

CUADERNILLO QUIMICA 4º AÑO EESO Nº 443 “JOSE MANUEL ESTRADA” SANTO TOMÉ

PROGRAMA

EJE 1: Revisión: “La materia en su estado físico”

Objeto de la química. Materiales. Materia, cuerpo y sustancia. Propiedades de la materia. Sistemas Materiales. Sistemas Homogéneos y heterogéneos. Métodos de separación. Elementos químicos. Tabla periódica de los elementos.

EJE 2: “El átomo”

Estructura atómica. Número másico y atómico. Subniveles de energía. Números cuánticos. Configuración electrónica. Diagrama de Möller. Isótopos. El Mol. Uniones químicas: Iónica, covalente, covalente polar y metálica. Unión puente de hidrógeno. Peso atómico. Configuración electrónica en formación de iones. Número de oxidación. Peso Molecular.

EJE 3: “Comportamiento químico de la materia”

Reacciones químicas. Compuestos químicos: Óxidos, hidruros e hidrácidos, hidróxidos, ácidos oxigenados, sales. Nomenclatura Sistemática, de Stock y tradicional. Estequiometría: relación mol-mol, gramos-mol- mol-volumen. Cálculos estequiométricos

EJE 4: “Soluciones”

Soluciones. Solubilidad. Variables que modifican la solubilidad de un soluto en un solvente. Formas de expresar la concentración en las soluciones. Dispersiones.

EJE 5: “Química del carbono”

Compuestos del carbono: Hidrocarburos. Funciones químicas.

Objeto de la química

La química es una ciencia que constituye uno de los pilares de nuestra sociedad. Es una ciencia que ha marcado y marca el cambio de una civilización.

Aunque resulte difícil definirla de manera exacta, pues como todas las ciencias está en permanente evolución, podemos decir que:

La Química es una Ciencia que estudia la materia, su composición, sus propiedades, su constitución cuantitativa y cualitativa y los cambios que experimenta, así como las variaciones energéticas que acompañan las transformaciones que sufre.

El estudio de la Química persigue dos fines: por un lado, explicar los fenómenos naturales mediante el hallazgo de sus principios y sus causas. En este sentido puede decirse que es una ciencia fenomenológica. Por otro lado, la explicación precisa de estos fenómenos permite al hombre aplicar sus conocimientos para gobernarlos de manera inteligente.

Como todas las ciencias, se encuentra interrelacionada con otras: astronomía, biología, física, fisiología, geología, medicina, nutrición, entre las más relevantes.

En la vida cotidiana está asociada a:

- Preparación e ingesta de alimentos (industria alimenticia)
- Lavado y limpieza (Química industrial)
- Medicamentos y vacunas (Bioquímica – Farmacia)
- Fertilizantes, insecticidas y plaguicidas (agroquímica)

Conceptos básicos

Como la química estudia la materia, recordemos su definición:

Materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio e impresiona nuestros sentidos.

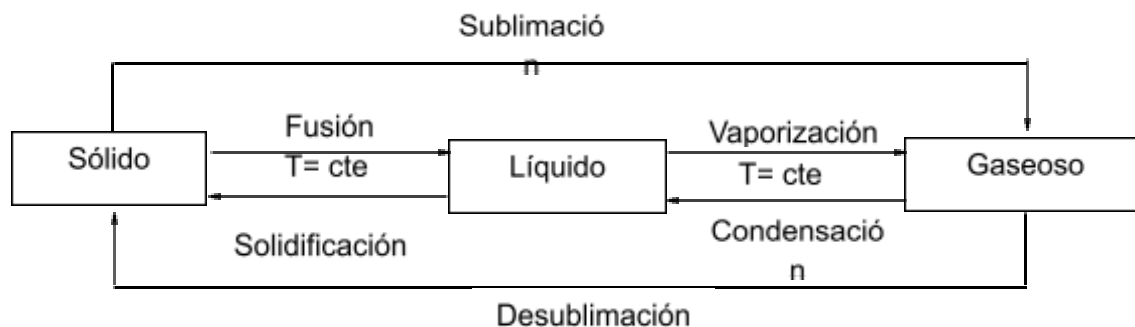
Los componentes básicos de la materia son los átomos combinados de diferentes maneras. Los átomos son las unidades más pequeñas de la materia. Las moléculas están constituidas por átomos enlazados por fuerzas especiales.

Sustancia es la calidad de la materia, de lo que está hecha.

Las sustancias formadas por átomos iguales se denominan “**simples**”, como por ejemplo dioxígeno (O_2), sodio (Na) o tetrafósforo (P_4), mientras que las constituidas por átomos distintos se denominan “**compuestas**”, como por ejemplo agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), hidróxido de sodio (NaOH).

La materia se presenta básicamente en tres **estados de agregación**: Sólido, líquido y gaseoso.

Las transformaciones físicas que se pueden producir entre estos tres estados se representan según la figura:



Actividad 1: Explicar y justificar el fenómeno que ocurre cuando el hielo se derrite.

Propiedades de la materia

Cada vez que preparamos un huevo duro, estamos provocando cambios químicos. Al ser sometido a una temperatura cercana a los 100°C, tanto la clara como la yema experimentan reacciones que modifican no sólo su aspecto físico sino también su composición química. Al ser comido, el huevo cambia su composición química de nuevo, por efecto de sustancias presentes en el estómago, llamadas enzimas. Esta acción digestiva es otro ejemplo de cambio químico. La forma específica en que este proceso se realiza depende de las propiedades químicas de los alimentos y de las enzimas implicadas.

Todas las propiedades medibles de la materia pertenecen a una de dos categorías: propiedades extensivas y propiedades intensivas.

Una propiedad **extensiva** depende de la cantidad de materia, como la masa, volumen, longitud. Los valores de una misma propiedad se pueden sumar.

Una propiedad **intensiva** es independiente de la cantidad de materia, como la temperatura, densidad, viscosidad y no son aditivas.

Actividad 2:

- En la siguiente frase: “La densidad del agua, que es un líquido incoloro a temperatura ambiente, se determinó tras medir la masa y el volumen de la muestra”. Indica las propiedades intensivas y las extensivas.
- ¿Qué se entiende por punto de fusión y punto de ebullición? Explica brevemente qué utilidad tiene conocer dicha información.
- ¿Un cambio de estado, es un proceso físico o químico?
- ¿Cómo se puede determinar la densidad de una solución a partir de 100 ml de ésta?

Sistemas Materiales

Como ya hemos visto en Físico Química, un sistema material es una porción del universo que se independiza, de manera real o imaginaria, del resto, para su estudio.

La extensión de un sistema material la define el investigador, por ejemplo, al estudiar qué ocurre en una bebida cuando se le agrega cubos de hielo, se puede considerar o no el vaso que la contiene.

Al analizar las propiedades intensivas de un sistema se observa que:

Si las propiedades intensivas son las mismas en cualquier parte del sistema, y no se distinguen **fases**, se trata de un **sistema homogéneo**. Por ejemplo, el agua de la canilla, un cubo de hielo, un trozo de metal.

Si se distinguen **fases**, es decir porciones de materia en las que las propiedades intensivas son constantes, se trata de un **sistema heterogéneo**. Por ejemplo, agua con cubos de hielo, gaseosa, una baldosa de granito.

Pero ¿qué son las fases? **Son cada una de las porciones homogéneas que forman un sistema**. Una fase puede estar constituida por uno o varios componentes.

Siendo los **componentes**, las diferentes sustancias que forman una fase.

