Uuo (...) UNUNOCTIO

MASA ATÓMICA RELATIVA (A)

NÚMERO ATÓMICO - Z

SÍMBOLO

NOMBRE DEL ELEMENTO

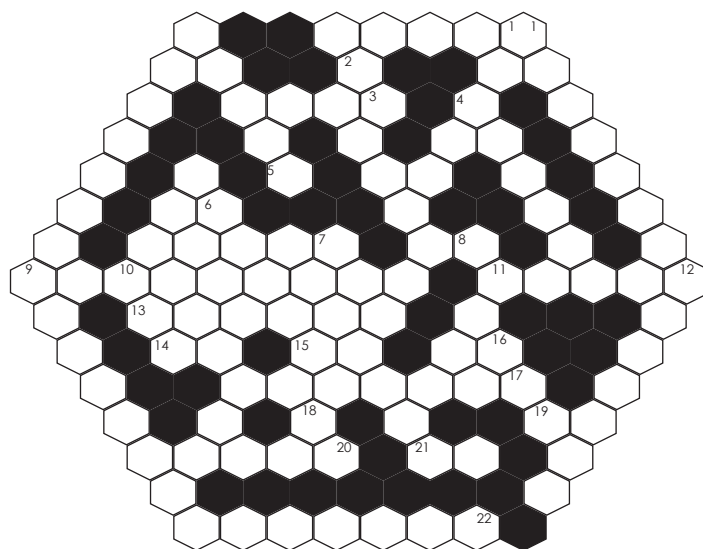
ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)

Ne - gaseoso Fe - sólido

Hg - líquido Tc - sintético

Copyright © 2012 Eri Generalé





Hacia el Este

2. Símbolo del primer elemento de la tabla periódica. _____

9. Metal de transición con siete electrones de valencia en el cuarto nivel de energía.

11. Metal del grupo 14 empleado en baterías de automóviles. _____

13. Forma parte de los metales alcalino-térreos; la deficiencia de su absorción en el cuerpo humano provoca osteoporosis.

14. Símbolo del elemento con 56 electrones. _____

15. Símbolo del elemento que se localiza en el grupo 12, periodo 4. _____

18. Símbolo del elemento del grupo 14 que constituye la puntilla de un lápiz. _____

19. Símbolo del elemento con 8 electrones de valencia en el nivel de energía 4.

21. Símbolo del halógeno con $Z = 35$. _____

Hacia el Oeste

1. Gas noble que tiene 18 protones.

3. Metaloide del grupo 13 empleado en la fabricación de vidrio Pirex. _____

6. Símbolo del actínido que cuenta con 102 electrones. _____

7. Metal de transición que se emplea en cableado eléctrico. _____

8. Símbolo del metal líquido del periodo 6 que se utiliza en termómetros. _____

16. Símbolo del metal alcalino del periodo 3.

17. Elemento del grupo 1, periodo 4.

20. Halógeno que protege a los dientes de las caries. _____

22. Es un metal noble que forma parte del grupo 10, periodo 6. _____



Hacia el Sureste

1. Metal blanco ligero, del grupo 13, que se utiliza para fabricar utensilios de cocina.

4. Elemento radiactivo con $A = 238$, que se utiliza en plantas de energía nuclear.

Hacia el Noreste

9. Metal alcalino térreo, componente de la leche de magnesia. _____

10. Gas noble con Z menor que el argón y mayor que el helio. _____

Hacia el Suroeste

1. No. metal amarillo, del periodo 3, que se utiliza en la vulcanización de caucho.

11. Taxco es uno de los principales reductores de este metal del grupo 11, periodo 5.

12 Elemento gaseoso, del grupo 16, esencial para respirar. _____

Hacia el Noroeste

5. Se utiliza en el cromado de objetos para protegerlos de la corrosión. _____

8. El gas noble más pequeño y se encuentra en grandes cantidades en el Sol. _____

INVESTIGACIÓN

¿Cómo ordenó Döbereiner los elementos conocidos en su época? _____

¿Qué son las octavas de Newlands?

¿Cuál fue la aportación de Canizzaro en la ordenación de elementos químicos?

¿Cómo ordeno los elementos Mendeleiev conocidos en su época y cuantos eran?



¿Cuál fue la aportación más significativa de Mendeliev al ordenar los elementos?

Escribe nombre y símbolo de algunos elementos que haya previsto Mendeliev.

Describe brevemente las aportaciones de Julius Lothar Meyer.

¿Qué científico propuso la ordenación actual de los elementos, en qué criterio se basa y en qué año? Investiga brevemente su biografía.



¿Qué dice la ley periódica actual de los elementos?



COLOREA

CLASES O BLOQUES



ACTIVIDAD

Localiza los nombres de los elementos correspondientes.



*FAMILIA IA: METALES
ALCALINOS*

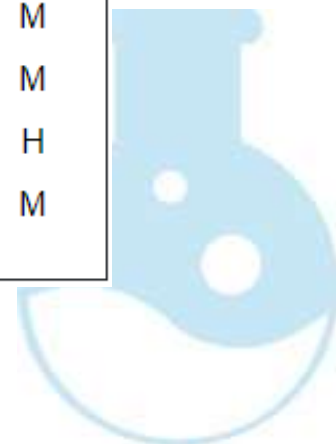
1. H
2. Li
3. Na
4. K
5. Rb
6. Cs
7. Fr

*FAMILIA IIA: METALES
ALCALINOTÉRREOS*

1. Be
2. Mg
3. Ca
4. Sr
5. Ba
6. Ra



O	P	F	T	U	U	T	L	I	T	I	O	Q	V	Q
Q	O	Y	B	U	P	M	C	E	S	I	O	A	T	X
R	X	L	V	B	O	O	F	B	Z	E	C	K	C	E
U	Y	M	F	A	C	K	T	Y	A	F	A	H	C	S
B	Z	Q	D	R	B	C	C	A	K	M	L	I	W	T
I	M	M	A	I	R	E	B	C	S	I	C	I	M	R
D	Y	F	G	O	L	D	R	H	L	I	I	E	A	O
I	W	S	K	D	W	H	N	I	E	N	O	N	G	N
O	D	T	A	M	H	W	Y	D	L	Q	F	U	N	C
M	R	P	V	V	U	Y	N	R	W	I	M	Q	E	I
W	D	H	D	Q	X	G	Z	Ó	L	K	O	J	S	O
F	F	R	A	N	C	I	O	G	H	W	Y	J	I	M
S	O	D	I	O	H	L	M	E	I	L	W	Q	O	M
Z	I	O	N	U	I	B	H	N	S	N	T	Y	V	H
Z	R	A	D	I	O	I	H	O	M	I	N	O	Y	M

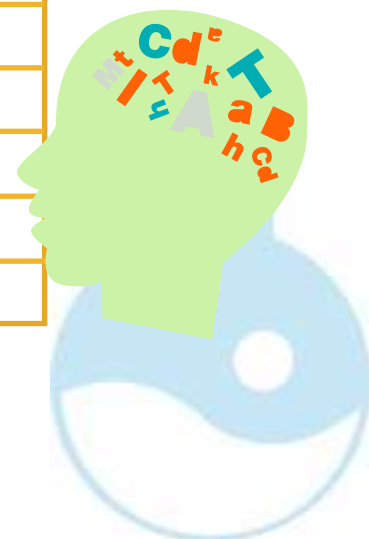


ACTIVIDAD

TABLA GENERAL DE LOS *ELEMENTOS REPRESENTATIVOS*·(FAMILIA Ó GRUPO IA - VIIIA)· Escribe el nombre de los siguientes elementos.

IA																		VIIIA	
	IIA																		

Mg		K		Al	
Ba		Na		Ba	
Cs		Li		Cs	
Fr		Ge		Fr	
Ca		Be		Li	
Ra		Ba		O	
Rb		H		Rb	
Sn		Pb		Sn	
In		Cl		Tl	
Sr		Ga		Kr	
Se		As		P	
Ar		Kr		Te	



ACTIVIDAD

FAMILIA IIIA Ó GRUPO DE LOS TÉRREOS

Coloca por orden de menor a mayor número atómico los grupos que se indican:



(1) _____
 (2) _____
 (3) _____
 (4) _____
 (5) _____

FAMILIA IV Ó GRUPO DE LOS CARBONOIDEOS

Coloca por orden de menor a mayor número atómico los nombres y símbolos que se indican:

NOMBRE

(1) _____
 (2) Silicio _____
 (3) _____
 (4) _____
 (5) _____

SIMBOLO

Si

Ta Bromo Silicio Pb C In Carbono Germanio Plomo Ge Si Aluminio Galio Estaño Sn
 Al Indio Br Talio Ga



ACTIVIDAD

FAMILIA VA Ó GRUPO DE LOS NITROGENOIDEOS

Coloca por orden de menor a mayor número atómico los grupos que se indican:



NOMBRE	SIMBOLO
(1) _____	
(2) _____	
(3) _____	
(4) _____	
(5) _____	

FAMILIA VI Ó GRUPO DE LOS ANFÍGENOS, CALCÓGENOS O LA FAMILIA DEL OXÍGENO.

Coloca el simbolo en el recuadro correspondiente, y repite su nombre 5 veces.

<div style="border: 1px solid black; background-color: #f4a460; padding: 10px; width: 60px; margin: 0 auto;">8</div> <div style="text-align: center; margin-top: 10px;">↓</div>	<hr/> <hr/> <hr/> <hr/>	<div style="border: 1px solid black; background-color: #f4a460; padding: 10px; width: 60px; margin: 0 auto;">34</div> <div style="text-align: center; margin-top: 10px;">↓</div>	<hr/> <hr/> <hr/> <hr/>	<div style="border: 1px solid black; background-color: #f4a460; padding: 10px; width: 60px; margin: 0 auto;">84</div> <div style="text-align: center; margin-top: 10px;">↓</div>	<hr/> <hr/> <hr/> <hr/>
<hr/> <hr/> <hr/> <hr/>	<div style="border: 1px solid black; background-color: #f4a460; padding: 10px; width: 60px; margin: 0 auto;">16</div> <div style="text-align: center; margin-top: 10px;">↑</div>	<hr/> <hr/> <hr/> <hr/>	<div style="border: 1px solid black; background-color: #f4a460; padding: 10px; width: 60px; margin: 0 auto;">52</div> <div style="text-align: center; margin-top: 10px;">↑</div>	<hr/> <hr/> <hr/> <hr/>	<hr/> <hr/> <hr/> <hr/>

Nitrógeno Bi Arsénico N Oxígeno P Antimonio S Te Azufre Sb Selenio Bismuto As
Telurio Polonio O Se Fósforo Po



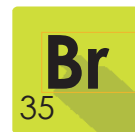
ACTIVIDAD

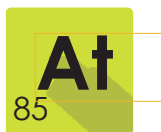
FAMILIA VII Ó GRUPO DE LOS HALÓGENOS

Repite 5 veces el nombre de cada uno de los elementos correspondientes.





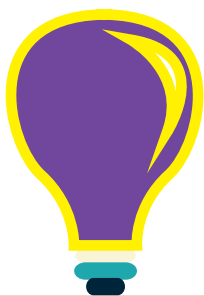






FAMILIA VIII Ó GRUPO DE LOS GASES NOBLES

Encierra el símbolo de los siguientes elementos.



- Helio
- Neón
- Argón
- Kriptón
- Xenón
- Radón

As At W
Ar H
Kr Rb
Ne K
In Xe N U
He Ra

ACTIVIDAD

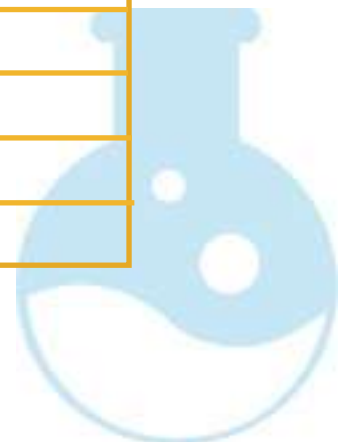
FAMILIA B Ó GRUPO DE METALES DE TRANSICIÓN

Repite 5 veces el nombre de cada uno de los elementos correspondientes.

H																He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

	Hierro		Rutenio	Ta	Tantalio
Rh		V		Ir	
Zn			Titanio	Pt	
	Escandio	Zr		Au	
	Plata		Itrio	Hg	Mercurio
Pd		Re		Db	
	Molibdeno		Molibdeno	Bh	
Hf		W		Hs	
Ni		Nb		Mn	
	Cobre		Manganeso	Mg	
Tc		Cd		Co	
Co		Os		Cu	



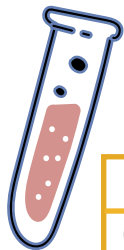
ACTIVIDAD

FAMILIA B : GRUPO DE LOS LACTANIDOS Y ACTINIDOS

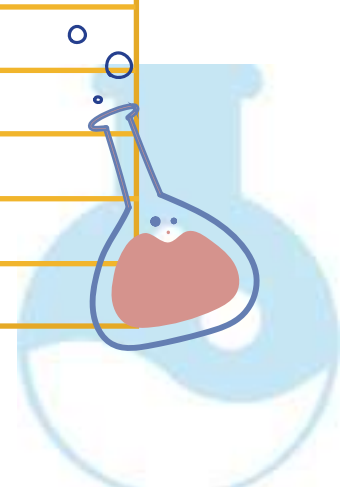
Coloca el nombre correspondiente de los siguientes elementos.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

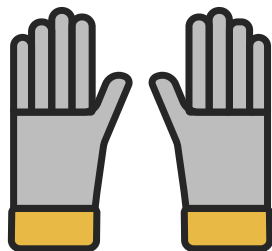


La		Er		Bk	
Ce		Tm		Cf	
Pr		Yb		Es	
Nd		Lu		Fm	
Om		Ac		Md	
Pd		Th		No	
Sm		Pa		Lr	
Eu		U			
Gd		Np			
Tb		Pu			
Dy		Am			
Ho		Cm			



ACTIVIDAD

Escribe el grupo (No olvides poner tilde si la llevan)al que pertenece cada elemento :



1. Ca es del grupo de los (1)
2. P es del grupo de los (2)
3. Al es del grupo de los (3)
4. Kr es del grupo de los (4)
5. Na es del grupo de los (5)
6. Sn es del grupo de los (6)
7. S es del grupo de los (7)
8. Br es del grupo de los (8)

alcalinos alcalinotérreos anfígenos carbonoideos halógenos nitrogenoides térreos

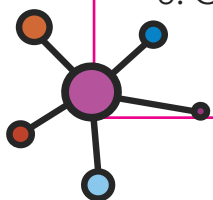
Escribe el nombre o símbolo, el que falte.

1. Son metales: (1) _____

2. No metal: (2) _____

3. Gas noble: (3) _____

Cl Ne Potasio



1. Gas noble: (1) _____

2. No metales (2) _____

3. Metal: (3) _____

Ca Rn Se

CUESTIONARIO

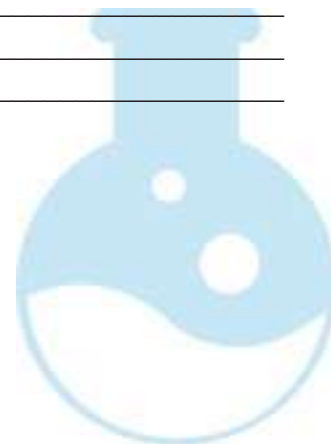
¿Cómo están ordenados los elementos de la Tabla Periódica actual?

¿Cómo ordeno Mendeliev los elementos conocidos en su época?

Anota 4 características de los Metales

1. _____
2. _____

3. _____
4. _____



Anota 4 características de los No metales

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____

Localiza en la tabla periódica los siguientes elementos.

- a) Este elemento está en la familia 6ª y periodo 2 _____
- b) Este se encuentra en la familia 5B y periodo 6 _____
- c) Este elemento es el Potasio (Coloca familia y periodo) _____

Indica el símbolo, masa, número atómico, valencia y periodo del Cromo.

IÓN

Un ión es aquella partícula que tiene cierta carga, los que tienen carga positiva se conocen como cationes, y los que tienen carga negativa como aniones.

Ejemplo:

Na⁺ (Pérdida de e⁻)

Cl⁻ (Ganancia de e⁻)



ELECTRONEGATIVIDAD Y ENLACES POLARES

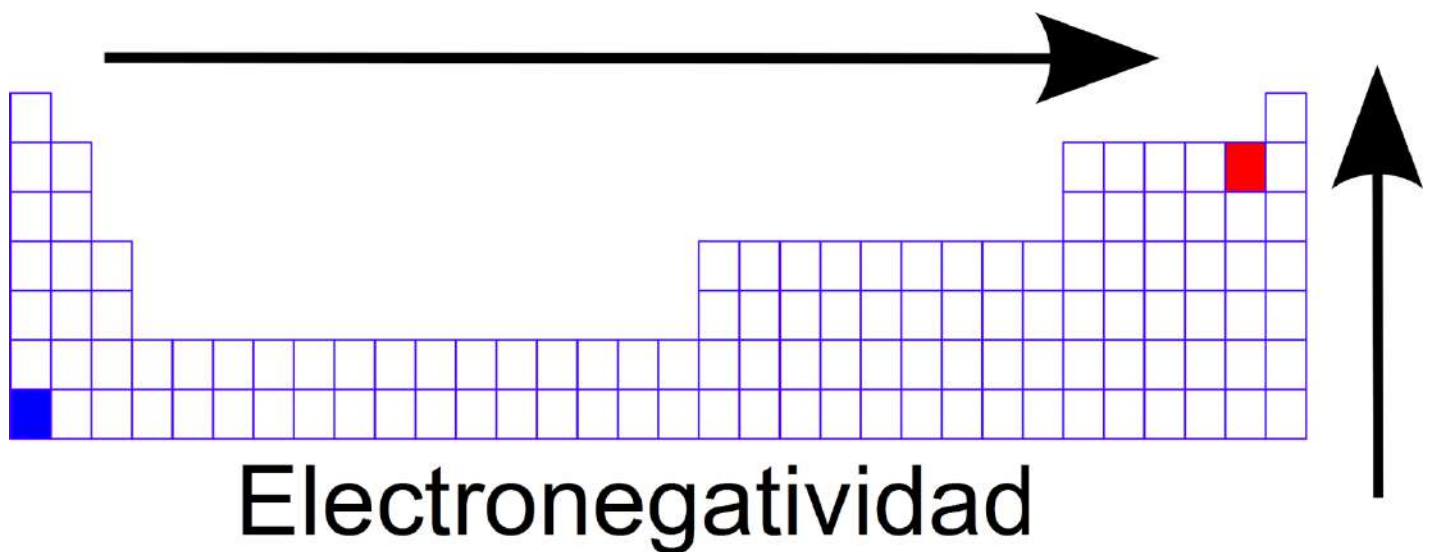
- CAPACIDAD QUE TIENE UN ATOMO PARA ATRAER ELECTRONES-

La mayoría de las sustancias conocidas los enlaces químicos que se forman no son ni completamente covalentes ni completamente iónicos.

Para explicar el fenómeno, el químico Linus Pauling introdujo la idea de que los electrones de valencia son atraídos con diferente fuerza.

El encontró una manera de cuantificar la fuerza relativa y llamo a esta propiedad electronegatividad de los elementos.

Pauling propuso que el carácter iónico o covalente dependía de la diferencia de electronegatividades entre los átomos que lo conforman. Entre mayor sea la diferencia más iónico será el enlace.



Durante estos procesos los átomos del elemento metálico tienden a perder electrones y forman iones positivos, mientras que los del elemento no metálico ganan electrones y forman iones negativos.

Los químicos han usado este conocimiento para diseñar métodos sistemáticos para nombrar a los productos de este tipo de reacciones.

Por ejemplo, la reacción del Na^+ ion sodio con el Cl^- ion cloruro, la combinación de estos elementos recibe el nombre de cloruro de sodio.

El nombre del anión se forma utilizando parte del nombre del elemento no metálico y añadiendo la terminación “uro”.

Por supuesto, hay excepciones: el nombre del ion S es “sulfuro” y no “azufuro” y para el O se utiliza el término “óxido” y no “óxuro”.

MODELOS DE ENLACE

Los enlaces químicos son los que mantienen unidos a los átomos. Cuando los átomos se enlazan, pierden, ganan o comparten electrones. Son los electrones de valencia los que determinan de qué forma se unirá un átomo con otro.

Los átomos pueden combinarse para formar moléculas u otras estructuras cuyas propiedades dependen del tipo de átomos que se combinan.