Actividad 3:

a) Clasificar los siguientes ejemplos de acuerdo con las definiciones de sustancia y mezclas homogéneas y heterogéneas:

- limaduras de cobre y limaduras de hierro
- querosén
- dioxígeno
- agua y aceite
- sal parcialmente disuelta en agua
- sal totalmente disuelta en agua
- azufre en polvo y una barra de azufre

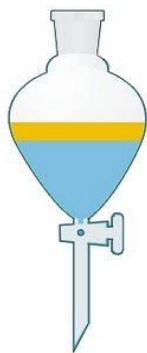
b) Proporcione ejemplos de un sistema material constituido por:

- dos fases y dos componentes
- tres fases y un componente
- cuatro fases y tres componentes

Hay métodos para **separar fases** en los sistemas heterogéneos. A continuación, vamos a detallar algunos:

Decantación: Este método utiliza como principio la diferencia de densidades entre 2 líquidos inmiscibles como el agua y el aceite, usamos la ampolla de decantación. Es un dispositivo como muestra la figura. En la parte superior esta un receptáculo para colocar los líquidos. Más abajo tiene un vástago provisto de una mariposa que puede cerrar o abrir el flujo de los líquidos. Para recoger a estos se coloca en la parte inferior un vaso de precipitado. Caerá primero al líquido de mayor densidad que se encuentra en la parte

inferior. En este ejemplo, el agua. Cuando el agua caiga por completo cerramos la mariposa y quedara el agua en el vaso y el aceite en la ampolla, ambos líquidos completamente separados.



Filtración: Es para separar un sólido de un líquido. Especialmente si el sólido consta de partículas pequeñas difíciles de separar por decantación. Consta de un embudo con un papel de filtro en su interior o algodón algunas veces. El contenido se vierte por la parte superior y por gravedad el líquido ira cayendo y atravesando el filtro mientras que los sólidos quedaran retenidos en el filtro.

Tamización: Es una especie de filtración. Pero se usa más para separar sólidos pequeños de sólidos grandes. Por ejemplo, arena de canto rodado. Generalmente tienen forma de rectángulo de madera con malla metálica en su interior.

Centrifugación: Este método usa la velocidad de centrifugación para acelerar la separación de las partículas sólidas o semisólidas del líquido. Están equipadas de un motor rotatorio, de una tapa y de unos controles para regular la velocidad y el tiempo de centrifugación.

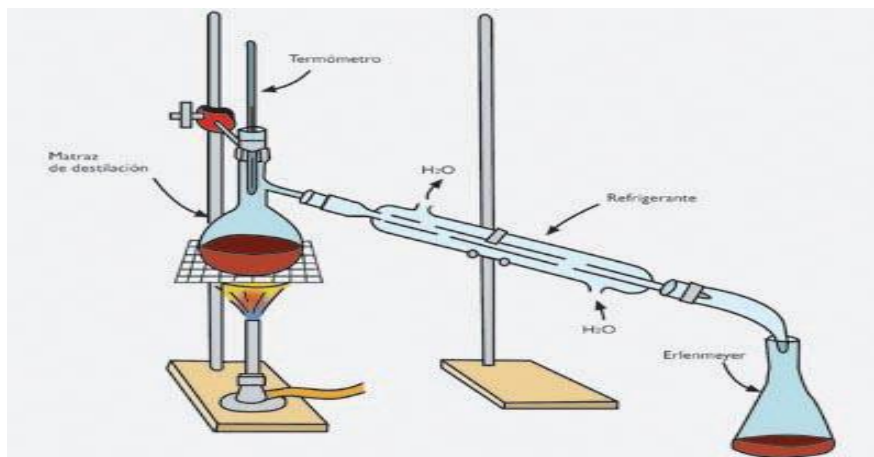
Magnetismo o Imantación: Es justificado cuando hay presencia de metales en el sistema heterogéneo como limaduras de hierro.

Tría o Pinzas: Se basa para su aplicación en el tamaño desigual que poseen las fases. Consiste en tomar pinzas y quitar las fases sólidas insolubles y de tamaño adecuado, que están dispersas en otro sólido o en un líquido. Ej.: tiza en arena; corcho flotando en un líquido.

Destilación: Básicamente hay dos tipos de destilación. La simple y la fraccionada.

Destilación simple: Consiste en la separación de los sólidos de un líquido, que no se pueden separar normalmente por otros métodos. Los sólidos están compuestos de partículas muy pequeñas. El caso más común es cuando tenemos que separar la sal del agua. El dispositivo consta de un balón de destilación donde se coloca el líquido a destilar. Abajo esta el mechero que le da calor para que el líquido entre en ebullición. En el balón hay un tapón de goma, el cual está atravesado por un termómetro para controlar la temperatura del proceso. También está adosado un tubo refrigerante. Cuando el vapor asciende al atravesar el refrigerante se vuelve a enfriar, ya que por este circula una corriente de agua en sentido contrario. El vapor frío pasa nuevamente al estado liquido recolectándose de a gotas en frasco colector. La sal queda como residuo en el fondo del balón destilador.

Esquema del dispositivo:



Destilación fraccionada: Este tipo de destilación es aplicada para separar líquidos de distinto punto de ebullición. Por ejemplo, agua y alcohol. Se utiliza otro refrigerante.

Cromatografía: Es un proceso complejo por su variación en cuanto a los distintos tipos de cromatografía. Pero en general podemos decir que consta de dos fases, una móvil y otra estacionaria. La móvil pasa sobre la estacionaria que generalmente es sólida. La móvil es un fluido que puede ser gas o líquido y que transporta a los componentes a separar. En el transcurso del camino recorrido, los distintos componentes de la mezcla se ven separando y así permiten que sean identificados. Hoy en día hay dispositivos de alta tecnología que acortan los tiempos y lo más importantes son enormemente exactos en la separación.

Cristalización: Algunas sustancias pueden separarse cuando están en solución formando cristales. Esto depende del tipo de solvente usado y de las temperaturas. Los cristales empiezan a formarse al ir descendiendo la temperatura.

Actividad 4

a) En un recipiente se colocan medio litro de agua, remaches de aluminio y aceite. Indicar que tipo de sistema es, cuantas fases posee, cantidad de componentes y como se debe proceder, dando el nombre del método, para separar las fases.

b) Proponga el ejemplo de un sistema material heterogéneo que para separar sus fases se utilicen los siguientes métodos de separación:

- tria, atracción magnética y filtración
- tria y filtración
- tamización y filtración

c) Un sistema material está formado por agua, arena, partículas de corcho y limaduras de hierro, indicar justificando:

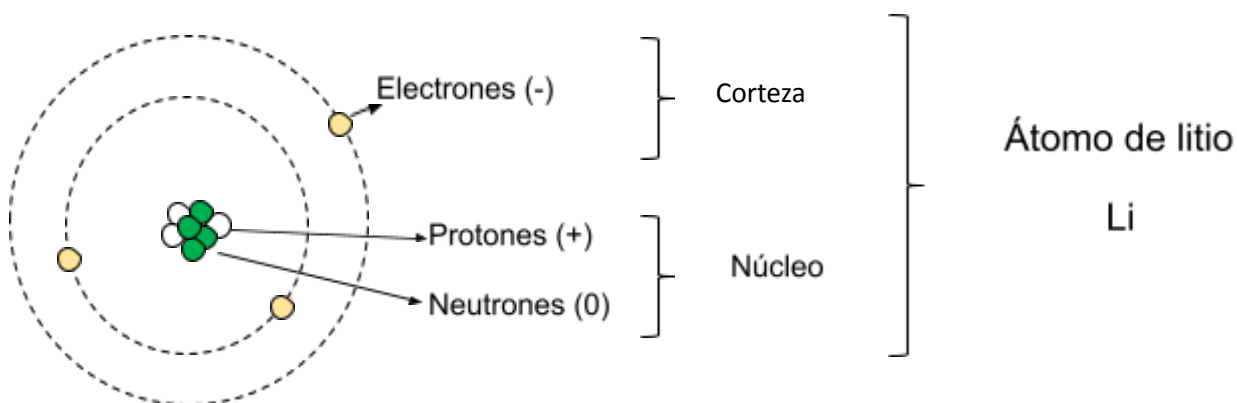
- si el sistema es homogéneo o heterogéneo.
- cantidad de fases.
- cantidad de componentes.
- los métodos de separación que se pueden utilizar para separar las fases.

Los Átomos

Desde tiempos ancestrales el ser humano ha examinado la naturaleza de la materia. Las ideas modernas acerca de la estructura de la materia empezaron a tomar forma a principios del siglo XIX, con la teoría atómica de Dalton, El concepto individual más importante de la Química es el concepto de átomo, partícula fundamental de la materia por ser la unidad básica constituyente de todas las sustancias.

Estructura del átomo

Los experimentos efectuados a finales del siglo XIX y principios del XX demostraron que los átomos están constituidos por partículas de menor tamaño, denominadas partículas subatómicas, de las cuales, las más importantes para la química son los electrones, los protones y los neutrones:



Partícula subatómica	Símbolo	Carga eléctrica	Masa
Electrón	e^-	-1	1/1840
Protón	p^+	+1	1
Neutrón	n^0	0	1

Número atómico (**Z**): es el número de protones que hay en el núcleo.

$$Z = p^+$$

Número másico (**A**): es el número total de partículas que hay en el núcleo:

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

Actividad 5: Calcula la cantidad de neutrones que poseen los átomos del cloro y del sodio.

Elemento químico: es una clase de átomo con el mismo número atómico (Z), es decir, con el mismo número de protones en el núcleo.

El número atómico define la identidad química del átomo, es igual al número de protones, pero no siempre es igual al número de electrones.

Actividad 6: Observa el átomo de hidrógeno en la tabla periódica e indica qué anomalía observas.

Isótopos: dos átomos son isótopos cuando tienen el mismo número de protones, pero difieren en la cantidad de neutrones. Es decir, mismo número atómico y distinto número másico y se representan con el símbolo químico seguido de un guión y su masa, por ejemplo:

H-1 Protio H-2 Deuterio H-3 Tritio
U-235 U-238

Actividad 7: determina el número de neutrones de los cinco isótopos del ejemplo.

Tabla periódica actual

Cuarenta y cinco años después de que Mendeleiev ideara su tabla periódica, el físico inglés Henry Moseley, observó que un elemento se diferenciaba de otro en el número de protones; es decir, en el número atómico. Al ordenarlos con este nuevo criterio se resolvían muchos de los problemas que presentaba la tabla de Mendeleiev. A partir de estas evidencias, Moseley propuso una nueva tabla y enunció la ley periódica moderna.

Las propiedades físicas y químicas de los elementos varían en forma periódica según el orden creciente de sus números atómicos.

Organización de la tabla periódica actual

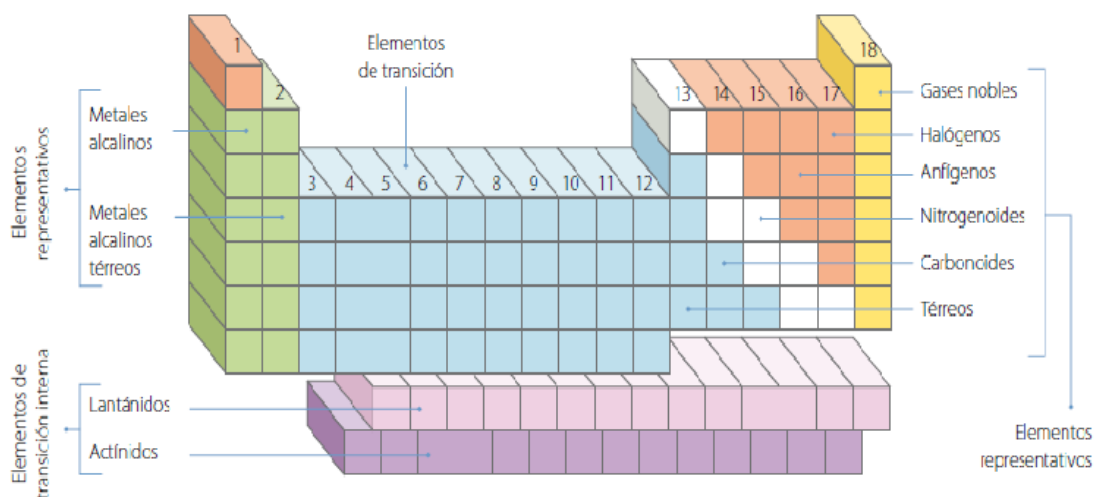
La tabla periódica actual se organiza en grupos y periodos.

Periodos. Son siete filas de elementos designados con números arábigos del 1 al 7. El número de periodo indica el número de nivel de energía externo o de máxima energía. Los periodos 1, 2 y 3 son cortos, mientras que los periodos 4, 5, 6 y 7 son largos.

Grupos o familias. Están constituidos por las columnas. Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas semejantes. Hay dieciocho grupos designados con números arábigos o números romanos.

Los elementos de la tabla periódica se organizan en:

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS	ELEMENTOS DE TRANSICIÓN
Se les designa con números romanos (del IA al VIIIA) o arábigos: 1 (metales alcalinos), 2 (metales alcalinotérreos), 13 (térreos), 14 (carbonoides), 15 (nitrogenoides), 16 (anfígenos), 17 (halógenos) y 18 (gases nobles).	También llamados metales de transición. Se designan con números romanos (IB al VIIIB) o arábigos (3 al 12). Dentro del grupo 3 se encuentran los elementos de transición interna: en el periodo 6, los metales lantánidos o “tierras raras” y en el periodo 7, los metales actínidos.



En la tabla periódica actual, los elementos se clasifican en metales, no metales y metaloides.

Los metales están situados a la izquierda y al centro de la tabla.

Los no metales se ubican a la derecha y hacia arriba.

Los metaloides tienen propiedades intermedias entre metales y no metales. Ocupan una región diagonal en la tabla.

DIFERENCIAS ENTRE METALES, METALOIDES Y NO METALES			
	Metales	Metaloides	No metales
Apariencia	Tienen brillo metálico. La mayoría son plateados, con excepción del cobre, que es rojo, y el oro, amarillo.	La mayoría tiene brillo metálico.	Carecen de brillo metálico. Poseen variedad de colores. Por ejemplo, el bromo es rojo y el azufre amarillo.
Estado físico	Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio y el francio, que son líquidos.	Son sólidos a temperatura ambiente.	Algunos son sólidos, como el carbono; otros son líquidos, como el bromo, y otros gaseosos, como el oxígeno.
Propiedades mecánicas	Son dúctiles y maleables.	Intermedias.	No son dúctiles, ni maleables. Son duros, pero quebradizos.
Conductividad	Son buenos conductores del calor y la electricidad.	Son semiconductores.	Son malos conductores del calor y la electricidad.
Puntos de fusión y ebullición	Altos.	Altos con relación a los no metales.	Relativamente bajos.
Reactividad	Cuando se combinan con otros elementos tienen la tendencia a perder electrones, convirtiéndose en cationes.	Su reactividad química es muy variada.	Tienen tendencia a ganar electrones, convirtiéndose en aniones.
Ejemplos	Litio, magnesio, hierro.	Boro, silicio, germanio.	Carbono, bromo, yodo.

ACTIVIDAD 8: COMPLETA LA SIGUIENTE TABLA

GRUPO	PERÍODO	NOMBRE	SÍMBOLO	Z	A	p ⁺	n ⁰	e ⁻	CLASIFICACIÓN
				20					
			Si						
		Oxígeno							
I B	6								
II A	5								
	4								No metal, representativo, halógeno
		Potasio							
			Mn						
				9					

Metales y no metales

Si le preguntamos a alguien qué metales son esenciales para el organismo es muy probable que la mayoría diga hierro y cinc. Algunos podrían mencionar sodio y potasio, aunque el sodio es a menudo considerado perjudicial para el organismo; y unos pocos considerarán también al calcio. En realidad, el cuerpo humano necesita 14 elementos metálicos para funcionar adecuadamente. En orden de abundancia decreciente, tales elementos son: calcio, potasio, sodio, magnesio, hierro, cinc, cobre, estaño, vanadio, cromo, manganeso, molibdeno, cobalto y níquel.

Pero por cada metal que necesitamos, hay otro que nuestro cuerpo contiene y sin el cual podríamos vivir igual. Estos metales no poseen ningún propósito conocido, pero vienen con el alimento que ingerimos, el agua que bebemos y el aire que respiramos, y nuestro cuerpo los absorbe, confundiéndolos con otros elementos más útiles. Como resultado encontramos que un adulto promedio contiene cantidades medibles de aluminio, bario, cadmio, cesio, plomo, plata y estroncio. Hay también trazas de muchos otros, incluyendo oro y uranio.