ENLACE IÓNICO

Está formado por metal + no metal

Es la unión de átomos que resulta cuando ceden electrones formando por **cationes**, los no metales aceptan electrones formando **aniones**.

Los elementos metálicos pierden sus electrones de valencia más fácilmente que los de los no metales.



Veamos un ejemplo:

Cuando un átomo de sodio, Na ($Z = 11$) interactúa con un átomo de Cloro ($Z = 17$). Como ya habíamos visto, los electrones que se comparten son los que se encuentran en la última capa (la de valencia):

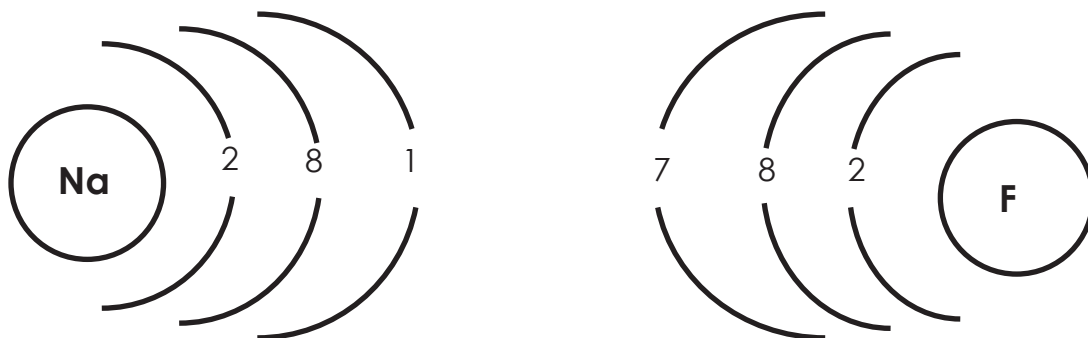
Na:

Na: **metal** del grupo IA

F: **no metal** del grupo VIIA



**ENLACE
IÓNICO**



También lo podemos visualizar con el modelo de Lewis:



Con lo que vimos anteriormente, nos damos cuenta que un átomo busca estabilidad y para eso, busca completar el octeto.

Así que el electrón de valencia del sodio es atraído con gran fuerza por los protones en el núcleo del átomo del cloro.

El átomo del metal puede perder este electrón, el cual se transfiere al átomo del cloro. Cuando esto sucede, el átomo de sodio se transforma en un ion con carga positiva Na^+ (Ion sodio), pues ahora tiene 11 protones y solo 10 electrones, y el átomo de cloro se transforma, a su vez, en un ion con carga negativa Cl^- (Ion cloruro), pues ahora tiene 17 protones y 18 electrones.

La fuerza electrostática que mantiene a los iones unidos, se denomina enlace iónico y se dice que esta sustancia es compuesto iónico. En general, cada vez que un elemento metálico reacciona con un elemento no metálico, los átomos del metal pierden sus electrones de valencia y forman cationes y aniones.

La mayoría de estos compuestos son sustancias sólidas con altos puntos de fusión y ebullición.



ENLACE COVALENTE

¿Qué sucede cuando **dos elementos no metálicos** reaccionan? Está basado en la compartición de electrones. Los átomos no ganan ni pierden electrones, **COMPARTEN**. La fuerza que los une se denomina **enlace covalente**.



Por ejemplo, veamos la interacción DEL CO₂ (dióxido de carbono). Puede representarse de la siguiente manera:

Carbono (Z=16) En su última capa se encuentran 6 e⁻
Oxígeno (Z=8) En su última capa se encuentran 6 e⁻.

Cuando los átomos de elementos no metálicos se combinan de esta manera se **forman moléculas** y no redes iónicas. Este tipo de compuestos se denominan compuestos covalentes moleculares.



Tipos de enlaces covalentes

POLAR

Se forma entre elementos no metálicos diferentes.

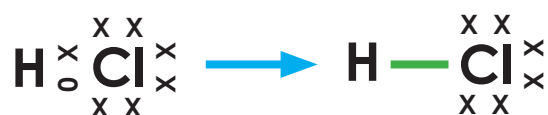
Los electrones se comparten de manera desigual, lo cual da por resultado que un extremo de la molécula sea parcialmente positivo y el otro parcialmente negativo.

NO POLAR:

Se forma entre elementos no metálicos iguales.

Cuando el enlace lo forman dos átomos del mismo elemento, la diferencia de electronegatividad es cero, entonces se forma un enlace covalente no polar.

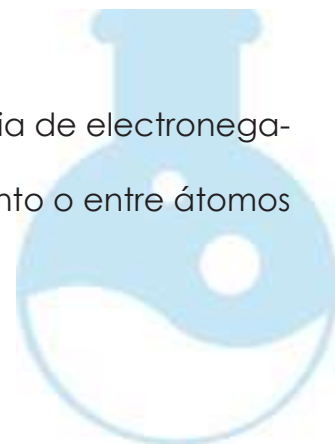
El enlace covalente no polar se presenta entre átomos del mismo elemento o entre átomos con muy poca diferencia de electronegatividad.



Electronegatividad

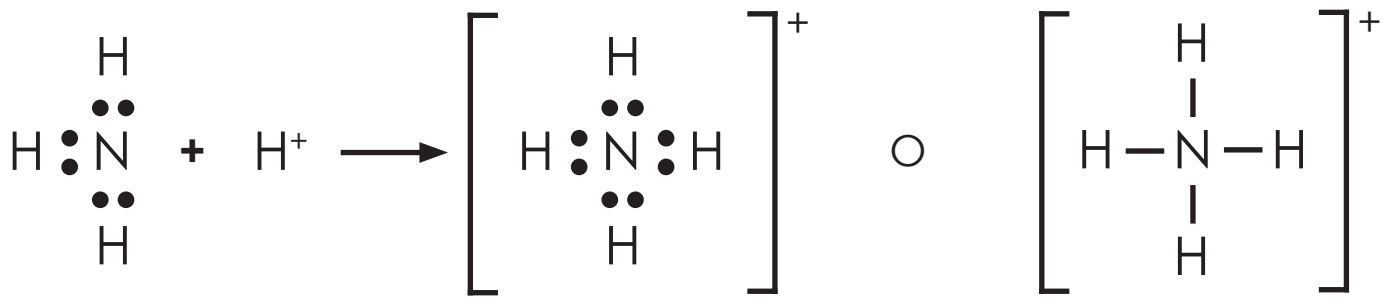
EN.: (2.1) (3.0)

$\Delta \text{EN} = 3 - 2.1 = 0.9$



CORDINADO:

Se forma cuando el par electrónico compartido es puesto por el mismo átomo. Ejemplo:



Amoniaco

Ion hidrógeno

Ion amonio

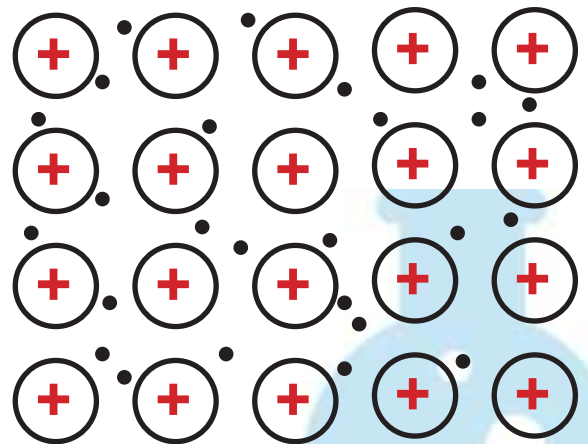
ENLACE METÁLICO

En una sustancia metálica, como el cobre (Cu) o el oro (Au), los millones de átomos que la constituyen pierden y comparten simultáneamente sus electrones de valencia.

Los electrones se desplazan libremente de un átomo a otro a través de la red de átomos en el metal.

Cada átomo adquiere una carga positiva porque pierde sus electrones, pero todas esas cargas negativas se mantienen circulando entre los átomos y forman lo que se conoce como **mar de electrones**. A este se denomina enlace metálico.

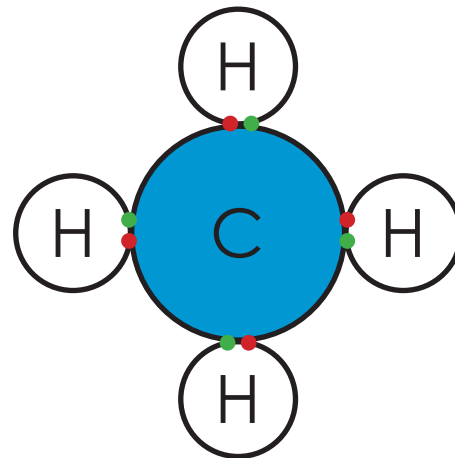
Como estos se mueven de un lugar a otro, este tipo de sustancias son buenas conductoras de electricidad.



Un ejemplo es la molécula de hidrógeno la cual está formada por dos átomos del mismo elemento, por lo que su diferencia es cero.



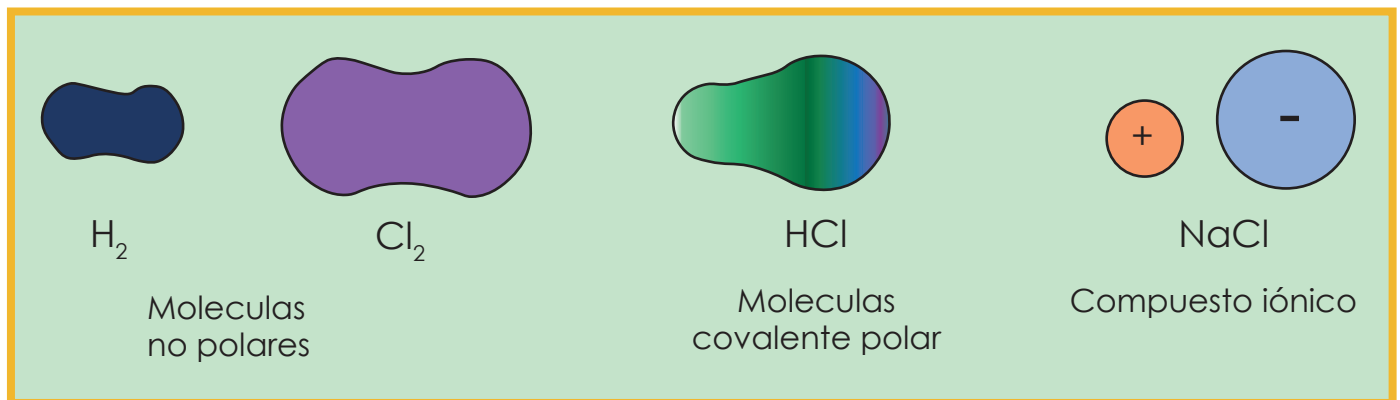
Otro ejemplo, pero con átomos diferentes, es el metano. La electronegatividad del carbono es 2.5 y la del hidrógeno es 2.1; la diferencia entre ellos es de 0.4 (menor de 0.5), por lo que el enlace se considera no polar.



Electrones de hidrógeno.



Electrones de carbono.



H 2,2																	He																												
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne																												
Na 0,9	Mg 1,3											Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar																												
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,4	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,7	Mn 1,6	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,7	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0	Kr 3,0																												
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,3	Nb 1,6	Mo 2,2	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,3	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,8	Sn 1,8	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7	Xe 2,6																												
Cs 0,8	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,3	Au 2,5	Hg 2,0	Tl 1,6	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2	Rn 2,2																												
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1																																											
<table border="1"> <tr> <td>Ce 1,1</td> <td>Pr 1,1</td> <td>Nd 1,1</td> <td>Pm 1,1</td> <td>Sm 1,2</td> <td>Eu 1,2</td> <td>Gd 1,2</td> <td>Tb 1,1</td> <td>Dy 1,2</td> <td>Ho 1,2</td> <td>Er 1,2</td> <td>Tm 1,3</td> <td>Yb 1,1</td> <td>Lu 1,3</td> </tr> <tr> <td>Th 1,3</td> <td>Pa 1,5</td> <td>U 1,4</td> <td>Np 1,4</td> <td>Pu 1,3</td> <td>Am 1,1</td> <td>Cm 1,3</td> <td>Bk 1,3</td> <td>Cf 1,3</td> <td>Es 1,3</td> <td>Fm 1,3</td> <td>Md 1,3</td> <td>No 1,3</td> <td>Lr 1,3</td> </tr> </table>																		Ce 1,1	Pr 1,1	Nd 1,1	Pm 1,1	Sm 1,2	Eu 1,2	Gd 1,2	Tb 1,1	Dy 1,2	Ho 1,2	Er 1,2	Tm 1,3	Yb 1,1	Lu 1,3	Th 1,3	Pa 1,5	U 1,4	Np 1,4	Pu 1,3	Am 1,1	Cm 1,3	Bk 1,3	Cf 1,3	Es 1,3	Fm 1,3	Md 1,3	No 1,3	Lr 1,3
Ce 1,1	Pr 1,1	Nd 1,1	Pm 1,1	Sm 1,2	Eu 1,2	Gd 1,2	Tb 1,1	Dy 1,2	Ho 1,2	Er 1,2	Tm 1,3	Yb 1,1	Lu 1,3																																
Th 1,3	Pa 1,5	U 1,4	Np 1,4	Pu 1,3	Am 1,1	Cm 1,3	Bk 1,3	Cf 1,3	Es 1,3	Fm 1,3	Md 1,3	No 1,3	Lr 1,3																																

ACTIVIDAD:

Determina el tipo de enlace, calculando la diferencia de electronegatividad

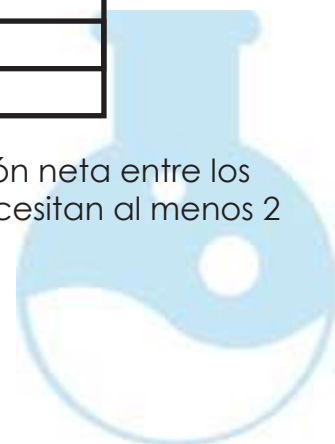
Covalente no polar: 0

Covalente polar: mayor a 0.1 hasta 1.7

Iónico: mayor a 1.8

Enlace	Electronegatividades			Tipo de enlace
	Elemento mas electronegativo	Elemento menos electronegativo	Diferencia	
C - O				
Ca - F				
N - H				
Br - Br				
N - O				
K - I				
S - O				
N - N				

“Para que se forme un enlace químico debe existir una fuerza de atracción neta entre los átomos de los elementos que se enlazan” (en un enlace covalente se necesitan al menos 2 electrones de valencia).”



INDICA EL TIPO DE ENLACE QUE SE PRODUCE, A TRAVÉS DE LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD.

TIPO DE ENLACE	CÁLCULO
Li - Cl Iónico	$\begin{array}{r} 3.0 \\ - 1.0 \\ \hline 2.0 \end{array}$
Br - Br	$\begin{array}{r} - \\ \hline \end{array}$
Na - N	$\begin{array}{r} - \\ \hline \end{array}$
Al - F	$\begin{array}{r} - \\ \hline \end{array}$
Mg - Br ₂	$\begin{array}{r} - \\ \hline \end{array}$

TIPO DE ENLACE	CÁLCULO
N - O	$\begin{array}{r} - \\ \hline \end{array}$
S - H	$\begin{array}{r} - \\ \hline \end{array}$
H - Cl	$\begin{array}{r} - \\ \hline \end{array}$
K - O	$\begin{array}{r} - \\ \hline \end{array}$

Covalente
no polar

Covalente
polar

Iónico



PROPIEDADES DE CADA ENLACE

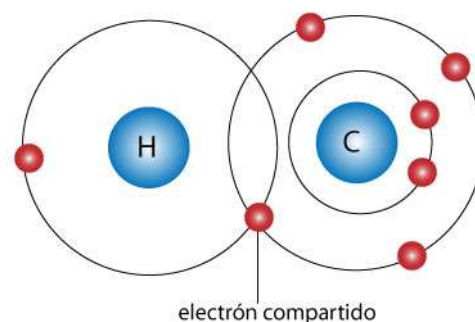
ENLACE IÓNICO

- Sólidos cristalinos.
- Puntos de fusión elevados.
- Solubles en agua.
- Puntos de ebullición elevados.
- Conducen la electricidad fundidos o en disolución.
- No conducen la electricidad en estado sólido.

ENLACE COVALENTE

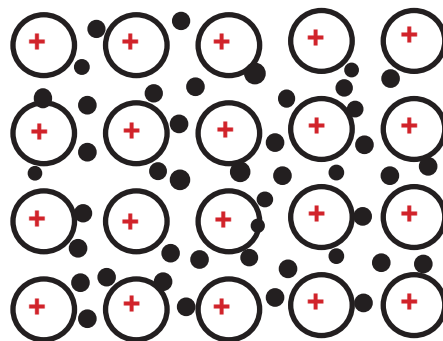
- Forman moléculas verdaderas.
- Fundamentalmente líquidos y gases.
- Casi todos son combustibles.
- Incluye prácticamente todos los compuestos orgánicos.
- Puntos de fusión bajos.
- Puntos de ebullición bajos.
- Insolubles en agua.
- No conducen la electricidad.

Enlace covalente de carbono e hidrógeno



ENLACE METÁLICO

- Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio.
- Alta conductividad eléctrica y térmica.
- Poseen brillo metálico.
- Dúctiles y maleables.
- Puntos de fusión elevados.
- Puntos de ebullición elevados.
- Insolubles en agua.



CUETIONARIO

¿Cuál es la tendencia de los metales al formar enlaces?

¿Dónde se localizan los no metales en la tabla periódica?

¿Qué ocurre con los no metales al formar un enlace?

¿Cuál es la valencia que les corresponde a los no metales?

¿Qué elementos son los menos electronegativos?

¿Qué elementos son los más electronegativos?

¿Entre que elementos se dará un enlace iónico?

¿Entre que átomos el enlace será predominantemente covalente?



Al combinarse los átomos de potasio (un metal alcalino) con los átomos de Bromo (un no metal del grupo de los halógenos), lo más probable es que Entre ellos se establezca:

- a) Enlace covalente
- b) Enlace metálico
- c) Enlace por puentes de hidrógeno
- d) Enlace iónico

Un sólido metálico está formado por:

- a) Iones positivos y negativos
- b) Iones positivos y una nube de electrones
- c) Iones negativos y una nube de electrones
- d) Átomos neutros que comparten electrones

¿Cuál será la clase de enlace químico más probable que puede establecerse entre los átomos de los siguientes elementos?

- a) Hierro-hierro
- b) Cloro-magnesio
- c) Carbono-oxígeno
- d) Flúor-flúor
- e) Neón-neón

Señala cuáles de los siguientes compuestos serán de tipo iónico:

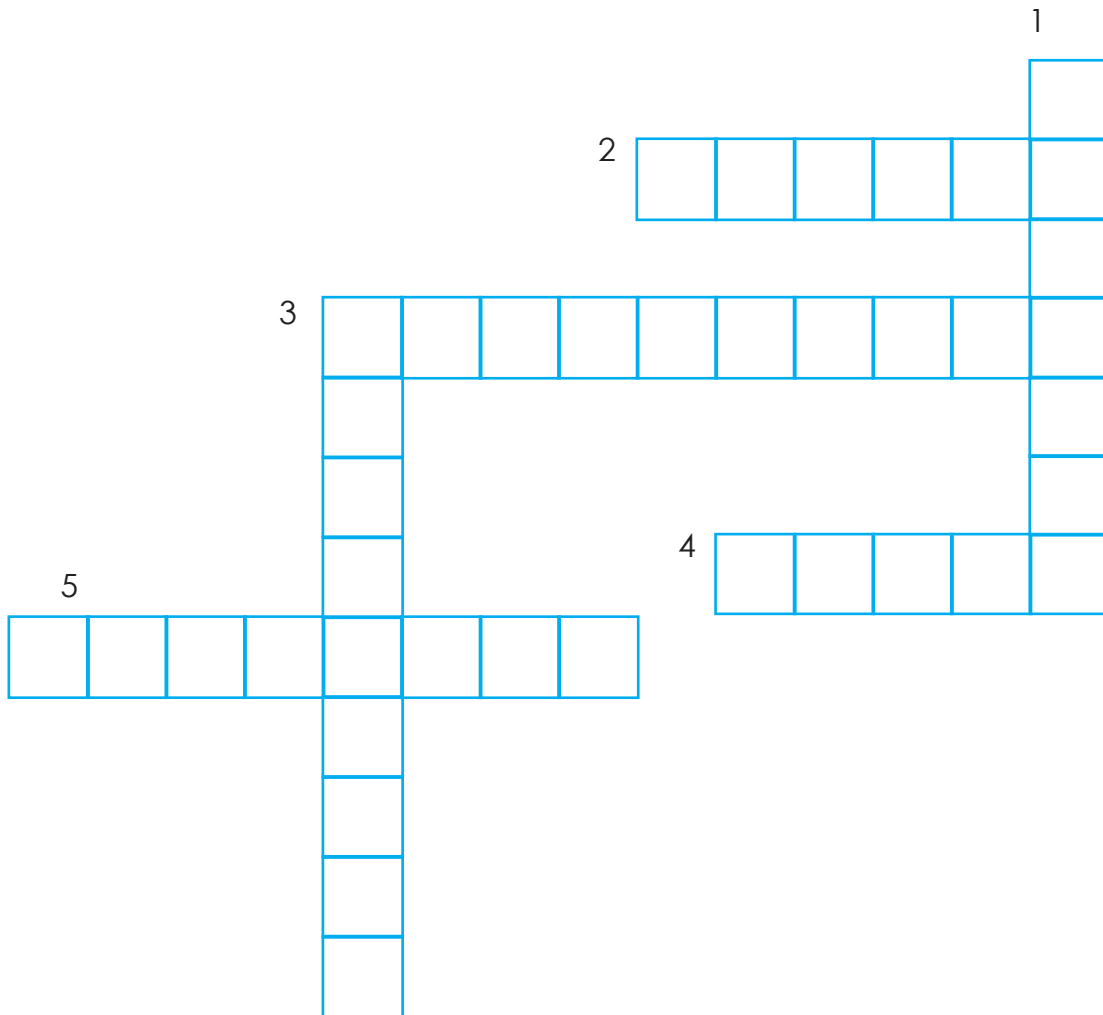
- a) CaO (óxido de calcio).
- b) O² (oxígeno).
- c) NaF (fluoruro de sodio).
- d) N₂O (óxido de di nitrógeno).
- e) NH₃ (amoníaco).

De los sólidos siguientes, marca los que son muy solubles en agua:

- a) Cobre (Cu).
- b) Cuarzo (SiO₂).
- c) Fluorita (CaF₂).
- d) Hierro (Fe).
- e) Silvina (KCl).



Enlaces



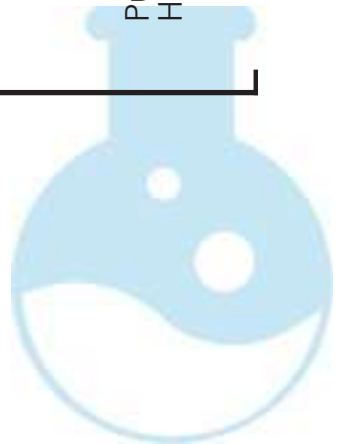
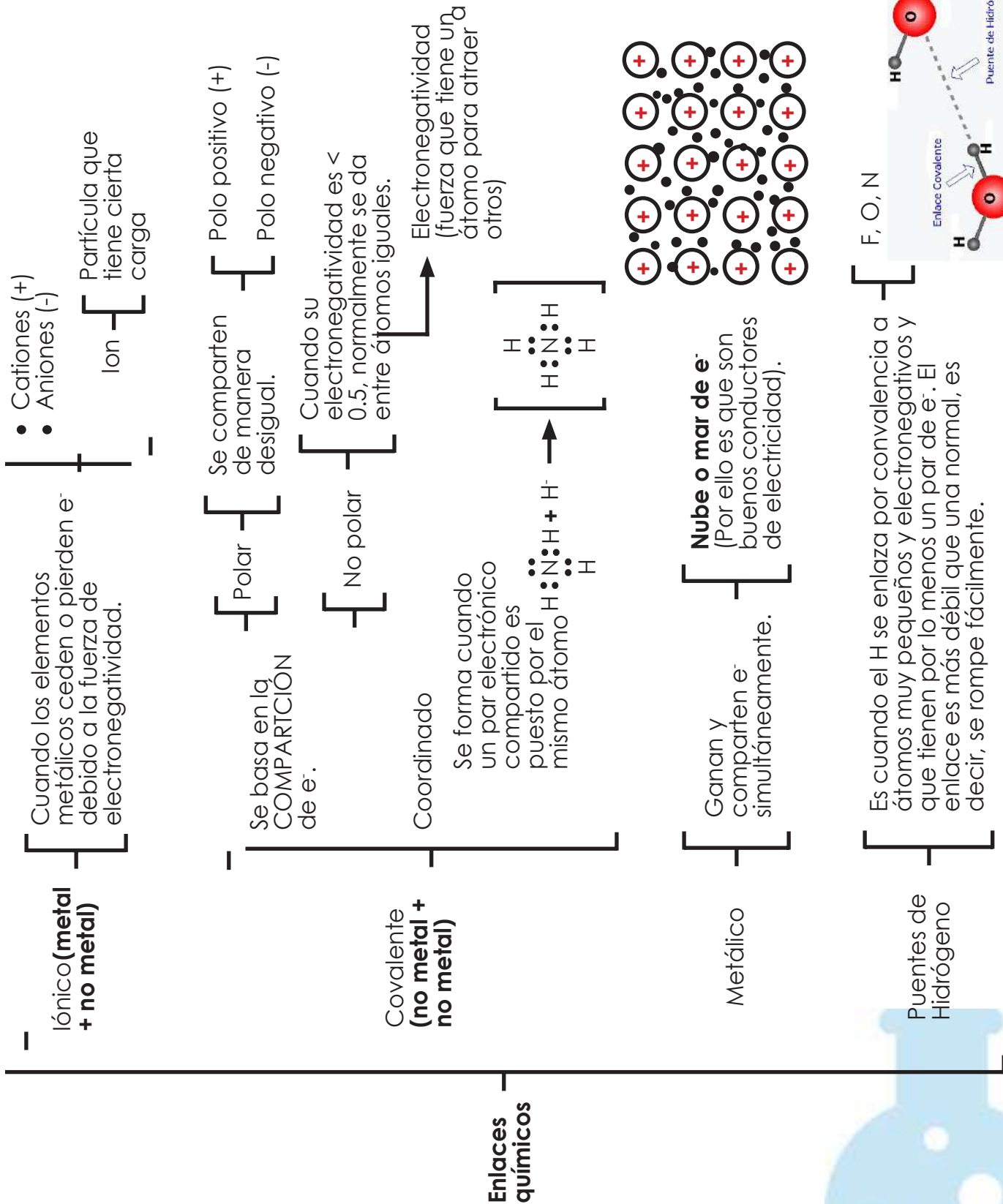
Horizontal

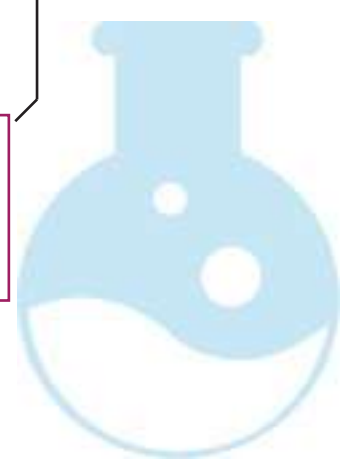
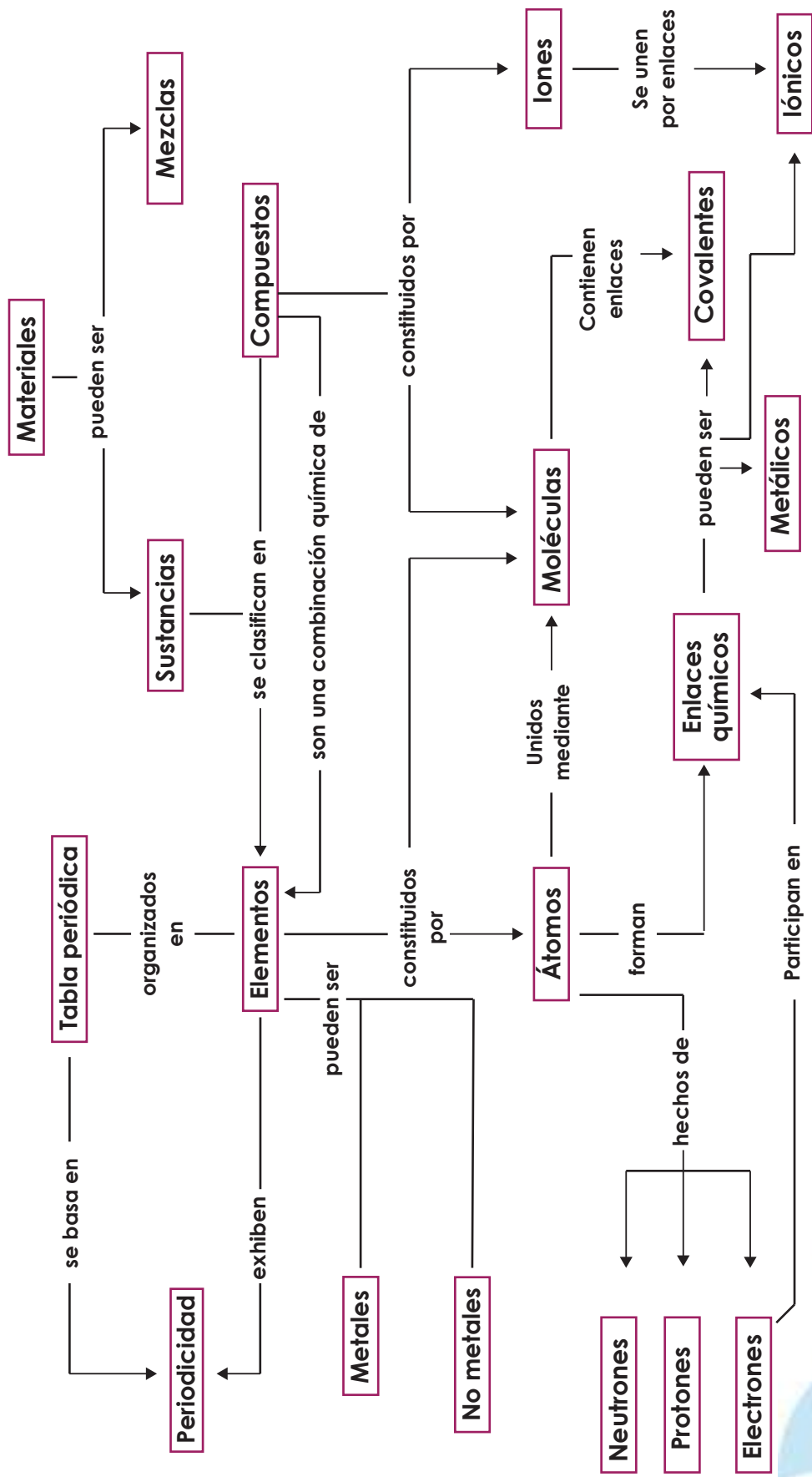
2. metal + no metal
3. Solo un elemento dona sus e⁻
4. Se comparten de manera desigual
5. Enlace entre metales

Vertical

1. La diferencia de electronegatividad es cero
3. metal + no metal





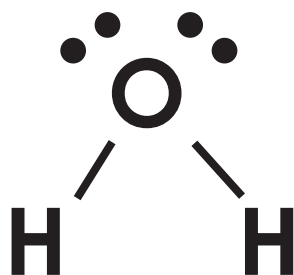


COMPUESTO EJEMPLAR DEL AGUA

El agua H_2O , es un ejemplo típico de un compuesto covalente molecular. Cada una de sus moléculas contiene dos átomos de hidrógeno unidos por enlaces covalentes a un átomo de oxígeno.

A temperatura ambiente es un líquido incoloro, inodoro e insípido. Una gran cantidad de sustancias sólidas, líquidas y gaseosas se disuelven en el agua y por eso se le denomina el **disolvente universal**.

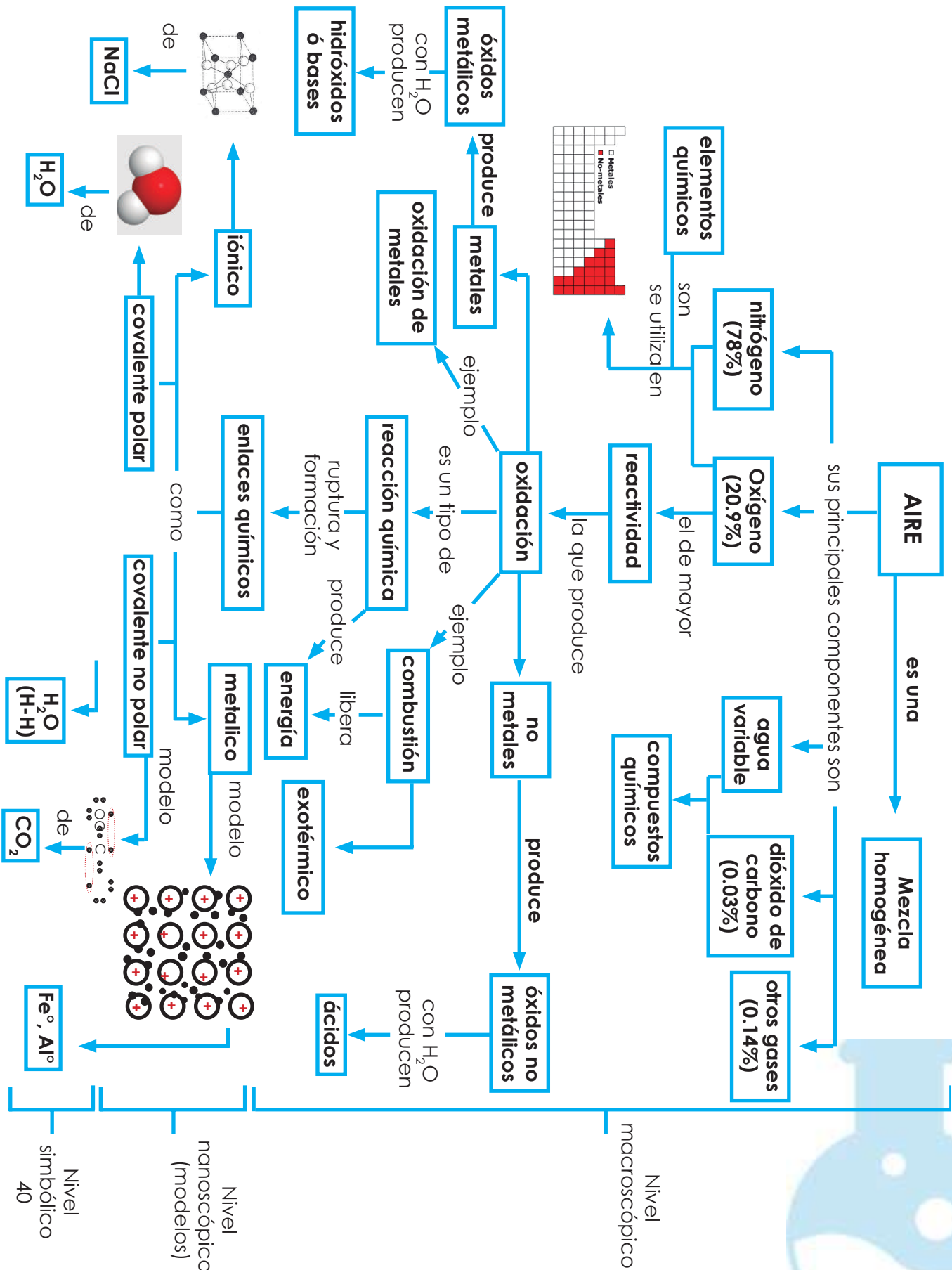
La tensión superficial, es más grande comparada con la de otros líquidos por que la fuerza de la atracción entre sus moléculas es mayor. Esto se debe a la estructura particular de su molécula. Mediante la estructura de Lewis se puede representar de la siguiente manera:



Esta representación muestra que el átomo de oxígeno tiene más electrones de valencia que los átomos de hidrógeno, como los electrones se repelen, los electrones de valencia en el oxígeno repelen a los electrones en los enlaces y hacen que la molécula adquiera una estructura angular.

A pesar de que se tiene el mismo número de cargas positivas y negativas, la forma en la que están distribuidas hacen que cada una de esas se acumule en cierta región, entonces se dice que la molécula de agua esta polarizada y que el agua es un compuesto polar.





REACCIÓN QUÍMICA

La identificación del tipo de cambio que experimenta las sustancias es importante pues nos ayuda a controlar estos procesos.

ECUACIÓN QUÍMICA

Una gran variedad de fenómenos y procesos naturales involucran la transformación química de las sustancias.

Veamos un ejemplo, como el proceso en el que las plantas absorben dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O) presente en el aire y la transforma en compuestos como la glucosa y en el que también se produce oxígeno (O₂). La ecuación quedaría de la siguiente manera.

Las ecuaciones químicas se escriben normalmente utilizando los símbolos químicos de las sustancias involucradas, y no sus nombres. Además se acostumbra escribir entre paréntesis, el estado de agregación en que se encuentra cada elemento o compuesto. Observa los siguientes ejemplos:

Reactivos \longrightarrow **Productos**



"En una reacción química los átomos no desaparecen, simplemente se ordenan de otra manera"



SIMBOLOGÍA

(g) Gas**Se desprende gas****(l) Líquido****Calor****(s) Sólido****Se forma un precipitado****(ac) Disolución acuosa****TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS**

El tipo y número de reactivos y productos que participan en una reacción química varía de una reacción a otra sin embargo muchas reacciones químicas comparten características similares. Veremos 4 tipos de reacciones:

Reacciones de Síntesis o Composición

En estas reacciones, dos o más elementos o compuestos se combinan, resultando en un solo producto.

*Reacciones de Descomposición o Análisis*

Estas reacciones son inversas a la síntesis y son aquellas en las cuales se forman dos o más productos a partir de un solo reactante, usualmente con la ayuda del calor o la electricidad.

*Reacciones de Desplazamiento o Sustitución Sencilla*

Estas reacciones son aquellas en las cuales un átomo toma el lugar de otro similar pero menos activo en un compuesto.



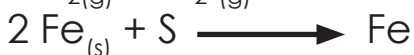
IDENTIFICA LOS TIPOS DE REACCIONES EN LAS SIGUIENTES ECUACIONES.





























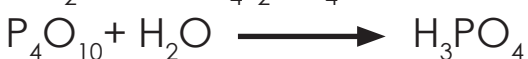




















EJERCICIO

Lee las siguientes frases y señala las evidencias que indican que ha ocurrido un cambio químico, subrayando la(s) palabra(s) correspondiente(s). Con una raya los reactivos y con doble raya los productos.

a) En la superficie de los pantanos arden burbujas de metano produciendo dióxido de carbono y agua. Además, durante este proceso emiten llamas azules, rojizas, verdosas o amarillentas.

b) El tremendo calor de los rayos solares ($30\,000^{\circ}\text{C}$) convierte el nitrógeno y el oxígeno del aire en monóxido y dióxido de nitrógeno.

c) Los objetos de plata se oscurecen porque la plata reacciona con el azufre que se encuentra en el aire formando una capa de sulfuro de plata.

d) Algunas tabletas efervescentes contienen bicarbonato de sodio y ácido cítrico los que, al disolverse en agua, reaccionan produciendo un intenso burbujeo, resultado de la formación de dióxido de carbono.

e) La patrocina y cadaverina, producto de la descomposición de las proteínas cuando un organismo muere, son las causantes del olor desagradable de un trozo de carne descompuesta.

f) La reacción entre el cloruro de plata y el ácido clorhídrico produce un precipitado de color blanco llamada cloruro de plata.

g) La combustión del acetileno en los sopletes genera el calor suficiente para soldar.



REACCIONES DE COMBUSTIÓN

Una reacción de combustión se lleva a cabo por la presencia de 3 componentes que deben estar presentes al mismo tiempo.

El combustible, el comburente y energía que inicia la reacción.



CUESTIONARIO

¿Cuál es el combustible más utilizado a nivel mundial?