El metal más abundante en el cuerpo humano es el calcio, del cual un adulto promedio de 70kg contiene alrededor de 1kg. 99% del cual se encuentra en los huesos. En ciertas etapas de nuestra vida es vital asegurar una adecuada ingesta de calcio, por ejemplo, en nuestro crecimiento.

Luego del calcio, los dos elementos más comunes son potasio y sodio que participan en la producción de señales eléctricas que transmiten impulsos nerviosos hacia y desde el cerebro.

Actividad:

- Confecciona una lista con los elementos que se encuentran en el texto
- Localiza c/u de ellos en la tabla periódica. ¿En qué zona, respecto de la diagonal escalonada, se encuentran dichos elementos?

Modelo atómico de Bohr

El modelo atómico de Rutherford plantea dos problemas sin solución:

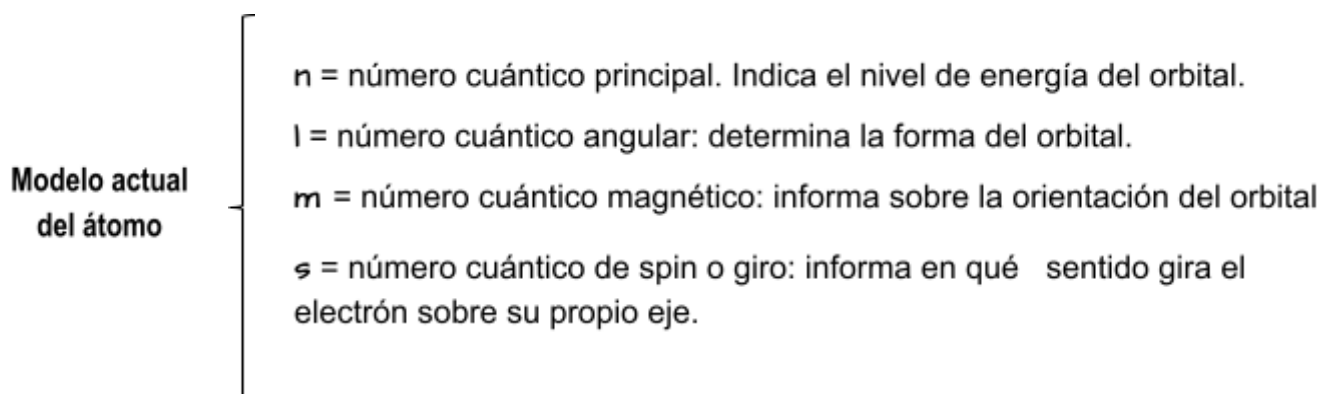
- 1º) la estabilidad de las órbitas: según la física clásica, una carga acelerada emite radiación electromagnética (REM), de manera que el átomo terminaría destruyéndose a sí mismo, y no ocurre así en realidad, dado que el átomo es un sistema estable y neutro.
- 2º) Los espectros de emisión y de absorción no se pueden explicar con este modelo.

En el año 1900 Max Plank introdujo por primera vez la teoría cuántica, que establece que la energía radiante no se emite ni se absorbe en forma continua sino en cantidades discretas llamadas “cuantos”.

En 1913 Niel Bohr aplica los resultados de la teoría elaborada por Max Plank y ampliada por Albert Einstein con el objetivo de explicar el espectro de emisión del **hidrógeno** y modifica el modelo atómico:

- Cualquiera sea la órbita descrita por un electrón, éste no emite energía radiante
- Las órbitas no pueden tener cualquier radio, sino que están cuantificadas: $n = 1, 2, \dots, 7$, siendo n el número cuántico principal. La órbita de menor energía corresponde a $n = 1$ y es el nivel fundamental. El resto de las órbitas corresponden a niveles excitados.
- Un electrón ubicado en un nivel excitado, espontáneamente volverá al nivel fundamental devolviendo la diferencia de energía entre niveles en forma de fotón (energía de transición)

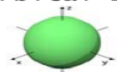
Este modelo sólo explica el espectro de emisión del hidrógeno, fue Sommerfeld quién encontró una solución parcial al problema mediante la introducción de órbitas elípticas, y posteriormente se establece el **modelo vectorial del átomo mediante la mecánica cuántica**, quedando definido el átomo con cuatro números cuánticos:



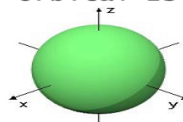
Cuanto mayor es el n del orbital mayor es su tamaño, por ejemplo, el orbital s del nivel $n=2$ es mayor que el orbital s del nivel $n=1$.

Cuanto mayor es el n del orbital mayor es su tamaño, por ejemplo el orbital s del nivel $n=2$ es mayor que el orbital s del nivel $n=1$.

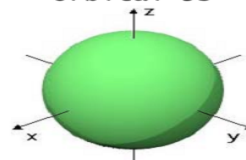
Orbital 1s



Orbital 2s



Orbital 3s



Para determinar un orbital atómico se necesitan tres parámetros:

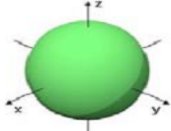
Número cuántico principal, n . Puede tomar valores enteros 1, 2, 3,... Nos dice la energía total que posee el electrón.

Número cuántico secundario o azimutal, l . Puede tomar valores enteros que van desde el 0 hasta $(n-1)$. Nos informa sobre la forma del orbital

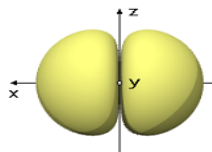
Número cuántico magnético, m . Puede tomar valores enteros que van desde $-l$ pasando por 0 hasta $+l$. Nos informa sobre la orientación del orbital.

Forma y tamaño de los orbitales

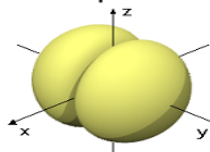
Forma de los orbitales tipo s ($l=0$). Una orientación posible ($m=0$).



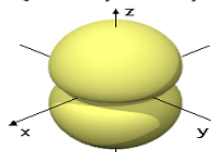
Forma de los orbitales tipo p ($l=1$). Tres orientaciones posibles. ($m=-1$; $m=0$; $m=1$).



Orbital p_x

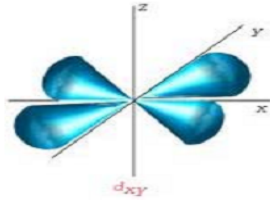


Orbital p_y

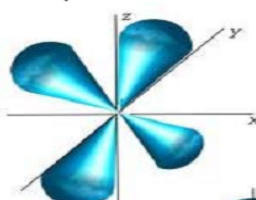


Orbital p_z

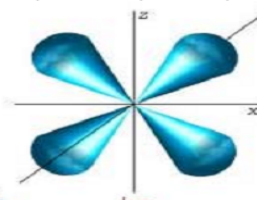
Forma de los orbitales tipo d ($l=2$). Cinco orientaciones posibles ($m=-2$; $m=-1$; $m=0$; $m=1$; $m=2$)



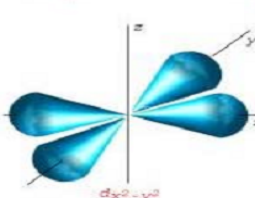
d_{xy}



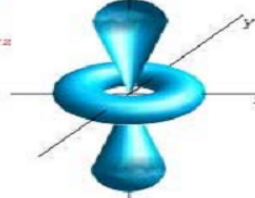
d_{yz}



d_{xz}

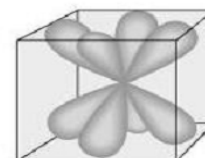
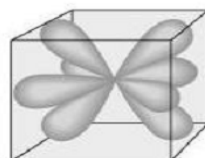
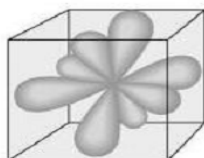
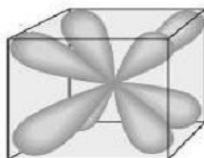
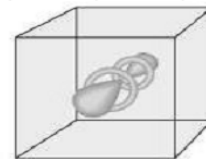
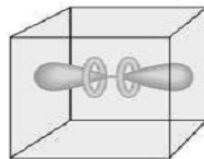
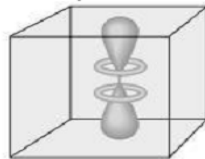
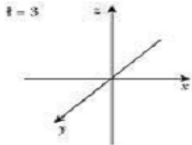


$d_{x^2-y^2}$



d_{z^2}

Forma de los orbitales tipo f ($l=3$). Siete orientaciones posibles. ($m=-3$; $m=-2$; $m=-1$; $m=0$; $m=1$; $m=2$; $m=3$)



Configuración electrónica (CE): Es el modo en el que se distribuyen los electrones alrededor del núcleo en el átomo. Lo hacen siempre de menor a mayor energía, es decir, de la manera más estable posible.

En un orbital caben como máximo dos electrones, y para poder ocupar un mismo orbital, éstos deben poseer spines opuestos (se dice que están **apareados**).

Cuando los electrones se sitúan en orbitales de un mismo subnivel se disponen de la manera más **desapareada** posible.

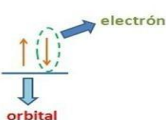
Cada orbital se representa por un cuadrado o raya, y cada electrón por una flecha, el sentido de la flecha indica el spin del electrón.

Cada nivel de energía comprende tantos subniveles como indica el número cuántico principal **n**.

El nivel de máxima energía (el exterior) no puede contener más de ocho electrones (regla del octeto), excepto el hidrógeno y el helio, que pueden contener hasta dos.

Subnivel (l)	Orbitales	Número de orbitales
s (l = 0)	$\uparrow\downarrow$ 0	1
p (l = 1)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -1 0 +1	3
d (l = 2)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -2 -1 0 +1 +2	5
f (l = 3)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7

Con esta tabla nos damos cuenta que el subnivel "d" tiene 5 orbitales.



Subnivel (l)	Orbitales	Número de orbitales
s (l = 0)	$\uparrow\downarrow$ 0	1
p (l = 1)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -1 0 +1	3
d (l = 2)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -2 -1 0 +1 +2	5
f (l = 3)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7

Con esta tabla nos damos cuenta que el subnivel "d" tiene 5 orbitales.



Colocamos los 5 orbitales "vacíos"

-2 -1 0 +1 +2

Valores del número cuántico Magnético

Ubicamos los 6 electrones que tiene dentro de los orbitales

Colocamos los 5 orbitales "vacíos"

-2 -1 0 +1 +2

Valores del número cuántico Magnético

Ubicamos los 6 electrones que tiene dentro de los orbitales

Veamos cómo se van llenando los orbitales d en el caso del tecnecio, cuyo último nivel es el $4d^6$:

Colocamos los cinco orbitales vacíos:

Subnivel (l)	Orbitales	Número de orbitales
s (l = 0)	$\uparrow\downarrow$ 0	1
p (l = 1)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -1 0 +1	3
d (l = 2)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -2 -1 0 +1 +2	5
f (l = 3)	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7

Colocamos los 5 orbitales "vacíos"

-2 -1 0 +1 +2

Valores del número cuántico Magnético

Ubicamos los 6 electrones que tiene dentro de los orbitales



$4d^6$ → Número de electrones



Se coloca el 1er electrón



Se coloca el 2do electrón



Se coloca el 3er electrón



Se coloca el 4to electrón



Se coloca el 5to electrón

Nos interesa la posición del último electrón

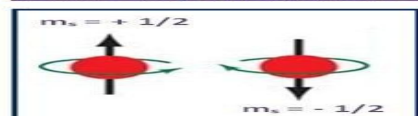
último electrón

-2 -1 0 +1 +2

Se coloca el último electrón

Número cuántico magnético (m) = -2

Cálculo del spin magnético:



Vemos que la "flecha hacia abajo" tiene un spin magnético igual a $-1/2$

Número cuántico spin magnético (m) = $-1/2$

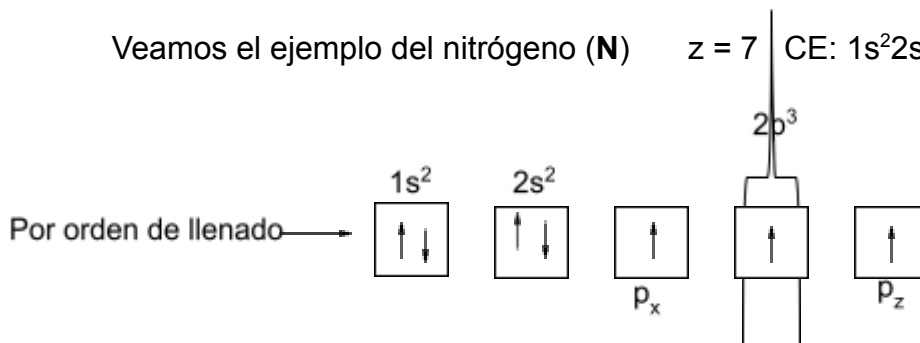
Resumiendo:

Nivel	Orbital	Cant. De suborbitales	Nº máx. de e ⁻ en c/ orbital	Nº máximo de e ⁻ en c/ nivel (2n ²)
1	s	1	2	2
2	s	1	2	8
	p	3	6	
3	s	1	2	18
	p	3	6	
	d	5	10	
4	s	1	2	32
	p	3	6	
	d	5	10	
	f	7	14	
.....				

Veamos el ejemplo del nitrógeno (N)

z = 7 CE: 1s²2s²2p³

← Por capas



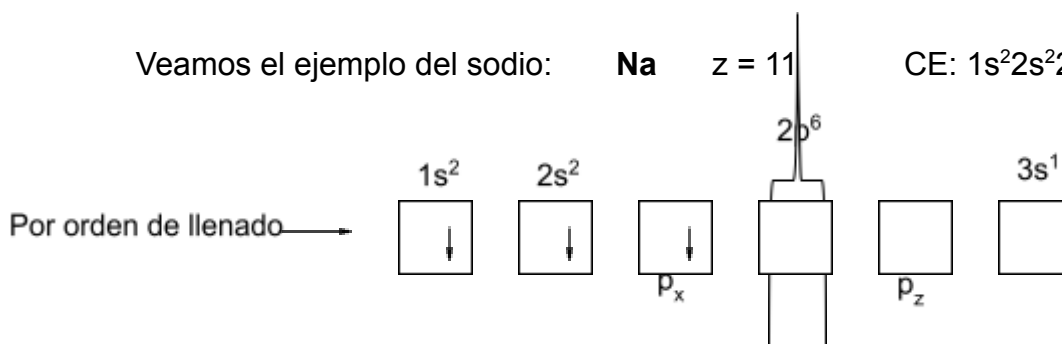
Veamos el ejemplo del sodio:

Na

z = 11

CE: 1s²2s²2p⁶ 3s¹

← Por capas



ACTIVIDAD 9: Escribe la configuración electrónica por orden de llenado y por capas del litio, boro, oxígeno, neón y helio.

Regla de las diagonales o diagrama de MÖLLER

Como ya sabemos, los electrones se disponen alrededor del núcleo de menor a mayor energía. A partir del tercer nivel, $n = 3$, se produce un escalonamiento de energías en los suborbitales, lo que hace posible que algunos posean menos energía que otros de número cuántico inferior.

Hay que tener en cuenta que en cada orbital sólo entran dos electrones con spines opuestos y que en el subnivel s hay un solo orbital, en el p hay tres orbitales, en el d hay cinco orbitales y en el subnivel f hay siete orbitales:

c) Indicar a qué elemento corresponde, indicando el nombre y el símbolo

- $1s^2$:
- $1s^2 2s^2 2p^1$:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

d) Hacer la C.E. en capas y siguiendo la regla de las diagonales del escandio, molibdeno, fósforo y bromo.

LA MASA DE LOS ÁTOMOS

Vimos que el número másico de cualquier átomo (A), es un número entero dado por la suma de los neutrones y los protones (nucleones) y son responsables de la masa de los átomos.

Los átomos son partículas extraordinariamente pequeñas, por eso queda claro que es imposible pesarlos directamente, pero existen técnicas experimentales que permiten determinar un valor de masa relativo a la de un átomo que se toma como referencia.