Anota 4 combustibles que utilices en la vida cotidiana

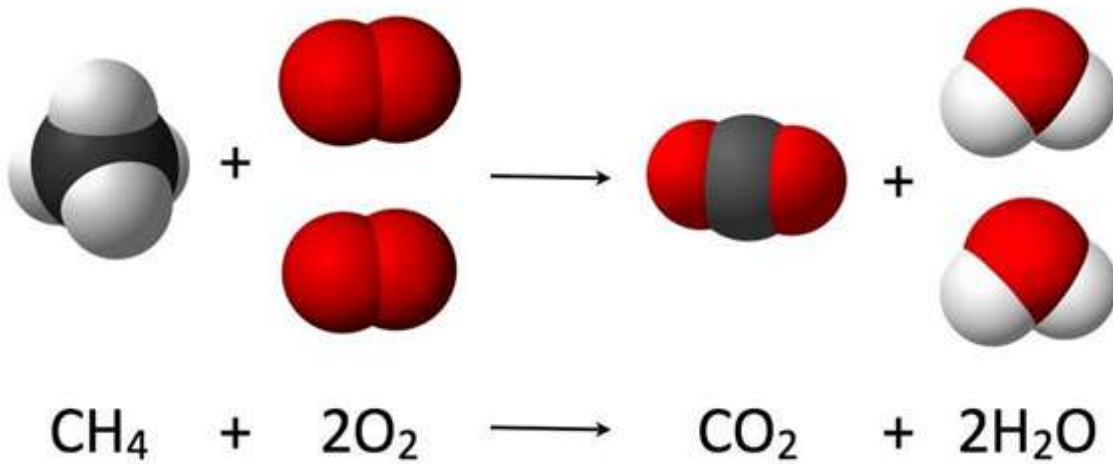
¿Qué componentes se requieren en forma simultánea para que ocurra la combustión?

¿Cuál es la sustancia que permite que la el combustible prenda o arda?



¿Qué productos se forman en una reacción de combustión?

¿Cuál es el gas contaminante de la combustión que produce el efecto invernadero?



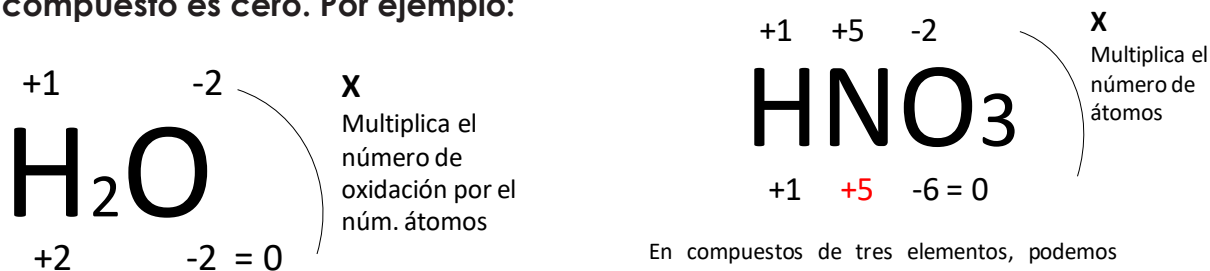
NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Cantidad de electrones que tiende a ceder o adquirir un átomo en una reacción química con otros átomos para poder cierta estabilidad.

"En las sustancias neutras, la suma algebraica de las cargas debe ser igual a cero".

REGLAS CONVENCIONALES

Regla 1. : La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos en la fórmula de un compuesto es cero. Por ejemplo:



En compuestos de tres elementos, podemos comenzar con los elementos que tienen un número de oxidación base, como lo es el Hidrógeno y Oxígeno y sacar el número de oxidación del Nitrógeno por default

Regla 2. : El número de oxidación de un átomo de un elemento sin combinarse es cero. (Este se indica mediante un cero escrito arriba y a la derecha del símbolo del elemento).

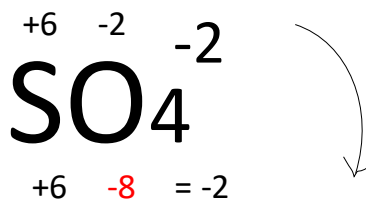
Regla 3. : Elementos del grupo 1A poseen número de oxidación +1, la familia IIA +2, familia IIIA +3

Regla 4. : El número de oxidación del oxígeno es -2 en la mayoría de los compuestos, pero en como ion peróxido es -1

Regla 5. : El número de oxidación del hidrógeno es +1, excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binario. En estos casos (p. e. LiH, NaH, CaH₂), su número de oxidación es -1.

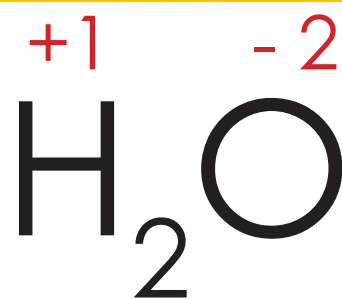
Regla 6. : El flúor tiene un número de oxidación de -1 en todos sus compuestos.

Regla 7. : Cuando un átomo en particular se convierte en un ion al ganar o perder electrones, su número de oxidación es el mismo que su carga. Por ejemplo:

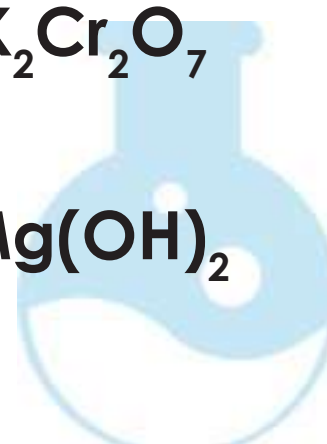


- En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga neta del ion. EN ESTE CASO LA CARGA NETA ES -2





$$+2 - 2 = 0$$





“A los elementos de los grupos 1,2 y 13 se les asigna el número de oxidación de +1,+2 y +3 respectivamente”. Anota SOLO el número de oxidación del elemento metálico.



NOMENCLATURA INORGÁNICA



Números de oxidación

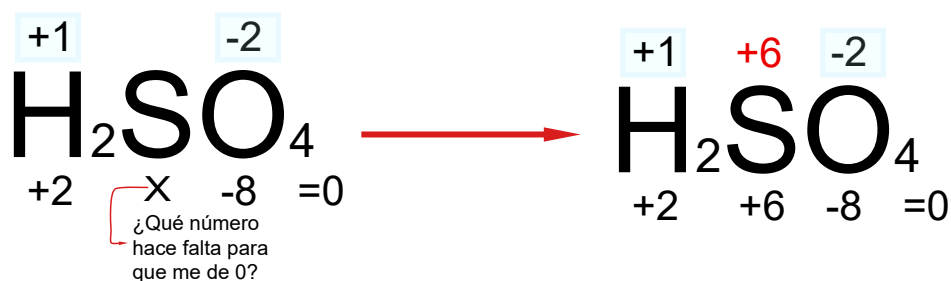
Indica si un átomo gana o pierde uno o más electrones al combinarse químicamente.
Usos:

- Se emplea en la nomenclatura química
- Se utiliza en el balanceo de ecuación por el método de redox

Las reglas que debemos seguir para calcularlo son:

1. El hidrogeno tiene un numero de oxidación de +1 (por lo general)
2. El oxígeno tiene un numero de oxidación de -2 (por lo general)
3. Los elementos del grupo IA, IIA y IIIA tienen un numero de oxidación de +1, +2 y +3, respectivamente
4. Los halógenos o elementos del grupo VIIA que se combinan con metales para formar sales binarias trabajan con -1
5. Los elementos en estado natural (sin combinarse con otro) tienen un numero de oxidación de 0
6. La suma de los estados de oxidación en un compuesto es 0, ya que es eléctricamente neutra
7. La suma de los estados de oxidación de un radical es igual a la carga eléctrica del radical

Ejemplos. Determina el estado de oxidación de los elementos que constituyen la siguiente formula: H_2SO_4



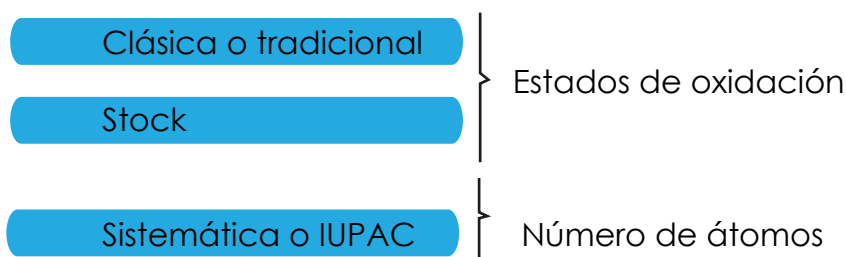
Nomenclatura

Conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar todos los elementos o compuestos.

Formula química

Representación de un compuesto química que nos indica el número de átomos o de moles de átomos de cada elemento que hay en un compuesto.

Tipos de nomenclatura



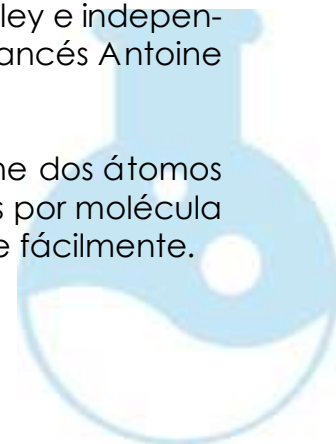
Estado o números de oxidación

Cantidad de electrones que tiende a ceder o adquirir un átomo en una reacción química con otros átomos para poder tener cierta estabilidad.

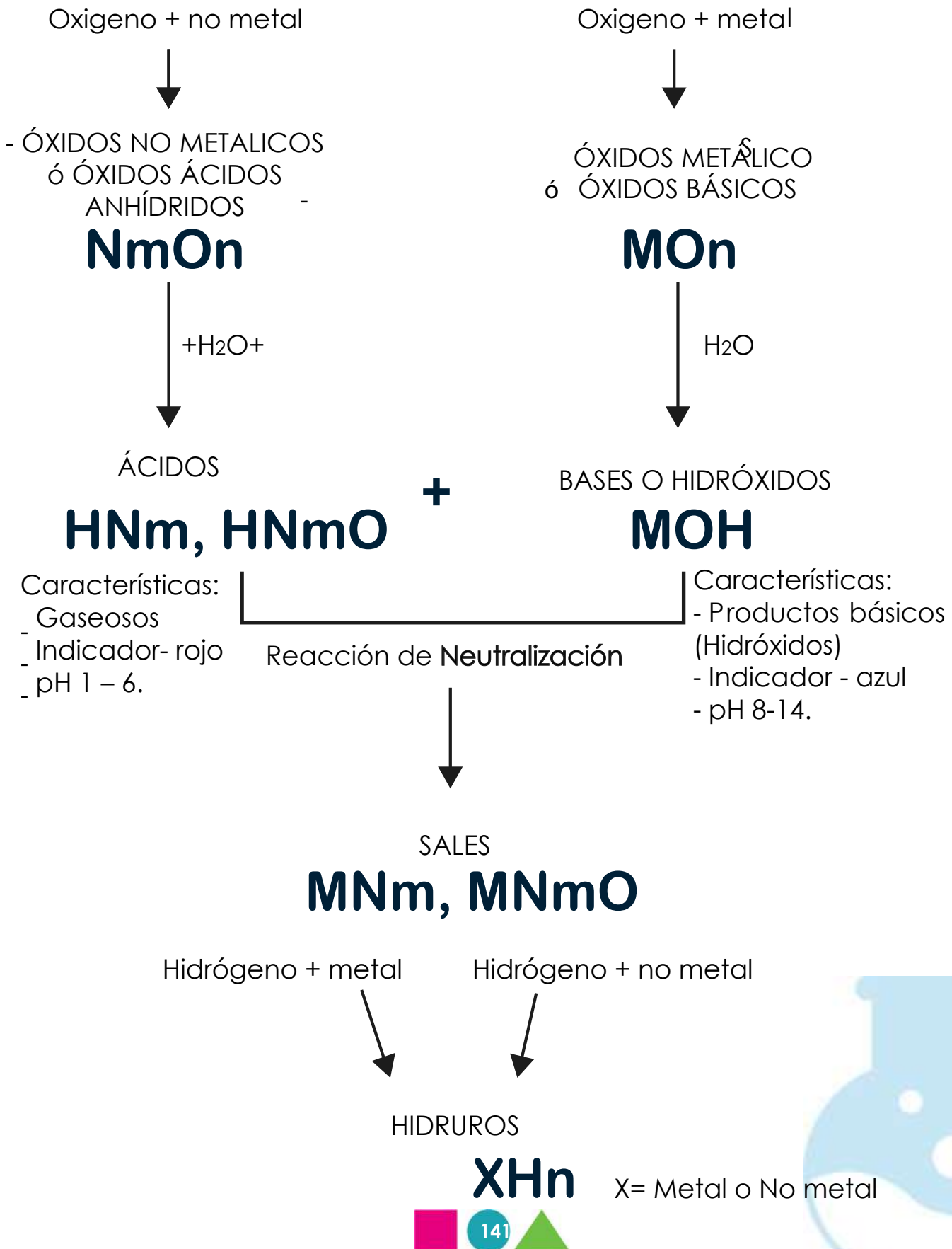
REACCIÓN DE LOS METALES Y NO METALES CON OXÍGENO

El oxígeno fue descubierto en 1774 por el químico británico Joseph Priestley e independientemente por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele; el químico francés Antoine Laurent Lavoisier demostró que era un gas elemental.

Se conocen tres formas estructurales: el oxígeno ordinario, que contiene dos átomos por molécula y cuya fórmula es O_2 ; el ozono, que contiene tres átomos por molécula (O_3), y una forma no magnética azul pálida, el O_4 , que se descompone fácilmente.



Funciones



Óxidos metálicos

Los constituyen **metal y oxígeno** **MO_n**

Función + de + nombre del elemento + (se indica con un número romano el estado de oxidación del metal)

Stock Óxidos metálicos (con un solo número de oxidación) para designarlos se coloca la palabra "óxido" seguida de la preposición "de" y el nombre del metal. Ejemplos:

+1	Na ₂ O	óxido de sodio
+2	CaO	óxido de calcio

NO SE COLOCA EL NÚMERO DE OXIDACIÓN ENTRE PARANTESIS POR QUE TIENE UN SOLO NÚMERO DE OXIDACIÓN.

Óxidos metálicos (con numero de oxidación variable): utilizan varios números de oxidación. Por ejemplo, Fe²⁺, Fe³⁺. Para este tipo de nomenclatura, se sigue el mismo procedimiento antes mencionado, pero en este caso se coloca el número de oxidación en números romanos entre parentesis.

+2	FeO	óxido de fierro (II)
+3	Fe ₂ O ₃	óxido de fierro (III)
+1	HgO	óxido de mercurio (II)

SI SE COLOCA EL NÚMERO DE OXIDACIÓN ENTRE PARANTESIS POR QUE TIENE DOS O MÁS NÚMEROS DE OXIDACIÓN.

NOMBRA LOS SIGUIENTES ÓXIDOS METÁLICOS CON NOMENCLATURA STOCK.

1. CuO _____
2. TiO₂ _____
3. Ni₂O₃ _____
4. Au₂O₃ _____
5. MgO _____
6. Fr₂O _____
7. Cu₂O _____
8. Li₂O _____
9. SnO _____
10. BaO _____
11. PbO₂ _____
12. CaO _____



Clásica o tradicional

Para designarlos se coloca la palabra "óxido" seguida del nombre del metal con la terminación "ico" para el que trabaje con el número mayor de oxidación y "oso" para el que trabaje con el menor número de oxidación.

EL ELEMENTO TIENE UN SOLO NÚMERO DE OXIDACIÓN, SE LE AGREGA LA TERMINACIÓN "ICO". Ejemplo:

SI	+2	FeO	óxido ferroso
	+3	Fe ₂ O ₃	óxido férrico

RAÍCES DE ALGUNOS ELEMENTOS

Fe - ferr	N - nitr
S - sulf/sulfur	P - fosfor
Cu- cupr	Pb- plumb
Ag- argent	Sb- antimon
As - arse	Se- sele

NOMBRA LOS SIGUIENTES ÓXIDOS METÁLICOS CON NOMENCLATURA TRADICIONAL.

1. CuO _____
2. TiO₂ _____
3. Ni₂O₃ _____
4. Au₂O₃ _____
5. MgO _____
6. Fr₂O _____
7. Cu₂O _____
8. Li₂O _____
9. SnO _____
10. BaO _____
11. PbO₂ _____
12. CaO _____



Óxidos no metálicos o anhídridos

SISTEMÁTICA O IUPAC

NmOn

Están constituidos por un

Para designarlos se pone un prefijo de cantidad (el cual nos indica el número de oxígenos disponibles) a la palabra "óxido", seguido de la preposición "de" y el nombre del no metal.

Prefijos de cantidad:

- Mono: uno
- Di: dos
- Tri: tres
- Tetra: cuatro
- Penta: cinco
- Hexa: seis
- Hepta: siete
- Octa: ocho
- Nona: nueve
- Deca: diez

También se les puede nombrar colocando la palabra "anhídrido" y el nombre del no-metal con la terminación "oso" para el que trabaje con el menor número de oxidación e "íco" para el que trabaje con el número mayor de oxidación (NOMENCLATURA TRADICIONAL). Ejemplos.

	SISTEMÁTICA
CO	monóxido de carbono
CO ₂	dióxido de carbono
P ₂ O ₃	trióxido de difósforo

NOMBRA LOS SIGUIENTES ÓXIDOS METÁLICOS CON NOMENCLATURA SISTEMÁTICA.

1. NO _____
2. SO₂ _____
3. SO₃ _____
4. I₂O₅ _____
5. N₂O₃ _____
6. Fr₂O _____
7. Br₂O _____
8. Cl₂O₅ _____



Hidroxidos o bases

Los constituyen un metal y un radical llamado hidróxido (OH⁻).

MOH

De acuerdo a las reglas antes mencionadas, estos son algunos ejemplos del nombre de estos compuestos con las tres diferentes nomenclaturas.

	STOCK	CLÁSICA O TRADICIONAL	SISTEMÁTICA O IUPAC
Fe(OH) ₃	hidróxido de fierro (III)	hidróxido ferrico	trihidróxido de fierro
HgOH	hidróxido de mercurio (II)	hidróxido mercurico	monohidróxido de mercurio
NaOH	hidróxido de sodio	hidróxido sodico	monohidróxido de sodio
Cu(OH) ₂	hidróxido de cobre (II)	hidróxido cúprico	dihidróxido de cobre

NOMBRA LOS SIGUIENTES HIDRÓXIDOS O BASES CON LOS TRES TIPOS DE NOMENCLATURA VISTOS.

	STOCK	CLÁSICA O TRADICIONAL	SISTEMÁTICA O IUPAC
1. Zn(OH) ₂			
2. Al(OH) ₃			
3. LiOH			
4. Cd(OH) ₂			
5. Mn(OH) ₃			
6. Hg(OH) ₂			
7. Ca(OH) ₂			
8. Be(OH) ₂			
9. FrOH			
10. Mg(OH) ₂			

Ácidos

Existen dos tipos: hidrácidos y oxácidos.

Hidrácidos



Los constituyen hidrogeno y un no-metal (casi siempre un halógeno).

Nomenclatura: se coloca la palabra "ácido" seguida del nombre del no-metal, con la terminación "hídrico".

nombre del
no metal

Ejemplos.

	SISTEMÁTICA
HCl	Ácido clorhídrico
HBr	Ácido bromhídrico
HF	Ácido fluorhídrico
HI	Ácido yodhídrico

Oxácidos

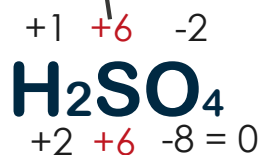


Los constituyen hidrogeno, un no metal y oxígeno.

Nomenclatura: se coloca la palabra "ácido", seguida del prefijo u sufijo según el estado de oxidación del no metal. De acuerdo a la siguiente tabla.

Observa el ejemplo.

Número de oxidación	Prefijo	Sufijo
1, 2	Hipo	oso
3, 4	-----	oso
5, 6	-----	ico
7	Per	ico



Sacar número de oxidación del no metal

Por lo tanto el nombre de este compuesto es :

Ácido sulfurico



NOMBRA LOS SIGUIENTES ÁCIDOS CON LA NOMENCLATURA VISTA.

Ácidos

Existen dos tipos: hidrácidos y oxácidos.

Hidrácidos

HNm

1. H_2S _____

2. HBr _____

3. H_2Te _____

4. HCN _____

5. H_2Se _____

Oxácidos

HNmO

1. HClO _____

2. HClO_2 _____

3. HClO_3 _____

4. HClO_4 _____

5. HIO _____

6. H_3PO_4 _____

7. HNO_3 _____

8. HBrO_2 _____

9. HBrO_4 _____

10. HBrO_4 _____



Reacción de neutralización

Las sales se forman a partir de la reacción de ácidos y bases.