Actualmente el átomo que se toma como referencia es el isótopo C-12. A este isótopo se le asigna por definición, una masa de 12 unidades, cada una de las cuales se denominan uma: unidad de masa atómica:

Masa de 1 át. de C-12 = 12 uma, es decir que se define a 1 uma como la doceava parte de la masa del isótopo C-12:

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

Así tenemos que:

Elemento	Z	A	Masa atómica
hidrógeno	1	1	1,00784 uma
litio	3	7	6,938 uma
nitrógeno	7	14	14,00643 uma

UNIDAD FORMULAR Y MASA FORMULAR

La **unidad formular (UF)** de una sustancia es la unidad fundamental de la misma expresada por la fórmula química, en la cual se indica el número de átomos de cada uno de los elementos que la forman.

Vimos que las sustancias puras pueden ser **simples** o **compuestas**.

Cuando dos o más átomos de un mismo elemento químico se agrupan para formar moléculas, se obtiene una sustancia simple.

En general, los elementos gaseosos suelen encontrarse en forma de moléculas diatómicas: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , F_2

En las sustancias metálicas, sólidos no metálicos o líquidos como el hierro, carbono, mercurio, etc la unidad formular es simplemente un átomo del elemento indicado por la fórmula: Fe, Na, C, Hg

La unidad formular de una sustancia **compuesta**, por ejemplo, para la sustancia dióxido de azufre, de fórmula SO_2 está compuesta por dos átomos de oxígeno y uno de azufre, etc.

La **masa formular (MF)** de un **elemento** es simplemente la masa de un átomo de dicho elemento.

Por ejemplo, la masa del elemento oxígeno (O) es de 16 uma

La **masa formular** de una sustancia es la masa de una unidad formular de dicha sustancia y se obtiene sumando las masas de los átomos constituyentes.

Por ejemplo, la masa de una molécula de oxígeno, O_2 , será la masa de dos átomos de oxígeno:

$$\text{MF O}_2 = 2 \times 16 \text{ uma} = 32 \text{ uma/MF}$$

EL MOL

Dado que un átomo, un ión o una molécula son unidades extremadamente pequeñas, aún las cantidades más pequeñas de sustancia contienen un número enormemente grande de dichas partículas. Resulta conveniente contar con una unidad especial que comprenda a una gran cantidad de átomos. Surge así el concepto de **mol** que es la unidad de cantidad de sustancia del sistema internacional (SI), una de las 8 unidades básicas de ese sistema de unidades.

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23} = N_A, \text{ en donde } N_A \text{ es el número de Avogadro.}$$

Si desarrollamos este número queda:

$$602.200.000.000.000.000.000$$

Es decir, seiscientos dos mil doscientos trillones ó 0,6022 cuatrillones.

Éste es un número extraordinariamente grande, difícil de imaginar, pero más apto para el manejo de entidades extremadamente pequeñas.

Peso molecular gramo ó masa formular gramo: es la masa de un mol de unidades formulars de una sustancia y es numéricamente igual a la masa formular, pero expresada en gramos.

Por ejemplo, en el O_2 el peso molecular (PM) tendrá el mismo valor numérico pero expresado en gramos/mol:

$$32 \text{ uma/UF} = 32 \text{ g/mol}$$

ACTIVIDAD 11:

- Calcula el número de moles y de átomos que contiene un trozo de 25 g de aluminio.
 - ¿Cuántos átomos de oro hay en una pepita de 50 g?
 - ¿Qué volumen ocupa 1 mol de agua?
 - Se tienen 500g de vapor de agua y 500g de hielo a -10°C . ¿En cuál de los dos hay más átomos de hidrógeno?
- a) Completa el cuadro:

	Masa formular	PM
H ₂		
O ₃		
H ₂ O		
N ₂		
F ₂		
SO ₂		

Formación de iones

Cuando un átomo se combina con otro, puede ganar o perder electrones. Deja de ser eléctricamente neutro y se convierte en una partícula cargada llamada **ión**.

Los metales tienden a ceder sus electrones de valencia (los del último nivel) para alcanzar la máxima estabilidad, es decir, la estabilidad del gas noble más cercano, adquiriendo carga positiva. Se transforman en **cationes** (+). Por esta tendencia a ceder electrones, se dice que los metales son **electropositivos**.

Los no metales tienden a ganar electrones, para completar así el octeto y lograr la máxima estabilidad, es decir, la estabilidad del gas noble más cercano, ganando uno o más electrones, adquiriendo así una carga negativa. Se transforman en **aniones** (-). Por esta tendencia a ganar electrones, se dice que los metales son **electronegativos**.

ACTIVIDAD 12

- Describe el proceso de formación de los iones del magnesio y del nitrógeno.
- Completa la siguiente tabla:

Ión	Nº atómico	Nº másico	Nº de n ⁰	Nº de p ⁺	Nº de e ⁻	Carga eléctrica
Mg ⁺²		24				
F ⁻			10		10	
			20	19	18	
		32		16		-2
			14		10	+3
Br ⁻		81				
Na ⁺		23				

Uniones químicas

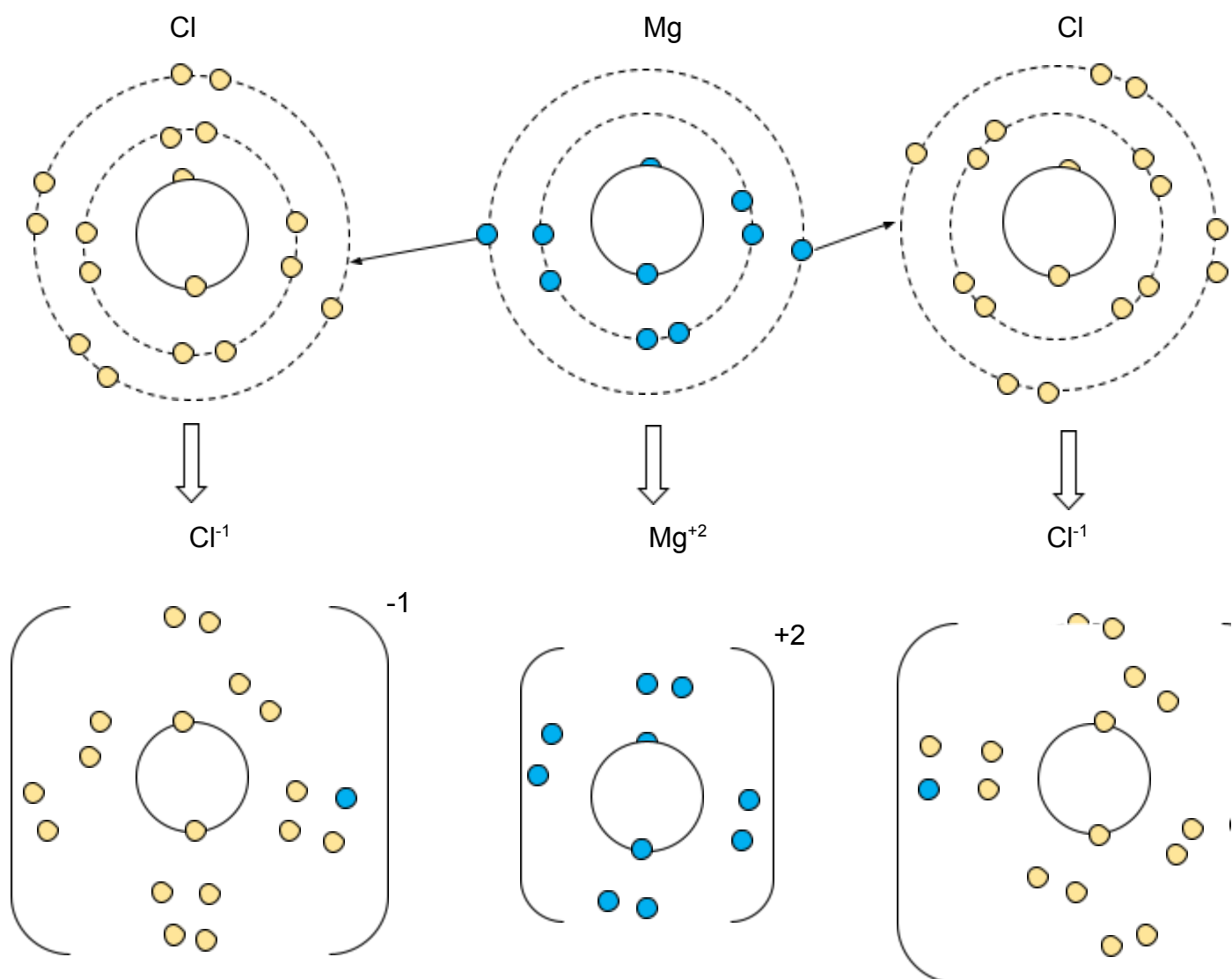
Los átomos que constituyen una sustancia no están mezclados, sino unidos entre sí mediante enlaces químicos. Los átomos se combinan con el objetivo de alcanzar una C.E. más estable.