Sales neutras

Son compuestos formados por la reacción de un ácido con un hidróxido formando sal y agua. Entre las sales neutras se encuentran las binarias y las ternarias. Cuando reacciona un ácido con un hidróxido para formar una sal neutra se combinan todos los cationes hidrónico (H^+) con todos los iones hidróxilo (OH^-), los cuales forman el agua, mientras que los iones restantes de la reacción forman una sal.

Sales binarias



Formadas por un metal y un no metal. Cuando el no metal es un halógeno, reciben el nombre de haluros o sales haloidéas.

El nombre del no metal con el sufijo -uro como nombre genérico y el nombre del metal como nombre específico.

Ejemplos

Sales terciarias



Son compuestos formados por un metal + no metal + oxígeno. La denominación de las sales proviene del nombre del ácido que las origina.

Siguiente pagina

	STOCK	CLÁSICA O TRADICIONAL	SISTEMÁTICA O IUPAC
NaCl	cloruro de sodio	cloruro sodico	monocloruro de sodio
CaF ₂	fluoruro de calcio	fluoruro calcico	difluoruro de calcio
Na ₂ S	sulfuro de disodio	sulfuro sodico	monosulfuro de disodio
FeCl ₃	cloruro de hierro (III)	cloruro ferrico	tricloruro de hierro

Sales terciarias

MNmO

Sales oxiacidas es la combinación de un metal, un no metal y oxígeno.

Nomenclatura: se nombra el ácido del cual proviene y la terminación "oso" se cambia por "ito" e "ico" se cambia por "ato", a continuación, la preposición "de", seguida del nombre del metal. Ejemplo. Na_2SO_4 sulfato de sodio, KNO_3 nitrato de potasio.

Número de oxidación	Prefijo	Sufijo	Para sales:
1, 2	Hipo	oso	→ ito
3, 4	-----	oso	→ ito
5, 6	-----	ico	→ ato
7	Per	ico	→ ato

Proviene del ácido:		STOCK	CLÁSICA O TRADICIONAL
H_2SO_4 →	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	sulfato de hierro (III)	sulfato ferrico
HNO_2 →	AgNO_2	nitrito de plata	nitrito argentic
H_2SO_4 →	Na_2SO_4	sulfato de sodio	sulfato sodico
H_3PO_4 →	Na_3PO_4	fosfato de sodio	fosfato sodico



ANIONES⁻ (Elementos o grupo de elementos con carga negativa)

A continuación se muestran algunos iones

MONOATÓMICOS			POLIATÓMICOS		
Procede	Ión	Nombre de ión	Procede	Ión	Nombre del ión
HF	F ⁻	Fluoruro	HNO ₂	NO₂⁻	Nitrito
HCl	Cl ⁻	Cloruro	HNO ₃	NO₃⁻	Nitrato
HI	I ⁻	Yoduro	H ₂ TeO ₃	TeO₃²⁻	Telurito
HBr	Br ⁻	Bromuro	H ₂ TeO ₄	TeO₄²⁻	Telurato
H ₂ S	S ²⁻	Sulfuro	H ₃ PO ₃	PO₃³⁻	Fosfito
			H ₃ PO ₄	PO₄³⁻	Fosfato
			HCO ₃	CO₃⁻	Carbonato
			H ₂ SO ₃	SO₃²⁻	Sulfito
			H ₂ SO ₄	SO₄²⁻	Sulfato
			H ₂ CrO ₄	CrO₄²⁻	Cromato
			H ₃ AsO ₄	AsO₄³⁻	Arseniato
			H ₃ SiO ₄	SiO₄³⁻	Silicato
			H ₂ SeO ₃	SeO₃²⁻	Selenito
			H ₂ SeO ₄	SeO₄²⁻	Selenato
			HMnO ₄	MnO₄⁻	Manganato
			H ₃ BO ₃	BO₃³⁻	Borato ←
			HBrO	BrO⁻¹	Hipobromito
			HBrO ₂	BrO₂⁻¹	Bromito
			HBrO ₃	BrO₃⁻¹	Bromato
			HBrO ₄	BrO₄⁻¹	Perbromato



Sales neutras

Sales binarias

MNm

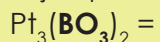
	STOCK	TRADICIONAL	SISTEMATICA
NaCl			
LiBr			
Ni ₃ N ₂			
FeF ₃			
MnBr ₂			
AlF ₃			
CaI ₂			
PbS ₂			

Sales terciarias

MNmO

Recuerda buscar el anión en negritas en la tabla de iones.

Ejemplo:



Borato de Platino (II)
ó Borato Platinoso

	STOCK	TRADICIONAL	
Na NO ₃			
Cu ₂ SO ₄			
Co SiO ₃			
K BrO ₃			
Ca CO ₃			
Cu CrO ₄			
Na ₂ SO ₃			
Na ₂ MnO ₄			
Mg ₃ (PO ₄) ₂			

Sales ácidas

Es la combinación de un metal, hidrogeno, no metal y oxígeno. Se nombra de manera semejante a las oxisales, solamente se indica el número de hidrógenos presentes, con el prefijo bi-, tri-, a ntes de la palabra "ácido". Ejemplo. NaHSO_4 sulfato ácido de sodio, KH_2PO_4 fosfato diácido de potasio.

Sales básicas

Se forman cuando en una reacción de neutralización existe un exceso de hidróxido con respecto al ácido.

Las sales básicas son aquellas que en su estructura poseen algún ion básico como el hidróxido (OH). Algunos ejemplos son el MgCl(OH) (hidroxicloruro de magnesio), el $\text{CaNO}_3(\text{OH})$ y el Mg(OH)NO_3 (nitrato básico de magnesio).

Sales mixtas

Las sales mixtas son compuestos que resultan de sustituir los hidrógenos de un ácido por átomos metálicos distintos de hidróxidos. Si una sal contiene dos cationes, el que tiene la carga más baja se escribe primero y se nombra después del anión; de otra manera la nomenclatura es la misma como para otras sales.

Ejemplos.

KCaPO_4 fosfato de potasio y calcio; $\text{Na}_2\text{Ca(SO}_4)_2$ sulfato disódico de calcio.



Hidruros



En los hidruros el hidrógeno trabaja con carga de -1

Un hidruro es un compuesto químico inorgánico (es decir, que no tiene carbono) formado por hidrógeno y ya sea un elemento metálico o no metálico.

Hidruros metálicos

MH_n

	STOCK	TRADICIONAL	
FeH ₃	hidruro de hierro (III)	hidruro ferrico	trihidruro de hierro
HgH	hidruro de mercurio (II)	hidruro mercurico	monohidruro de mercurio
NaH	hidruro de sodio	hidruro sodico	monohidruro de sodio
CuH ₂	hidruro de cobre (II)	hidruro cúprico	dihidruro de cobre

	STOCK	TRADICIONAL	SISTEMATICA
CaH ₂			
AgH			
CrH ₂			
FeH ₂			
AlH ₃			

Hidruros no metálicos

NmH_n

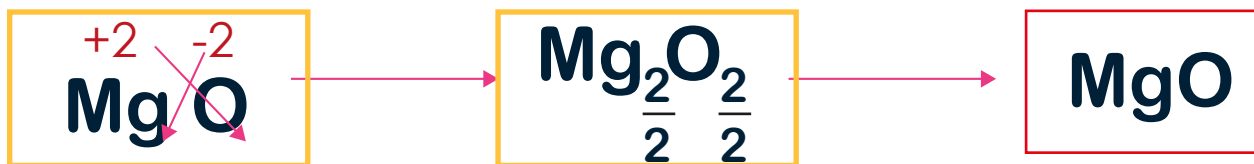
Los hidruros no metálicos reciben nombres triviales es decir, nombre común, vulgar, o popular por el cual una especie es conocida, y que no sigue las reglas de nomenclatura antes mencionadas. Ejemplos.

	NOMBRE TRIVIAL
NH ₃	Amoníaco
NH ₄ ⁺	Ión amonio
PH ₃	Fosfina

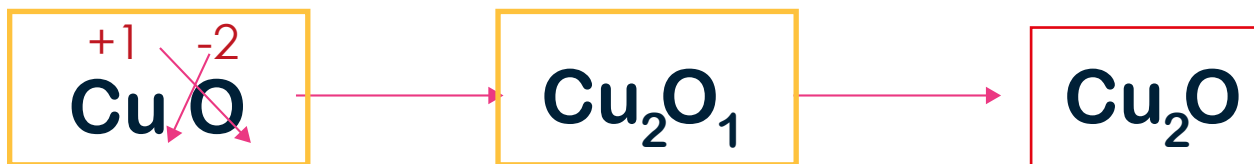
	NOMBRE TRIVIAL
AsH ₃	Arsina
SbH ₃	Estibina
CH ₄	Metano

!Ahora al revesj

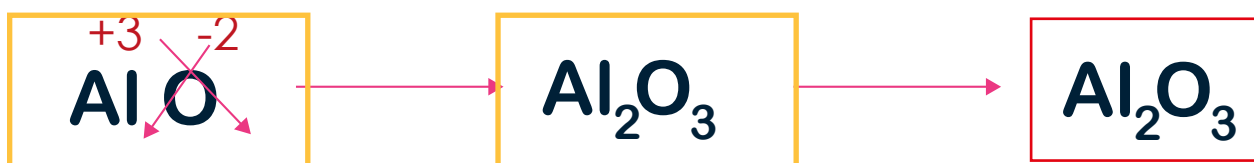
Oxido de magnesio



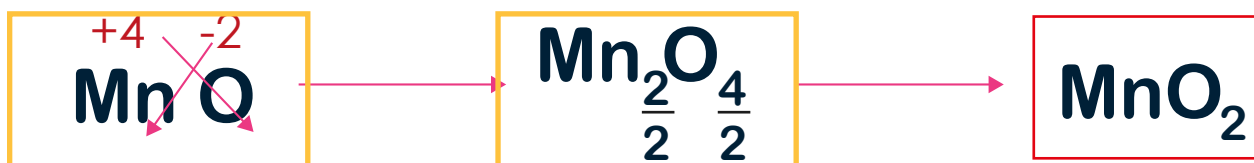
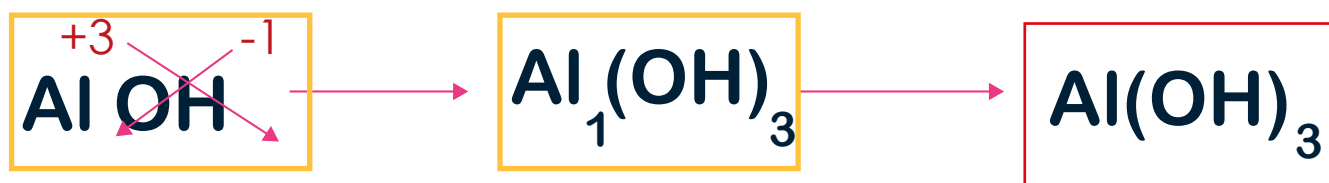
Oxido de cobre (I)



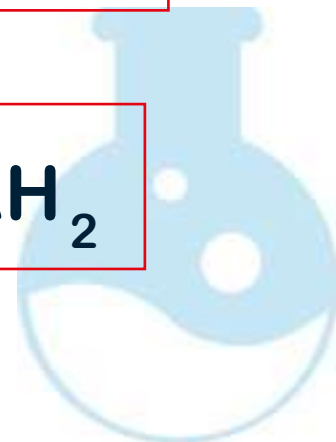
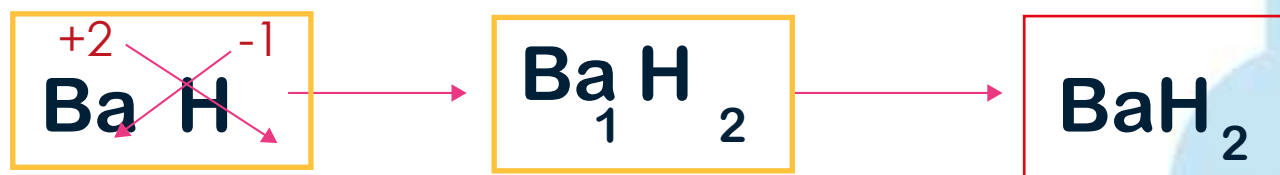
Oxido de aluminio



Oxido de manganeso (IV)

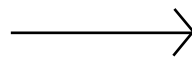
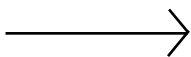
Hidróxido de aluminio (OH)⁻¹

Bromuro de calcio

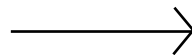
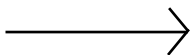
Hidruro de bario H⁻¹

!Ahora al revés!

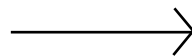
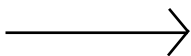
Óxido de platino (II)



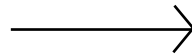
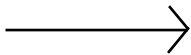
Óxido de berilio



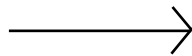
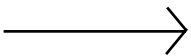
Óxido de manganeso (III)



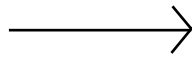
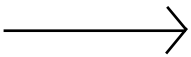
Hidróxido de francio



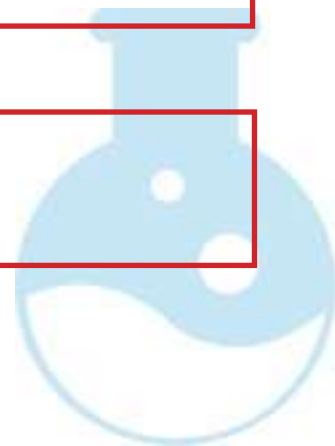
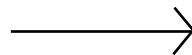
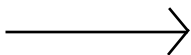
Óxido de zinc



Hidrúro de manganeso (III)



Hidrúro de calcio



CÁLCULO DE PESO MOLECULAR (PM)

El peso molecular es la suma de las masas atómicas de todos los átomos de una molécula de un compuesto específico. El peso atómico de un elemento lo puedes encontrar en la tabla periódica. **LA MASA SE REDONDEA.** Calcula el peso molecular de los siguientes compuestos.

Por ejemplo:

1

H

Hidrógeno

1,00794

8

O

Oxígeno

15,999



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

	Masa atómica		no. átomos	=	
H:	1	X	2	=	2
O:	16	X	1	=	<u>16</u>
					18uma

Uma: Unidad de masa atómica



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
			PM =



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
			PM =



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
			PM =



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
			PM =



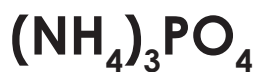
LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
			PM =



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
			PM =



Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
PM =			



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
PM =			



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
PM =			



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
PM =			



LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
PM =			



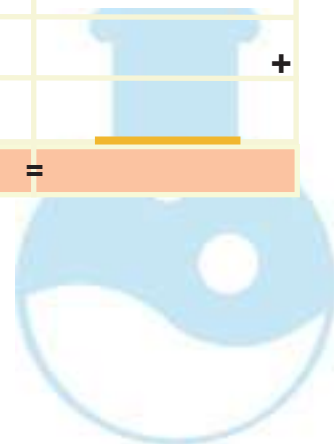
LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
PM =			

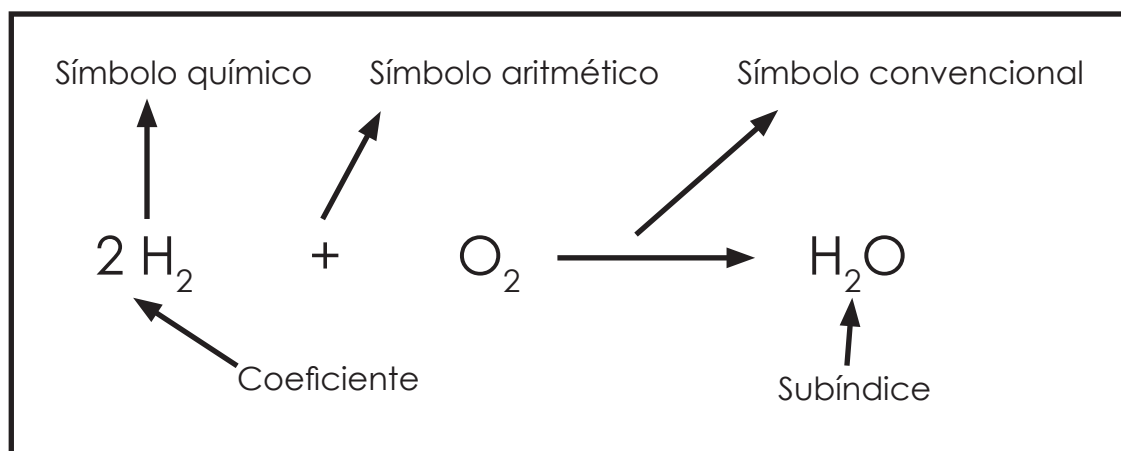


LO ENCUENTRAS EN LA TABLA PERIÓDICA

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Masa total de los átomos
		X	
		X	+
		X	
PM =			



Veamos
la siguiente ecuación



Te preguntarás ¿Cómo es posible tener dos átomos de oxígeno al principio y tres átomos de este elemento al final del proceso?

Lo que sucede es que esta ecuación está incompleta, por ello se colocan unos números al principio del compuesto llamados **coeficientes estequiométricos**, para ajustar la ecuación esta indica en qué proporción intervienen en la reacción las cantidades (número de moles). Esto es asegurar que el mismo número de cada tipo de átomos exista antes y después del proceso.

Si esta no estuviera balanceada violaría el principio de conservación de la masa enunciado por Lavoisier en el siglo XVIII.

Este enunciado establece:

"LA MASA INICIAL DE LOS REACTIVOS DEBE SER IGUAL A LA MASA TOTAL DE LOS PRODUCTOS."



BALANCEO POR TANTEO.

El procedimiento para balancear una ecuación consiste en realizar una serie de pasos que conduzcan a igualar la cantidad de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Uno de los métodos empleados es conocido como balanceo por tanteo o por inspección.

1.- No se deben cambiar los símbolos o fórmulas de los reactivos, ni de los productos.

2.- iniciar el balanceo igualando la cantidad de átomos de los elementos metálicos mediante el uso de los coeficientes adecuados.

3.- en caso de no haber metales, comenzar con la molécula más compleja a los no metales diferentes al hidrógeno y oxígeno, procurando dejar al final del ajuste a los átomos de dichos elementos.

4.- verificar que los coeficientes empleados den el mismo número de átomos de cada tipo en ambos lados de la ecuación.

EJEMPLO:



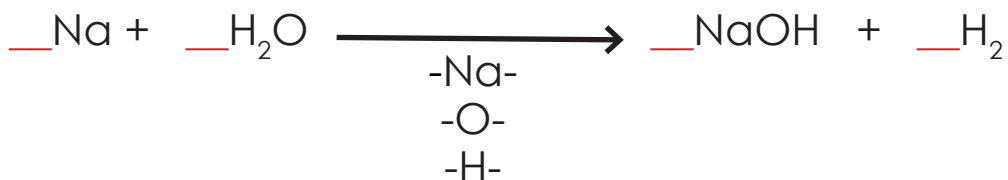
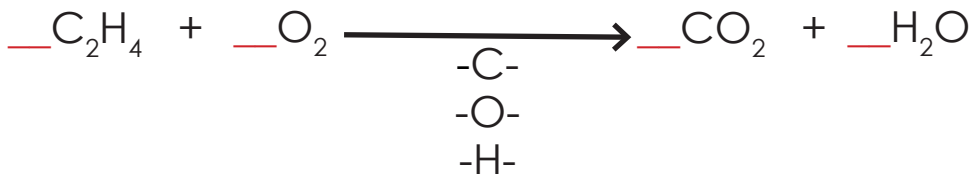
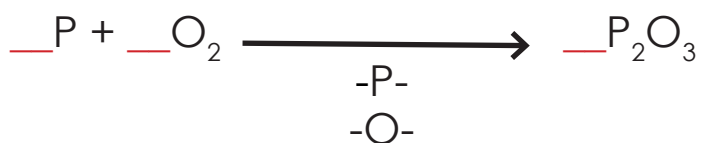
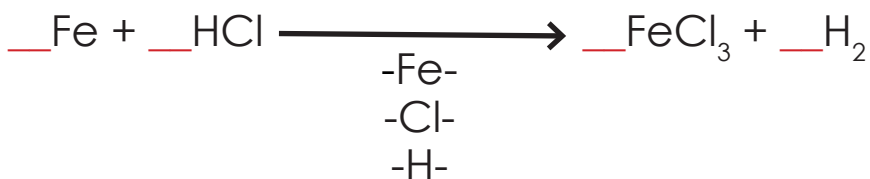
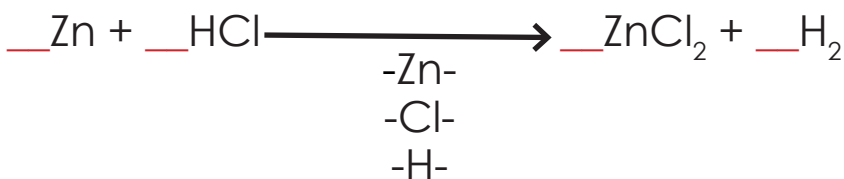
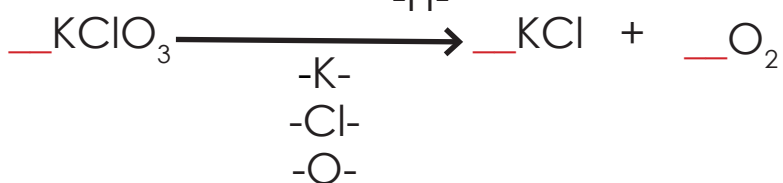
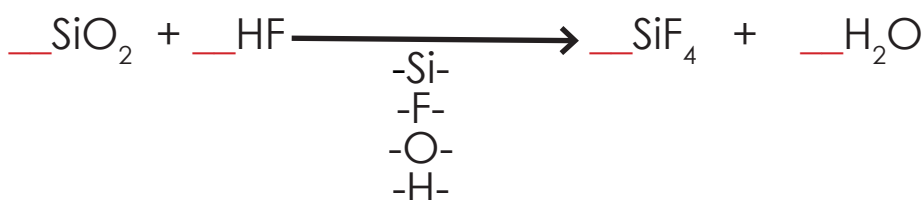
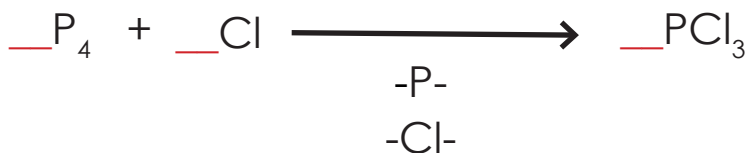
2 K 2

2 Cl 2

6 O 6



BALANCEA LAS SIGUIENTES ECUACIONES.



BALANCEA LAS SIGUIENTES ECUACIONES.

Ahora tu coloca la lista de elementos involucrados en la reacción.



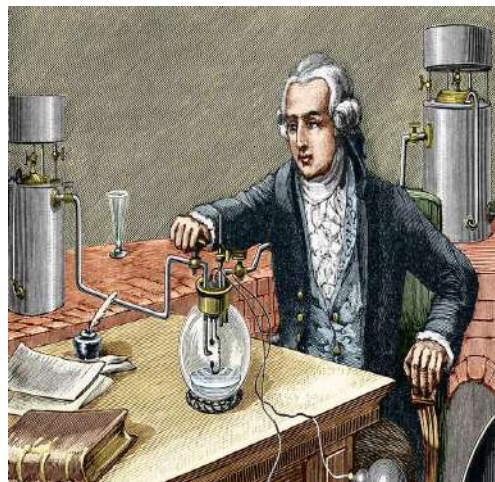
BALANCEA LAS SIGUIENTES ECUACIONES.



Otra gran revolución en Química

Las técnicas experimentales, las ideas y modelos desarrollados en esos periodos de la historia de la Química, se consideran revolucionarios porque generaron cambios drásticos en la forma de trabajar y pensar en la disciplina.

La primera gran revolución de la Química la describimos en el Bloque 1 y se produjo entre los años 1770 y 1790, motivada por los trabajos de Lavoisier. Este periodo marcó el nacimiento de la química experimental cuantitativa, en la que la realización de mediciones sistemáticas y cuidadosas se convirtió en requisito fundamental para determinar la composición química de las sustancias. Este trabajo dio nacimiento al Principio de conservación de la masa.



La segunda gran revolución analizada en el Bloque 2 de nuestro libro se produjo entre 1830 y 1870, cuando los químicos lograron sistematizar su conocimiento sobre las propiedades de los elementos químicos y reconocieron sus propiedades periódicas.

Por supuesto, Mendeleiev se identifica como el padre de esta revolución de la Química, aunque muchos otros científicos contribuyeron al establecimiento de la tabla periódica y al desarrollo del conocimiento que en ella se condensa. Como resultado se estableció la Ley periódica.

La tercera gran revolución de la Química se inició alrededor de 1855 y se extendió hasta la primera mitad del siglo XX. Mientras que la primera revolución Química tuvo que ver con la composición química de las sustancias y la segunda con caracterización y organización de sus propiedades, la tercera revolución dio lugar a los modelos atómicos y moleculares que en la actualidad utilizamos para explicar y predecir la composición, propiedades y estructura de los materiales.

En esta tercera etapa en la historia de la Química es difícil identificar a una sola persona que, como Lavoisier o Mendeleiev en su época, represente al iniciador o motor detrás de los cambios. Por el contrario, una gran cantidad de personas contribuyeron al desarrollo de las ideas en este periodo. Algunos de ellos, Frankland, Kekulé y Van't Hoff, ya los hemos mencionado. Estos científicos le dieron cuerpo, forma y vida a las moléculas e introdujeron una forma de representar y visualizar el mundo sub microscópico sin la que no existiría la Química moderna.

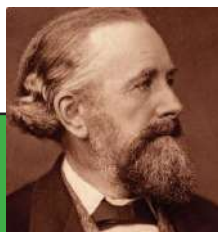




1789 Lavoisier publica su Tratado elemental de Química, en el que describe la **Ley de conservación de la masa**.



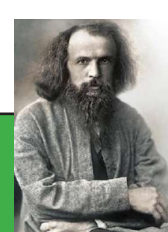
1808 Dalton introduce su teoría atómica.



1852 Frankland Propone que los elementos químicos tienen una capacidad de combinación, o valencia, determinada.



1865 Kekulé propone que el carbono tiene una capacidad de combinación (valencia) igual a 4



1869 Mendeleev publica su famosa tabla periódica.

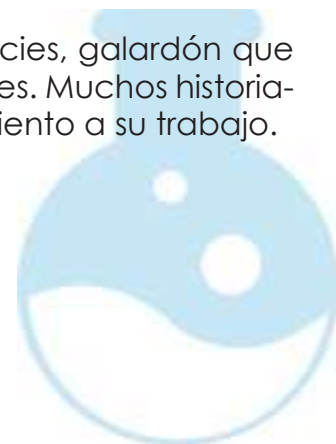
1770 1780 1790 1800 1810 1820 1830 1840 1850 1860 1870

EDAD MODERNA

EDAD CONTEMPORÁNEA

En la primera mitad del siglo XX, el trabajo de tres químicos, Gilbert Lewis (1875-1946), Irving Langmuir (1881-1957) y Linus Pauling (1901-1994), permitió explicar y predecir la estructura y geometría molecular con base en las interacciones entre las partículas fundamentales que componen los átomos: electrones y protones. Las ideas de estos científicos estuvieron fuertemente influenciadas por las investigaciones que físicos y químicos hicieron sobre la estructura atómica entre 1895 y 1925, y que daría a luz la Teoría Cuántica de la Materia.

En 1916, Gilbert Lewis publicó un artículo de gran importancia en el que introdujo sus diagramas y estructuras de puntos para explicar cómo los electrones externos de un átomo determinan la valencia de los elementos. En este trabajo, Lewis propuso que los enlaces covalentes en las moléculas se producían cuando los átomos compartían partes de electrones, y postuló la Regla del octeto para explicar la reactividad química de las sustancias con base en la estructura electrónica de sus átomos. Las ideas de Lewis fueron retomadas y ampliadas por Langmuir, quien demostró su gran potencial para explicar y predecir la estructura de las sustancias. Desafortunadamente, la relación personal entre estos dos científicos nunca fue muy buena. Langmuir recibió el Premio Nobel de Química en 1932 por sus trabajos en Química de superficies, galardón que nunca fue otorgado a Lewis a pesar de la importancia de sus contribuciones. Muchos historiadores consideran que Lewis sufría de depresión por la falta de reconocimiento a su trabajo.





1874 Van't Hoff idealiza la idea de la simetría molecular para explicar las propiedades de las sustancias químicas.



1916 Lewis publica sus ideas sobre el enlace químico covalente



1932 Pauling introduce el concepto de electronegatividad para explicar la polaridad de los enlaces químicos.



1939 Pauling publica el libro La naturaleza del enlace químico, donde aplica la idea de la teoría atómica moderna al estudio de las moléculas.



Linus Pauling, por su parte, es considerado quizás el químico más importante del siglo XX. Sus contribuciones al entendimiento de la estructura molecular y la naturaleza del enlace químico fueron también extraordinarias. Pauling utilizó las nuevas ideas de la Mecánica Cuántica sobre estructura atómica para describir y explicar la formación del enlace químico. Este científico demostró que el enlace covalente y el enlace iónico pueden considerarse como dos extremos en una escala continua de distintos enlaces químicos. Para justificar sus ideas, Pauling introdujo el concepto de electronegatividad como una medida de los átomos para atraer a los electrones en un enlace. Este concepto ha resultado de gran utilidad para explicar y predecir la estabilidad y reactividad química de las sustancias. Pauling recibió el Premio Nobel de Química en 1954 y, ocho años más tarde, se le otorgaría el Premio Nobel de la Paz por su lucha contra las pruebas nucleares.

El análisis de las revoluciones de la Química ilustra la naturaleza tentativa e inacabada del conocimiento científico, el cual evoluciona bajo la influencia de la sociedad en que se desarrolla. Lavoisier vivió y pereció bajo el terror que siguió a la Revolución Francesa. Lewis, Langmuir y Pauling vivieron en un mundo que sufrió y precensió el impacto de dos guerras mundiales. Algunos de sus trabajos contribuyeron a la industria de la guerra, otros fomentaron la paz y la equidad entre la gente y las naciones.



TERCERA REVOLUCIÓN DE LA QUÍMICA

Muchas de las ideas actuales sobre el enlace químico entre los átomos fueron propuestas por primera vez por el químico estadounidense **Gilbert Lewis** (1875-1946). Propuso que la capacidad de combinación de los elementos se encuentra relacionada con el número de electrones de valencia de sus átomos e ideó diagramas y representaciones de átomos.

Sus ideas se pueden resumir en el siguiente principio:

“Cuando diferentes átomos interactúan con otros, el producto más estable es aquel en el que cada átomo participante tiene 8 electrones de valencia adquiere el mismo número de electrones que el gas noble más parecido a el número de protones. Esto puede lograrse si los átomos ganan, pierden o comparten sus electrones de valencia”

Este principio se conoce como **la Regla del octeto**.

RAPIDEZ DE REACCION Y CATALIZADORES

Las miles de reacciones que ocurren a nuestro alrededor, se producen con una rapidez determinada. Algunas ocurren muy rápidamente otras tardan años en completarse.

Los químicos han descubierto formas de alterar o controlar la rapidez de las reacciones químicas, entre las cuales se encuentra modificar la concentración de los reactivos o cambiar la temperatura.

Otra forma en que se puede modificar la rapidez de las reacciones es haciendo uso de los **catalizadores**.

Estas sustancias aceleran la reacción sin combinarse químicamente con los reactivos, así, al final del proceso los catalizadores quedan inalterados pueden recuperarse para ser usados de nuevo.

MOL COMO UNIDAD DE MEDIDA

Como el número de partículas que hay en las muestras de sustancias que manejamos día con día en el laboratorio es gigantesco, además de que en el laboratorio o en la industria no se trabaja con símbolos o números, se trabaja con sustancias concretas, que se palpan se idearon formas de resolver este problema, que requirieron más de 300 años de investigaciones de los químicos más brillantes, entre los que se encuentran Amadeo Avogadro (1776-1856) y Stanislao Cannizzaro (1826-1910).

EL resultado de estos esfuerzos fue el establecimiento de una nueva medida que ha facilitado enormemente la vida los químicos.



Se denomina número o constante de Avogadro o Mol.

$N_A = 6.023 \times 10^{23}$ partículas

El mol es de suma importancia, ya que es con que se mide la cantidad de sustancia sin olvidar que es una de las unidades fundamentales del Sistema Internacional de Unidades (S.I.) y es, probablemente, la unidad más característica de la Química. Y es tan útil porque permite "contar" átomos o moléculas determinando la masa de una sustancia.

A la masa de un mol de partículas de una sustancia se le llama **masa molar**.

Por ejemplo, la masa molar del carbono es 12g /mol y la masa molar del hidrogeno atómico es 1.01 g/mol. Las masas molares de los elementos químicos son fáciles de obtener con la información de la tabla periódica. Tan solo hay que expresar en gramos, la masa relativa reportada en la tabla.

EQUIVALENCIAS

1 mol ----- PM (g)

1 mol ----- 6.023×10^{23}

1 mol ----- 22.4 L

PM ----- 6.023×10^{23}

PM ----- 22.4 L

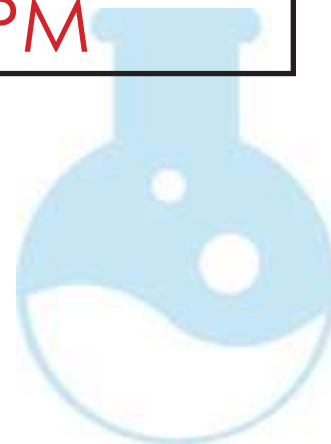
CALCULO DE MOLES, ÁTOMOS Y GRAMOS

Es la relación que existe entre la masa de una sustancia expresada en gramos y su masa molar.

Es un número entero y fraccionario que no tiene unidades y su expresión matemática es la siguiente:

FÓRMULA

$$n = \frac{m}{PM}$$



1. ¿Cuántos moles de aluminio hay en 135g de dicho metal?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

2. ¿ Calcula el número de moles que hay en 50g de Na.

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

3. ¿Cuántos moles de aluminio hay en 350 g NaNO_3 ?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

4. Calcula la cantidad de gramos que hay en 0.8 mol de Na

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

5. Calcula la masa de 5 moles de agua.

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado



6. ¿Cuántos gramos hay en 23 moles de Al?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

7. Calcula el número de átomos que hay en 0.5 moles de Na.

Sustitución y resultado

8. Calcular la cantidad de átomos que hay en 100g de C.

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

9. Calcular cantidad de átomos de O que hay en 0.25 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

X

10. ¿Cuántas moléculas de propano C_3H_8 , hay en 100g de dicho gas?

Datos

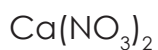
Fórmula

Sustitución y resultado



CUESTINARIO

Calcula la masa molar de la siguientes sustancias y contesta las siguientes preguntas.



a) ¿Cuál es la masa equivalente a 3 moles?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

b) ¿Cuál es la masa equivalente a 0.4 moles?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado

c) Si un mol de cualquier sustancia contiene 6.022×10^{23} ¿Cuántas partículas estarán presentes en 0.5 moles?

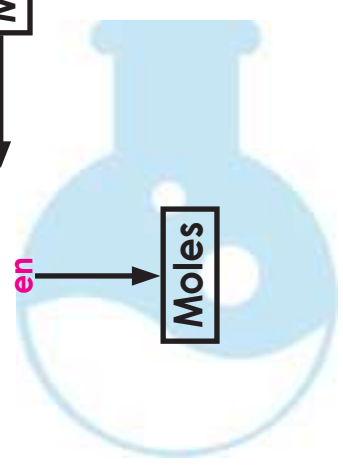
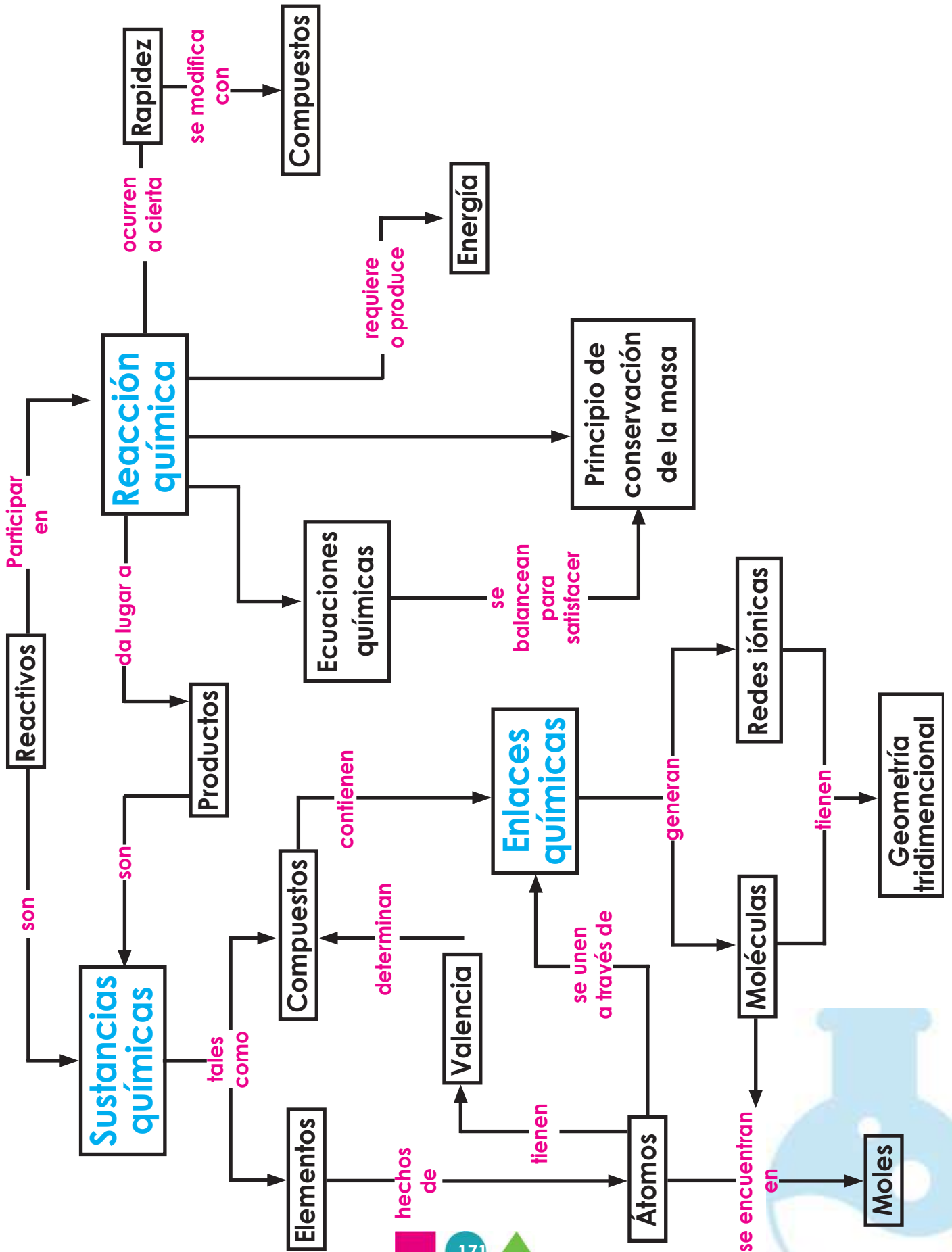
d) Si hay 50g de esa sustancia, ¿a cuántos moles equivalen?

Datos

Fórmula

Sustitución y resultado





ÁCIDOS BASES

Los ácidos las bases y las sales conducen a la electricidad cuando se disuelven en agua. A las sustancias que tienen esta propiedad se les denomina electrolitos. La mayoría de las sustancias covalentes no conducen la electricidad a disolverse en agua y se clasifican como no electrolitos.

Hubo tres químicos que propusieron teorías acerca de los ácidos y bases y su comportamiento, aquí tenemos un resumen

Teoría	Arrhenius	Brönsted-Lowry	Lewis
Definición de ácido	Cede H ⁺ en agua	Cede H ⁺	Captadores e ⁻
Definición de base	Cede OH ⁻ en agua	Acepta H ⁺	Donador de e ⁻
Neutralización	Formación de agua	Transferencia de H ⁺	Formación de enlace covalente coordinado
Ecuación	$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$	$HA + B^- \rightarrow A^- + BH$	$A^+ + B^- \rightarrow A-B$
Limitación	Solo soluciones acuosas	Solo transferencia de H ⁺	Teoría general



ÁCIDOS Y BASES FUERTES Y DÉBILES

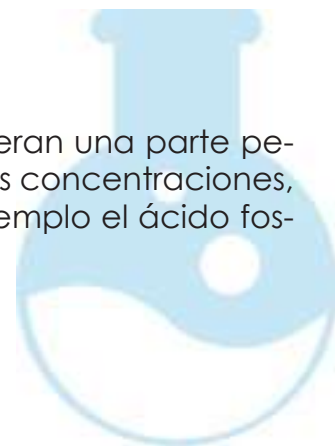
Ácidos fuertes: Se disocian completamente cuando se disuelven en agua, por tanto, ceden a la solución una cantidad de iones H^+ .