Los electrones que intervienen en un enlace químico son los más externos o “electrones de valencia”

Unión Iónica

Se produce entre un **metal** y un **no metal**. Como el primero tiene tendencia a ceder electrones y el segundo a ganar electrones, se produce una transferencia de electrones que origina la formación de **iones** y estos iones formados se unen por atracción entre cargas opuestas, es decir por fuerzas electrostáticas que los mantienen unidos.

Veamos el ejemplo del cloruro de magnesio, cuya fórmula es MgCl_2 :



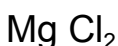
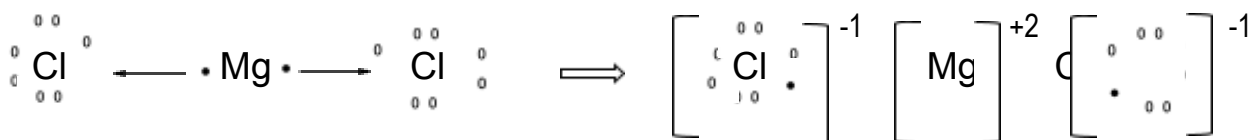
Esta partícula es una sal, formada por un átomo de magnesio (metal) y dos átomos de cloro (no metal)

El magnesio que tiene 12 protones, 12 neutrones y 12 electrones, pierde los 2 últimos electrones y se transforma en un catión, con carga +2 porque queda con 12 protones, 12 neutrones y 10 electrones.

Cada átomo de cloro que tiene 17 protones, 18 neutrones y 17 electrones, gana 1 electrón y se transforma en un ANIÓN, con carga -1 porque queda con 17 protones, 18 neutrones y 18 electrones

Para simplificar la representación de las uniones químicas se utilizan las denominadas estructuras de **Lewis** o de punto, en las que sólo se indican el símbolo del elemento en cuestión y los electrones que posee cada uno de los mismos en su último nivel energético (electrones de valencia)

Usando esta simbología, la unión entre el magnesio y el cloro nos quedaría:



ACTIVIDAD 13:

Teniendo en cuenta el ejemplo analizado, representa las uniones que se producen en los siguientes compuestos iónicos:

- Na Cl
- Al F₃
- Mg S
- Na₂ O

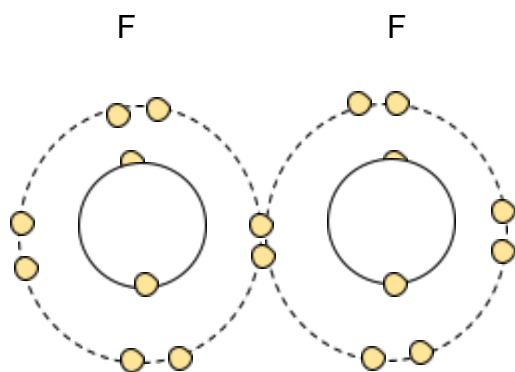
Los **compuestos iónicos** se caracterizan por tener elevados puntos de fusión y de ebullición, ser sólidos a temperatura ambiente, ser solubles en agua y ser buenos conductores de la corriente eléctrica cuando se encuentran fundidos o disueltos en agua. Son sólidos cristalinos, no forman moléculas.

Unión Covalente

Es la unión que se produce entre átomos de **no metales**, los cuales se unen porque **comparten** pares de electrones de manera tal de completar su último nivel energético con 8 electrones (octeto completo); a excepción de primer elemento, el hidrógeno, que por tener un solo orbital completa su último nivel energético con 2 electrones.

Veamos ejemplos de **uniones covalentes**

La molécula de flúor (F₂) está formada por la unión de dos átomos de flúor que, por ser no metales, van a compartir **un** par de electrones, de manera que ambos átomos queden con 8 electrones (**octeto completo**) en el último nivel energético. Forman una unión **covalente simple**



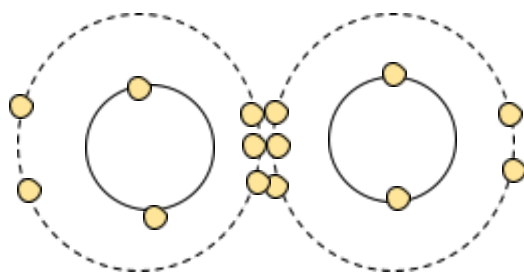
Podemos representar de manera simplificada la unión covalente simple mediante la **fórmula desarrollada**:



En donde el guión representa un par de electrones compartidos.

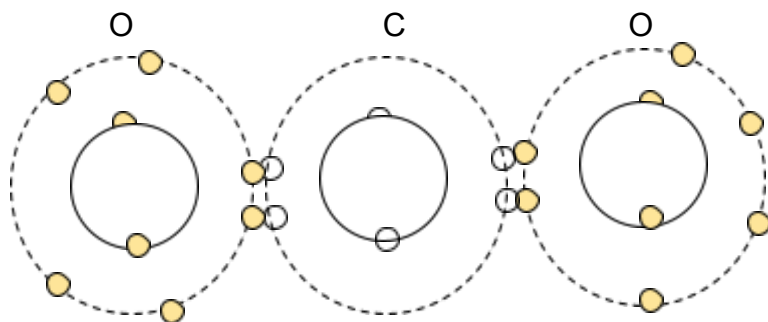


La molécula del N_2 está formada por dos átomos de nitrógeno que, al ser ambos átomos no metálicos, también se unirán por medio de una unión **COVALENTE** compartiendo pares de electrones:

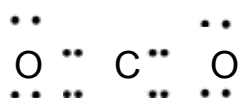


En ésta molécula se produce una **UNIÓN COVALENTE TRIPLE** ya que ambos átomos para poder completar su octeto deben compartir tres pares de electrones.

La molécula de dióxido de carbono CO_2 está constituida por un átomo de carbono y dos de oxígeno, todos elementos no metálicos, por lo tanto entre ellos se establecerán **uniones covalentes**, es decir que van a compartir pares de electrones para formar la molécula.



Vemos que cada átomo de oxígeno comparte dos pares de electrones con el átomo de carbono, por lo tanto, se establece entre ellos dos uniones covalentes dobles y de esta manera todos los átomos quedan con su octeto completo:



Los compuestos covalentes se caracterizan por tener bajos puntos de fusión y de ebullición, ser líquidos o gaseosos a temperatura ambiente, ser poco solubles o insolubles en agua y ser malos conductores de la electricidad.

ACTIVIDAD 14:

- 1- Dadas las fórmulas de los siguientes compuestos covalentes y siguiendo los ejemplos anteriores, realiza las representaciones de las uniones que se establecen en los mismos:



- 2- Dados los siguientes pares de átomos, ubica cada par dentro del recuadro según corresponda al tipo de unión que puede establecerse entre los mismos:

- Cloro-hidrógeno
- Sodio-azufre
- Oxígeno-bromo
- Potasio-yodo
- Calcio-flúor
- Hidrógeno-azufre
- Oxígeno-fósforo
- Hierro-oxígeno

<u>Unión iónica</u>	<u>Unión covalente</u>

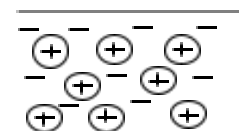
Entre las moléculas covalentes existen dos grandes grupos: las moléculas **polares** y las **no polares**.