Ácido	Fórmula
Perclórico	$HClO_4$
Sulfúrico	H_2SO_4
Yodhídrico	HI
Bromhídrico	HBr
Clorhídrico	HCl
Nítrico	HNO_3

Bases fuertes: se disocia completamente, da todos sus iones OH^- . Son las bases de los metales alcalinos y los alcalinotérreos. Ejemplos hidróxido de sodio, de potasio. Pueden llegar a ser muy corrosivas en bajas concentraciones.

Bases Fuertes	Fórmula
Hidróxido de Litio	LiOH
Hidróxido de sodio	NaOH
Hidróxido de potasio	KOH
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$
Hidróxido de estroncio	$Sr(OH)_2$
Hidróxido de bario	$Ba(OH)_2$

Ácidos débiles: no se disocian completamente con el agua, es decir, liberan una parte pequeña de sus iones H^+ . Los ácidos débiles no suelen causar daños en bajas concentraciones, pero por ejemplo el vinagre concentrado puede causar quemaduras. Ejemplo el ácido fosfórico, ácido sulfhídrico.



Ácidos débiles: no se disocian completamente con el agua, es decir, liberan una parte pequeña de sus iones H^+ . Los ácidos débiles no suelen causar daños en bajas concentraciones, pero por ejemplo el vinagre concentrado puede causar quemaduras. Ejemplo el ácido fosfórico, ácido sulfhídrico.

NEUTRALIZACIÓN

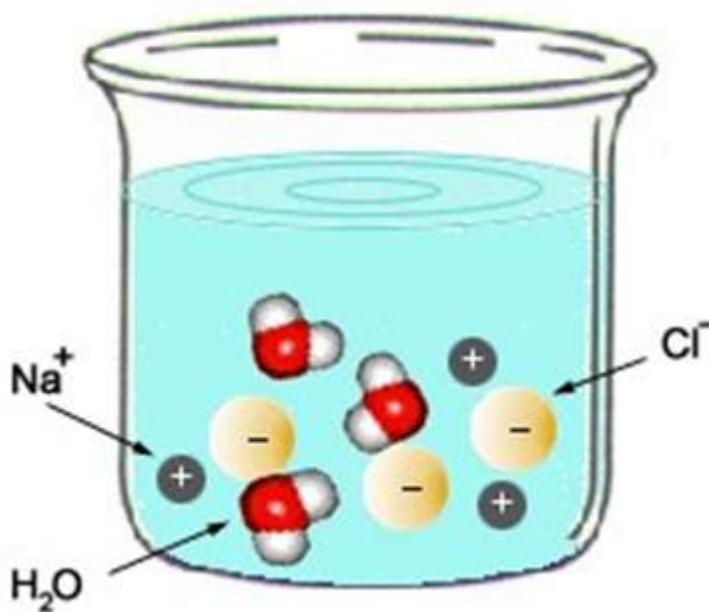
Una reacción de neutralización se lleva a cabo al combinar un ácido con un base en general producen un hidróxido formando agua y sal.

ÁCIDO + BASE → SAL + AGUA

Por ejemplo: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

Cuando se obtiene esto se dice que la sal es "neutra".

Las soluciones acuosas son buenas conductoras de la energía eléctrica, debido a los electrolitos, que son los iones positivos y negativos de los compuestos que se encuentran presentes en la solución.



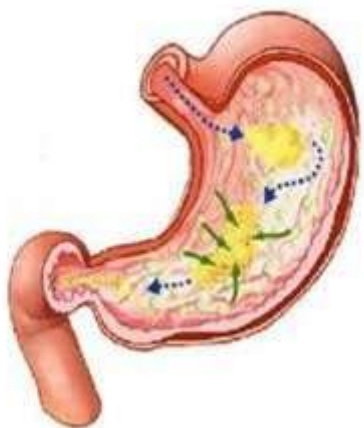
VIDA COTIDIANA

No se puede decir, que los ácidos y las bases nos sean sustancias extrañas, todos hacemos uso de ellas a diario, y no es de exclusivo uso en laboratorios como se podría llegar a pensar. Cotidianamente utilizamos sustancias cuyo uso precisamente radica en lo ácido o básicas que son.

Frutas y alimentos de uso común: Muchos de estos alimentos contienen ácidos en su composición. Por ejemplo las naranjas, limones, pomelos y en general las conocidas como frutas cítricas contienen el ácido cítrico, de ahí su nombre.



Si hablamos de los yogures, éstos contienen el famoso ácido láctico y otro alimento ácido por excelencia es el vinagre, el cual en su composición cuenta con el ácido acético.



También es conocido el ácido clorhídrico el cual, junto a otras sustancias, lo podemos encontrar formando parte del jugo gástrico de nuestros estómagos, en donde realiza la función esencial de la digestión de los alimentos que ingerimos, y además también actúa activando enzimas digestivas. Se han hecho estudios que calculan que una persona adulta produce a diario entre dos y

tres litros de jugo gástrico, con un pH ácido de entorno a 1,5, con una concentración del 0.4%.

En cuanto a los productos de limpieza, es de uso común la utilización de sustancias con contenido en amoníaco (NH_3), el cuál es una base débil. Por otro lado, la sosa cáustica o el hidróxido de sodio, son bases fuertes que se utilizan con frecuencia para la limpieza de cañerías. Todos los productos por lo general, se encuentran muy concentrados, por lo que deben ser utilizados con precauciones.

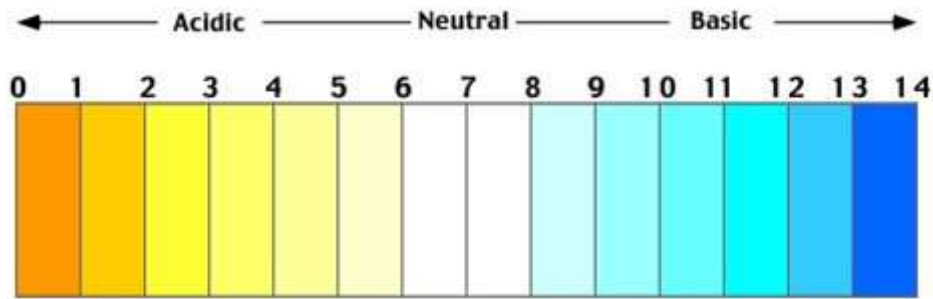


Los productos de higiene corporal, como pueden ser los champús o geles de baño, suelen mostrarnos claramente el pH que contienen, pues la acidez que tengan estas sustancias pueden influenciar en la óptima salud de nuestra piel o cabello. **pH**

La estrategia más exitosa fue propuesta por Soren Sorensen en 1909 mientras investigaba el efecto de la concentración de iones sobre la estabilidad de proteínas.

Como la concentración de iones H^+ era muy importante, introdujo la ahora famosa escala de pH.

El pH, abreviatura de Potencial Hidrógeno, es un parámetro muy usado en química para **medir el grado de acidez (ácido) o alcalinidad (base)** de las sustancias. Esto tiene enorme importancia en muchos procesos tanto químicos como biológicos.



Es un factor clave para que muchas reacciones se hagan o no.



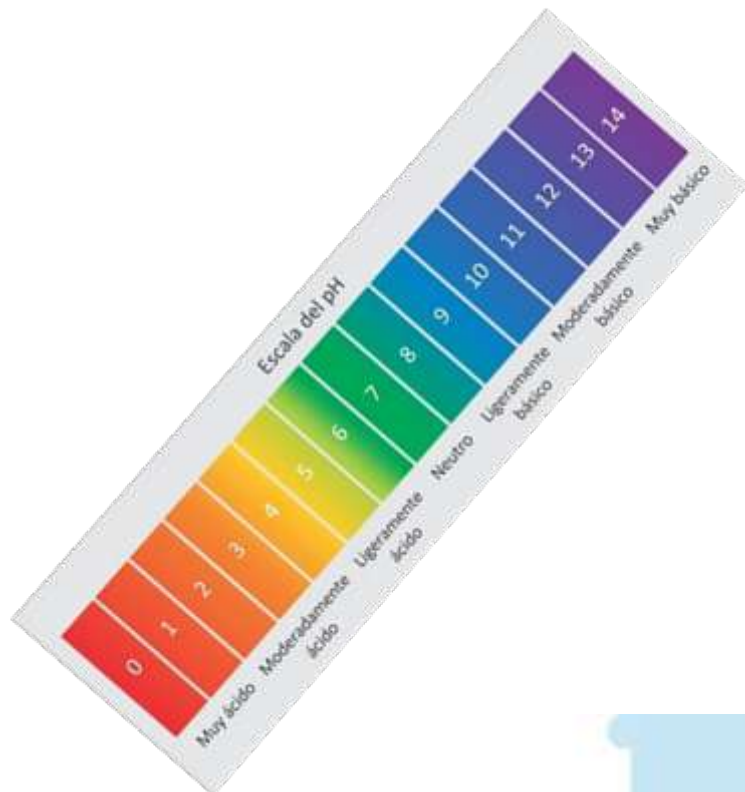
Por lo expuesto el pH tiene enormes aplicaciones.

En biología las enzimas responsables de reacciones bioquímicas tienen una actividad máxima bajo cierto rango de pH. Fuera de ese rango decae mucho su actividad catalítica.



Nuestra sangre tiene un pH entre 7,35 y 7,45. Apenas fuera de ese rango están comprometidas nuestras funciones vitales.

Son ácidas las disoluciones con pH menores que 7 (el valor del exponente de la concentración es mayor, porque hay más iones en la disolución) y alcalinas las de pH superiores a 7. Si el disolvente es agua, el pH = 7 indica neutralidad de la disolución.



INDICADORES

Actualmente, El valor del pH se puede medir de forma precisa mediante un **potenciómetro**, también conocido como pH metro, n instrumento que mide la diferencia de potencial entre dos electrodos: un electrodo de referencia, y un electrodo de vidrio que es sensible al ion de hidrógeno.



El pH de una disolución se puede medir también de manera aproximada empleando indicadores, tales como el conocido papel fenolftaleína, más conocido como **papel tornasol**, que presentan diferente color según el pH

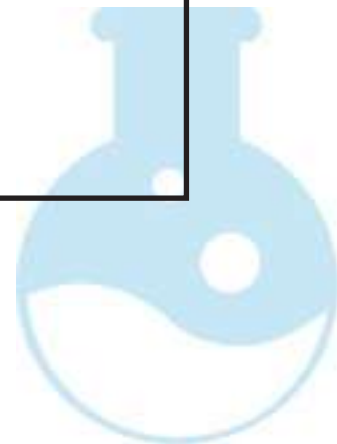


Otros indicadores: colorantes que normalmente se obtienen de plantas, algunos de ellos son el naranja de metilo o la fenolftaleína.

El pH determina muchas características notables tales como el comportamiento de células y organismos.



	ÁCIDOS	BASES
Definición	Son sustancias de sabor agrio que reaccionan con los metales produciendo hidrógeno, y cambian el color del papel tornasol a un tono rojo-anaranjado, que se utilizan para reconocerlos	Cualquier sustancia que en disolución acuosa aporta iones OH^- al medio.
Propiedades	<ul style="list-style-type: none"> * Reacciona con los metales disolviéndolos y desprendiendo hidrógeno gaseoso. * Reacciona con los carbonatos (como el mármol) disolviéndolos y desprendiendo dióxido de carbono. * Cambia la tonalidad de los indicadores (como, por ejemplo, cuando vuelve rojo el papel tornasol). * Puede ser sólido o líquido. * Puede tener sabor agrio o ácido. * Neutraliza las bases. * En disolución acuosa tiene un pH menor que 7. 	<ul style="list-style-type: none"> * Poseen un sabor amargo característico. * No reaccionan con los metales. * Sus disoluciones conducen la corriente eléctrica. * Azulean el papel de tornasol. * Reaccionan con los ácidos (neutralizándolos) * La mayoría son irritantes para la piel. * Tienen un tacto jabonoso.



ACTIVIDAD

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
1	Q	S	Y	P	B	O	R	U	X	Z	Q	A	E	A	S	N	A
2	J	O	I	F	A	J	C	Y	E	F	B	Z	O	L	K	M	O
3	E	O	I	E	E	P	N	P	Q	M	V	U	O	C	E	R	G
4	R	E	L	N	M	H	E	V	I	K	O	F	A	A	I	E	C
5	F	Y	J	O	F	N	T	L	M	Y	A	H	O	L	E	E	A
6	O	C	Q	F	I	N	R	Y	T	N	O	C	G	I	J	I	B
7	D	V	U	T	Y	Y	R	K	E	O	A	I	I	N	H	Y	P
8	X	E	U	A	U	U	S	E	P	J	R	H	X	O	V	E	D
9	M	E	B	L	D	W	S	O	X	M	B	N	W	B	R	T	K
10	U	U	Y	E	C	A	E	C	O	H	E	Q	A	H	H	D	P
11	O	Y	T	I	C	J	K	F	O	H	U	E	B	S	K	L	I
12	Z	Y	T	N	K	H	T	W	I	N	I	G	Y	E	O	M	H
13	J	Q	D	A	Y	F	T	E	V	M	I	M	O	M	M	L	D
14	P	O	T	E	N	C	I	O	M	E	T	R	O	C	O	Z	I
15	Q	O	M	Z	A	O	W	O	H	L	A	I	L	D	Y	K	H
16	I	A	A	Y	G	A	C	V	N	T	B	A	S	E	S	A	O
17	P	U	V	O	I	N	E	U	T	R	A	L	I	D	A	D	K

Neutralidad

Papel tornasol

Fenofaleína

Potenciómetro

Alcalino

Bases



CUESTIONARIO

1. Elegir la palabra o palabras que estén en el recuadro que se relacionan con los enunciados que se dan a continuación.

* Sabor agrio	* Se utilizan como limpiadores	* 7	*H+
0-6	* Neutralización	*pH	* Indicadores
* Sabor amargo	* Sales y bases	* Sal y agua	* Bases
* 8 - 14	* Melox, Bicarbonato	* Acidos	* Son resbalosas al tacto

Sustancias que se emplean para identificar ácidos y bases.

Éstas sustancias al disolverse en agua liberan iones hidrogeno _____ y son _____.

Nombre de la reacción que ocurre entre un ácido y una base _____.

Intervalo de pH para las bases _____.

Permite cuantificar e grado de acidez y basicidad de una sustancia _____.

Valor de pH para sustancias neutras _____.

Los productos que se forman en una neutralización _____.

Y _____.

.

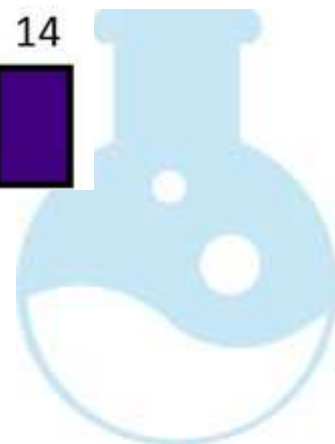
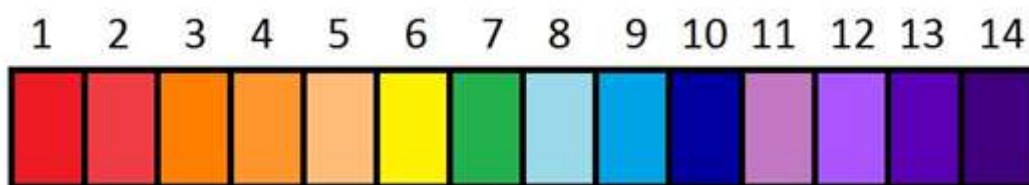
Al disolverse en agua liberan iones hidróxido _____ y son _____.

Intervalo de pH para los ácidos _____.

—.

Contrarrestan la acidez en el organismo, causada por los alimentos ácidos. _____, _____.

_____.



II. Anota 4 características de las bases y 4 ejemplos de ellos que utilices en la vida cotidiana.

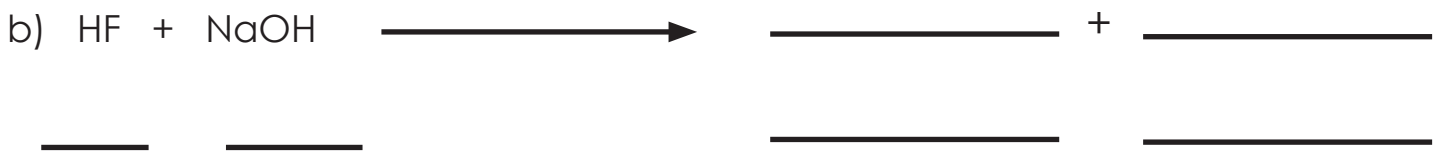
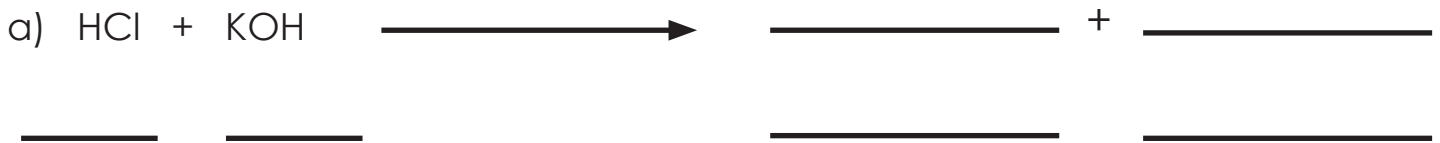
Ejemplos

- | | |
|----|----|
| 1. | 1. |
| 2. | 2. |
| 3. | 3. |
| 4. | 4. |

III. Anota 4 características de los ácidos y 4 ejemplos de ellos.

- | | |
|----|----|
| 1. | 1. |
| 2. | 2. |
| 3. | 3. |
| 4. | 4. |

IV. Completa las siguientes reacciones de neutralización, anotando debajo de la fórmula cual es el ácido, base, sal y agua.



V. La siguiente escala recibe el nombre de

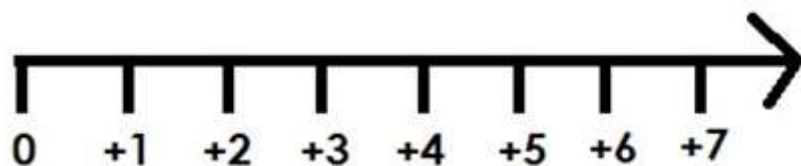


OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN (REDOX)

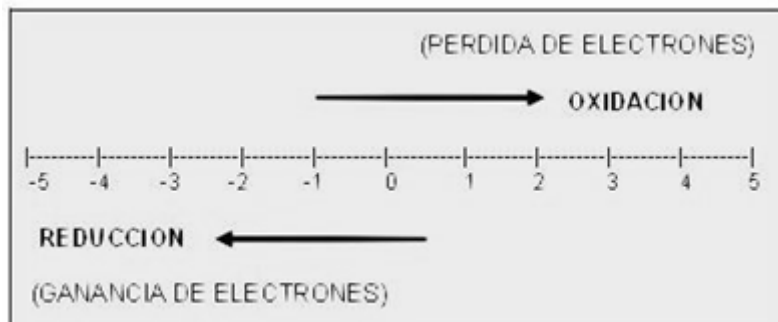
Las reacciones en donde implica la transferencia de electrones entre algunos de los átomos de las sustancias que intervienen en un proceso químico, reciben el nombre de reacciones oxido – reducción o redox.

Los significados se han ampliado y actualmente la oxidación y reducción se define de la siguiente manera:

Oxidación: es el proceso en el cual un átomo de una sustancia pierde electrones, esto se observa con un aumento en su número de oxidación.



Reducción: proceso en el cual un átomo de una sustancia gana electrones, se observa con una disminución en su número de oxidación.

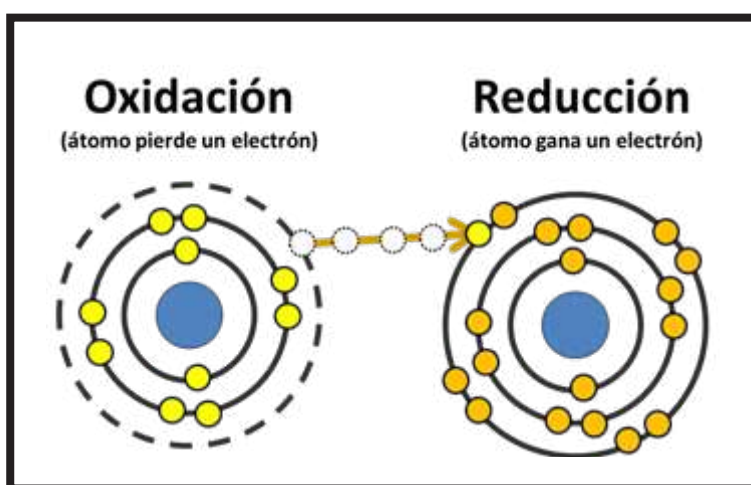


LA OXIDACIÓN SE REFIERE A:

- La ganancia de oxígeno por parte de una molécula.
- La pérdida de hidrógeno en una molécula.
- La pérdida de electrones que sufre un átomo o grupo de átomos.
- Aumentando en consecuencia su número de oxidación.

LA REDUCCIÓN SE REFIERE A:

- La pérdida de oxígeno por parte de una molécula.
- La ganancia de hidrógeno en una molécula.
- La ganancia de electrones que sufre un átomo o grupo de átomos.
- Disminución o reducción en su número de oxidación.



CONCEPTOS CLAVES:

Número de oxidación: Cantidad de electrones que tiende a ceder o adquirir un átomo en una reacción química con otros átomos para poder cierta estabilidad.

Agente oxidante: Pierde electrones y Aumenta su número de oxidación.

Agente reductor: Gana electrones y Disminuye su número de oxidación



Deducir si los elementos se oxidan o se reducen en cada paso, además anotar el número de electrones involucrados, como se observa en el ejemplo.



Observa el siguiente esquema y contesta



a) ¿Qué ocurre con el Bario?

b) ¿Qué ocurre con el Oxígeno?

c) Según el esquema ¿Qué elemento se oxida y cual se reduce?

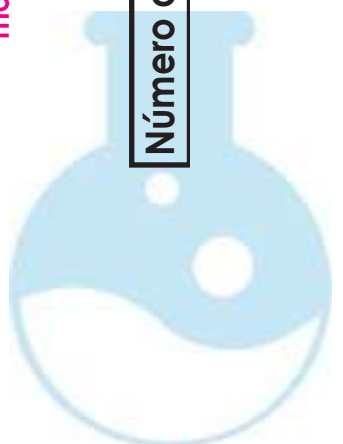
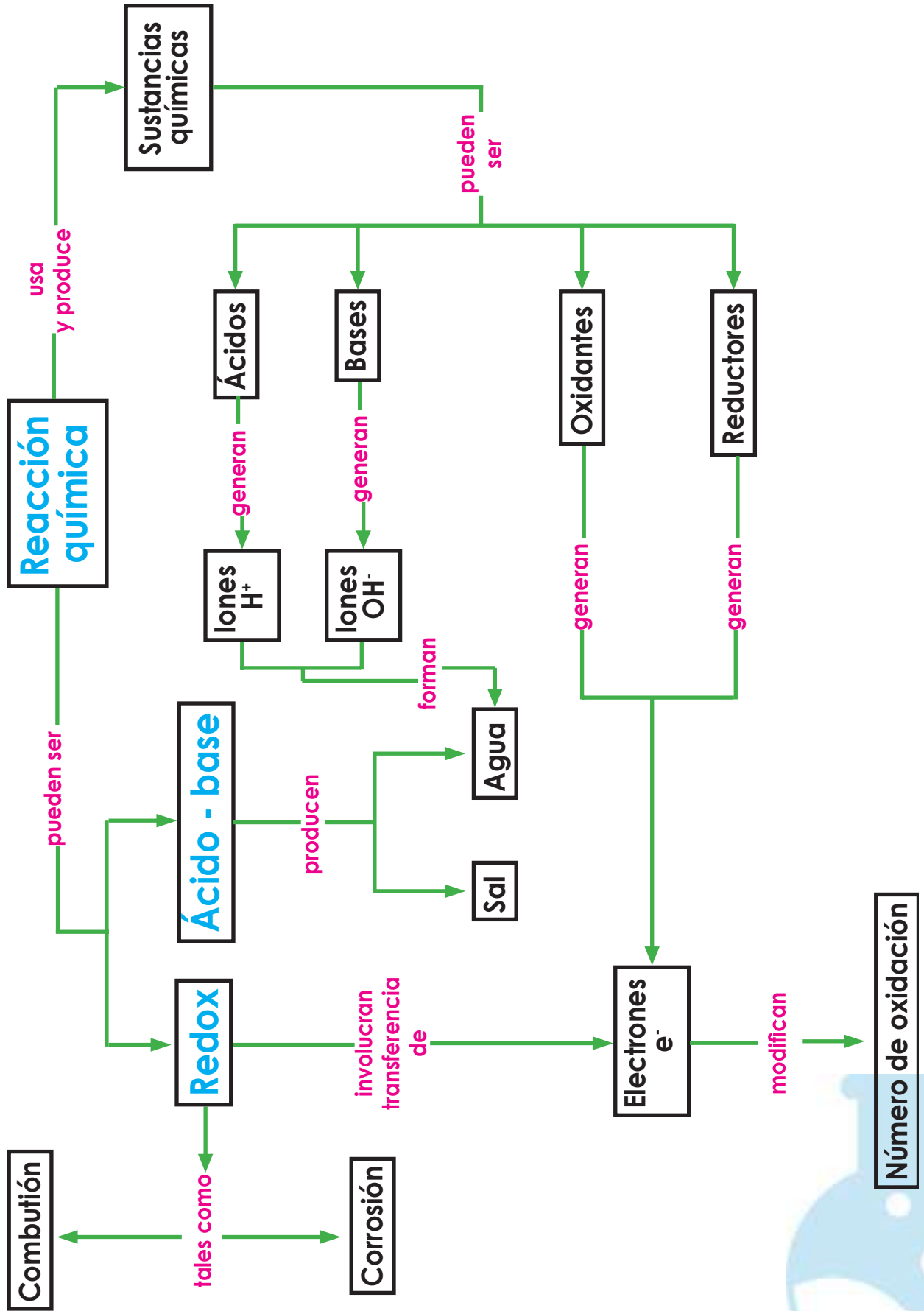
d) ¿Qué es oxidación?

e) ¿Qué es reducción?

f) ¿Qué entiendes por números de oxidación?

g) Obtén los números de oxidación de los siguientes compuestos:





REGLAS PARA DETERMINAR NUMERO DE OXIDACIÓN

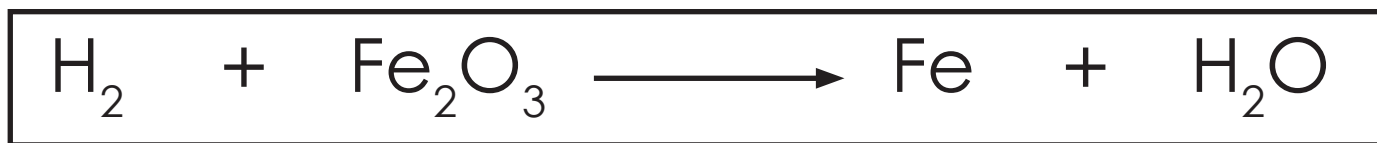
- Todos los elementos en forma libre, tienen un número de oxidación de cero.

ejemplo: Ca, Sr, Cr

- Todos los elementos de la familia IA trabajan con un número de oxidación más 1 cuando están combinados, a excepción de hidrogeno, ya que en los hidruros (H^+ elemento cualquiera) trabaja con -1.
- Todos los elementos de la familia IIA trabajan con número de oxidación más 2 cuando están combinados.
- El oxígeno tiene un estado de oxidación de -2, excepto en los periodos (se trabaja con -1)
- Todas las moléculas en estado natural son eléctricamente neutras. Esto quiere decir que la suma de su carga total es cero.



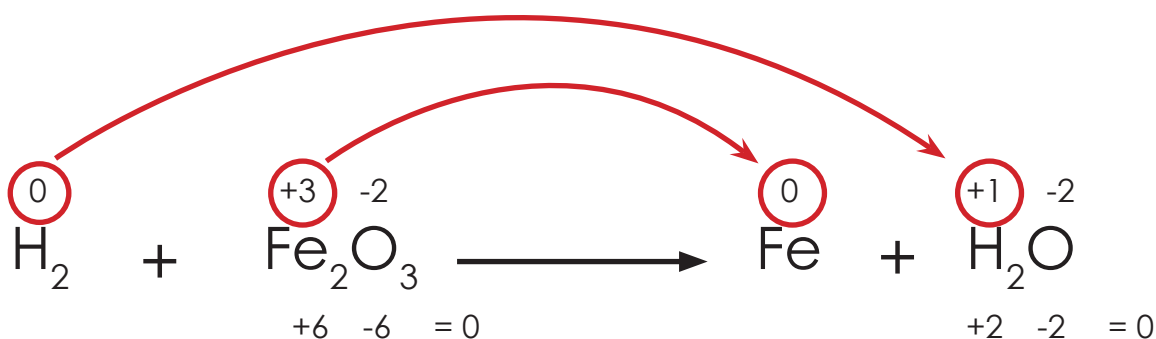
EJEMPLO



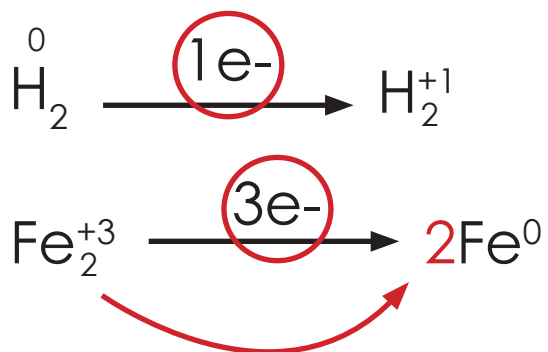
PASO 1 DETERMINAR LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN



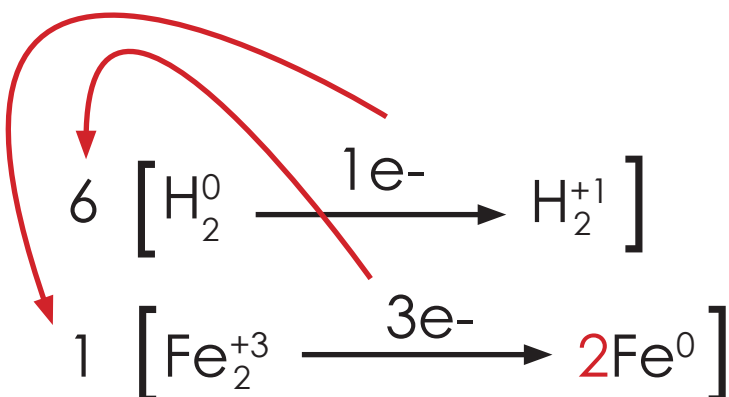
PASO 2 IDENTIFICAR QUE ELEMENTOS SE OXIDÓ Y SE REDUJO.



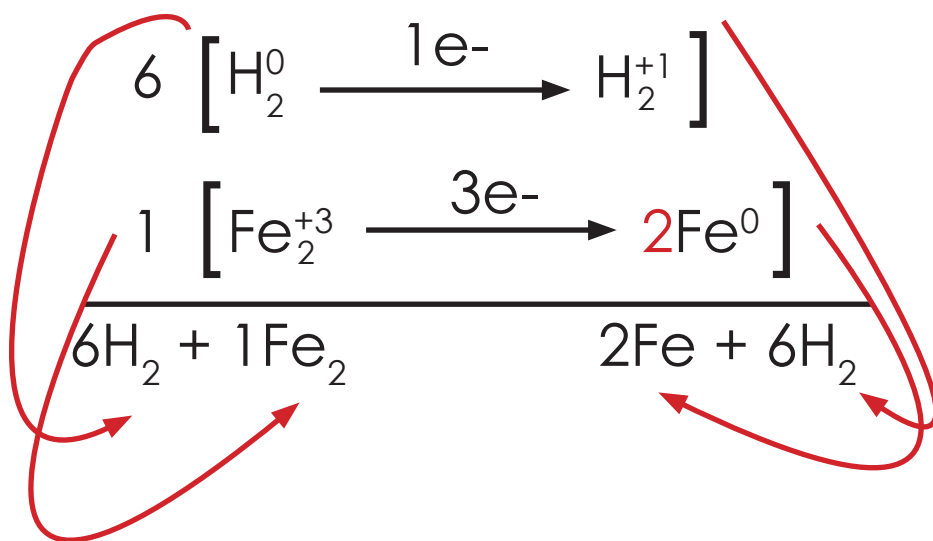
PASO 3 SE COLOCAN LOS ELECTRONES DE DIFERENCIA Y SE IGUALA A EL MISMO NÚMERO DE MOLÉCULAS DEL ELEMENTO. (SEMIRREACCIONES).



PASO 4 LOS E- QUE RESULTARON SE CRUZAN, ES DECIR EL NÚMERO DEL ELEMENTO QUE SE OXIDO SE PONE AL QUE SE REDUCE Y VICEVERSA.



PASO 5 ESTOS SE MULTIPLICAN POR LOS **COEFICIENTES** DE LOS ELEMENTOS QUE SE ENCUENTRAN DENTRO DE LOS CORCHETES. SE COLOCAN DEBAJO.

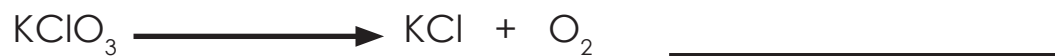


PASO 6 SE SUSTITUYEN LOS COEFICIENTES EN LA ECUACIÓN ORIGINAL, SI ES NECESARIO TERMINAR DE BALANCEARLA AL TANTEO. **(EN ESTE CASO LA ECUACIÓN ESTA BALANCEADA).**



ACTIVIDAD

Realizar las semirreacciones de las siguientes ecuaciones, e indica que tipo de reacción es.



ACTIVIDAD

Balanea por método Redox las siguientes ecuaciones:







GLOSARIO

Define los siguientes conceptos:

Agente Oxidante: _____

Agente Reductor : _____

Aire: _____

Alotropía: _____

Alqueno: _____

Alquimia: _____

Alquino: _____

Aniones: _____

Átomo: _____

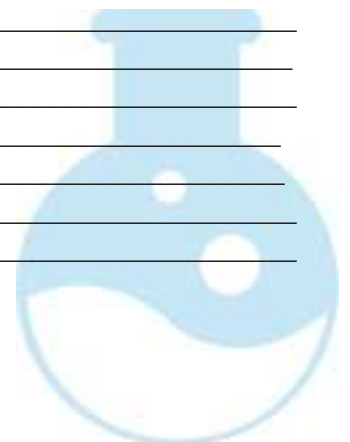
Calor Especifico: _____

Cationes: _____

Centrifugación: _____

Ciencia: _____

Cinética Química: _____



Coagulación: _____

Coeficientes Estequiométricos: _____

Combustión: _____

Compuestos: _____

Concentración: _____

Condensación: _____

Condensado de Bose-Einstein: _____

Condensado Termiónico: _____

Corrosión: _____

Cristalización: _____

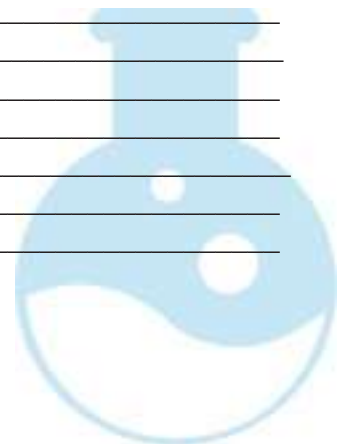
Cromatografía: _____

Decantación: _____

Densidad: _____

Descomposición: _____

Desmineralización: _____



Destilación: _____

Disociar: _____

Divisibilidad: _____

Ductilidad : _____

Dureza: _____

Elasticidad: _____

Electrolitos: _____

Electronegatividad: _____

Electrones de valencia: _____

Elementos: _____

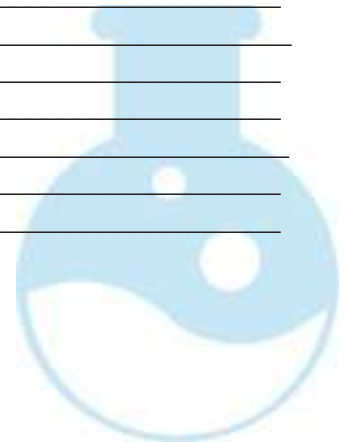
Enlace covalente: _____

Enlace Iónico: _____

Enlace Metálico: _____

Espacio: _____

Estado basal: _____



Estado excitado: _____

Estados de Agregación de la Materia: _____

Evaporación: _____

Fenómenos Físicos: _____

Fenómenos Químicos: _____

Filtración: _____

Fusión: _____

Gases nobles: _____

Hidrácidos: _____

Hidrocarburo: _____

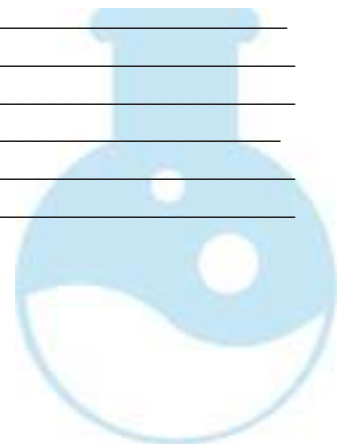
Impenetrabilidad: _____

Inercia: _____

Ion: _____

Isómeros: _____

Isotopos: _____



Ley de la Conservación de la Materia: _____

Licuefacción: _____

Magnetismo: _____

Maleabilidad: _____

Masa: _____

Masa atómica: _____

Masa Molar: _____

Metales: _____

Método Térmico: _____

Mezcla: _____

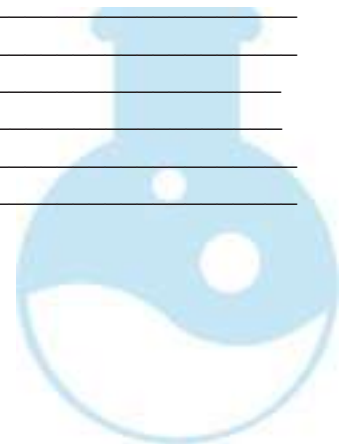
Mezcla Heterogénea: _____

Mezcla Homogénea: _____

Molécula: _____

Neutralización: _____

Nomenclatura Química: _____



Numero Atómico: _____

Oxiácidos: _____

Oxidación: _____

Peso: _____

pH: _____

Plasma: _____

Porosidad: _____

Propiedades Extensivas: _____

Propiedades Extrínsecas o Generales: _____

Propiedades Físicas: _____

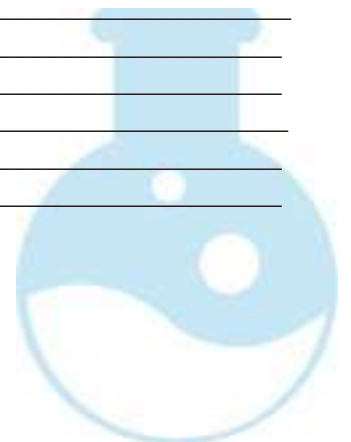
Propiedades Intensivas: _____

Propiedades Intrínsecas o Especificas: _____

Propiedades Químicas: _____

Punto de Ebullición: _____

Punto de Fusión: _____



Purificación Química: _____

Química: _____

Química Orgánica: _____

Radical Alquilo: _____

Reducción: _____

Resistencia: _____

Sales acidas: _____

Sales Binarias: _____

Sales Oxiácidos: _____

Síntesis: _____

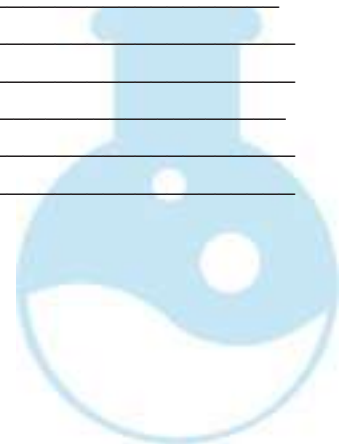
Solidificación: _____

Solubilidad: _____

Solución: _____

Soluto: _____

Solvente: _____



Sublimación: _____

Sublimación Regresiva: _____

Sustitución Doble: _____

Sustitución Simple: _____

Tabla Periódica: _____

Tamizado: _____

Temperatura: _____

Tenacidad: _____

Teoría de la Relatividad de "Einstein": _____

Tiempo: _____

Vaporización: _____

Volumen o extensión: _____