- Las **moléculas polares** son aquellas en las que los pares de electrones compartidos entre los átomos están más cerca de uno de los átomos que del otro, debido a que uno de ellos los atrae con más fuerza. Por lo tanto, sobre ese átomo se crea un polo negativo y sobre el otro, un polo positivo.
- Las moléculas no polares son aquellas en las que los pares de electrones compartidos son atraídos con igual fuerza por ambos átomos, por lo tanto, estos electrones están a igual distancia de dichos átomos y no se generan polos de carga eléctrica.

Unión Metálica

Los metales tienen tendencia a ceder o perder los electrones que poseen en su último nivel energético y por lo tanto convertirse en cationes. Estos electrones que pierden los átomos metálicos se mueven con bastante facilidad entre los núcleos positivos que quedan unidos por dichos electrones.

Es decir que podemos imaginar la unión metálica como una red de iones positivos (cationes) sumergidos en un mar de electrones.



La libertad con que se mueven los electrones dentro de la red metálica es lo que permite explicar ciertas propiedades de los metales tales como el brillo, la capacidad de conducir calor y electricidad, maleabilidad, ductilidad, etc.

ACTIVIDAD 14: Indica las características generales de cada enlace químico.

ACTIVIDAD 15: ¿Qué parejas de los siguientes elementos formarán enlace iónico?

Mg, K, Cl, Ca, S, Br, I.

ACTIVIDAD 16: ¿Qué tipo de enlace se presenta entre las siguientes parejas de elementos? Indica también su fórmula: * Mg y Cl * Ar y Ar * Cl y Cl * H y S
* Mg y Mg * Na y Br * H e H * O y O

ELECTRONEGATIVIDAD

Es la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones. Si un átomo tiene una gran tendencia a atraer electrones, se dice que es muy electronegativo y si su tendencia es a perder esos electrones, se dice que es electropositivo. Los diferentes valores de electronegatividad se clasifican según diferentes escalas, entre ellas la escala de Pauling y la escala de Mulliken.

En general, los diferentes valores de electronegatividad de los átomos determinan el tipo de enlace que se formará en la molécula. Así, según la diferencia entre las electronegatividades de éstos se puede determinar (convencionalmente) si el enlace será, según la escala de Pauling:

- Iónico (diferencia superior o igual a 1,7)
- Covalente polar (diferencia entre 0,4 y 1,7)
- Covalente no polar (diferencia inferior a 0,4)

En la escala de Pauling el máximo valor es 4, que se le asigna al Flúor y el menor es 0,7 y se le asigna al Cesio, que es el menos electronegativo.

La **electronegatividad** de un elemento mide su tendencia a atraer hacia sí electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad para atraerlos.

Pauling la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada *escala de Pauling*, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de 0,7.

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

Below 1.0

1.0–1.4

1.5–1.9

2.0–2.4

2.5–2.9

3.0–4.0

*Lanthanides: 1.1–1.3

*Actinides: 1.3–1.5

La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su potencial de ionización y su electroafinidad.

Un átomo con una afinidad electrónica muy negativa y un potencial de ionización elevado, atraerá electrones de otros átomos y además se resistirá a dejar ir sus electrones ante atracciones externas; **será muy electronegativo**.

ACTIVIDAD 17:

a) ¿Qué es la electronegatividad?

- Es la tendencia que presenta un elemento a atraer hacia si electrones.

- Es la tendencia relativa de un átomo en estado gaseoso a repeler los electrones
- Es la carga negativa que presenta un anión.
- Es la diferencia entre el potencial de ionización y la afinidad electrónica de un elemento

b) Indique cuál es elemento más electronegativo de la serie: Be Ca Ba Mg

c) Ordene los átomos siguientes de menor a mayor electronegatividad: C, Li, Se y Ca

d) ¿Cuál de los siguientes enlaces es el más polar? *C-O *C-Na *C-Cl *C-C

e) ¿Cuál es la tendencia general de la electronegatividad a lo largo de un período?

- o Aumentar.
- o No existe una tendencia general
- o Permanece constante
- o Disminuir

f) ¿Cuál de estos compuestos presenta el enlace con mayor carácter iónico?



g) Ordena de mayor a menor según sus electronegatividades a los siguientes átomos:

Al, N, P y Na

h) ¿Qué tipo de enlace tiene lugar entre átomos de diferente electronegatividad?

- *No se puede predecir
- *Covalente
- *Metálico
- *Iónico

i) Los átomos que participan en un enlace covalente presentan valores para la electronegatividad:

- o Similares y elevados
- o Similares y bajos
- o Muy diferentes
- o La formación de un enlace covalente no depende de la electronegatividad de los átomos que participan

Número de oxidación

Este número es una forma de indicar el estado de carga en el que se encuentra un átomo en un compuesto. Este estado de carga depende de los átomos combinados con él.

Cuando un átomo se combina con otro utiliza uno o más electrones para enlazarse, cediéndolos, tomándolos o compartiéndolos, como ya hemos visto.

No siempre un elemento tiene un único número de oxidación, sino que depende de la capacidad de combinación que tiene ese elemento.

En todos los compuestos, la suma de los números de oxidación da cero, ya que las moléculas son eléctricamente nulas.

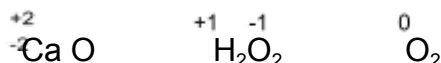
Reglas generales:

- El flúor es el más electronegativo y su número de oxidación en todos sus compuestos es -1:

F

- El oxígeno actúa con -2, excepto cuando se une a sí mismo o en los peróxidos:

Por ejemplo:



- El más electropositivo de los no metales es el hidrógeno, y actúa con +1 combinado con otro **no metal** o -1 combinado con un **metal**.

Por ejemplo:



- El número de oxidación de los demás elementos se calcula teniendo en cuenta que la suma de los números de oxidación de una molécula neutra es cero.

ACTIVIDAD 18:

*Indica los números de oxidación:

- K Cl
- Al₂O₃
- Fe Cl₃
- Ca Cl₂
- H₂O
- Br₂O
- HCl

*Calcula los números de oxidación del N, Mn y S en los siguientes compuestos:

- H N O₃
- K Mn O₄
- H₂SO₄

Nomenclatura Química

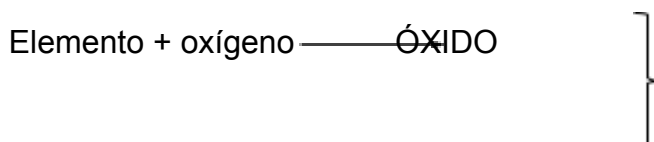
La **IUPAC** (Internacional Union Pure and Applied Chemistry, Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), ha establecido un conjunto de reglas que permiten nombrar y realizar fórmulas para cada sustancia. Aun así, ciertas sustancias han mantenido nombres históricos o tradicionales que no guardan relación con su fórmula y pueden variar según el idioma: agua, amoníaco y otras.

La IUPAC recomienda nombrar a los **compuestos químicos** indicando la cantidad de átomos que conforman el compuesto con prefijos numerales: mono, di, tri, tetra, penta, exa, hepta, etc. Si no existe ambigüedad, no es necesario ponerlo (Nomenclatura **sistemática**).

Pero hay otras nomenclaturas, como la de **Stock**, que indica entre paréntesis el número de oxidación a continuación del nombre del elemento. Si se trata de un elemento sin combinar, el número de oxidación es cero. Si el número de oxidación es único, no hace falta ponerlo.

Por último, mencionaremos la **tradicional**, que consiste en indicar mediante el subfijo **-oso** al menor estado de oxidación e **-ico** al mayor. Si existen cuatro estados de oxidación posibles, se agrega el prefijo **hipo-** a la menor de las cuatro y **per-** a la mayor de las cuatro.

Para comenzar a nombrar los **compuestos químicos** se tomarán las principales combinaciones de los elementos con oxígeno e hidrógeno:



COMPUESTOS

BINARIOS

Elemento + hidrógeno $\longrightarrow$ HIDRURO

Oxígeno + metal $\longrightarrow$ óxido metálico

Óxido de metal	Sistemática	Stock	Tradicional
CaO	Óxido de calcio	Óxido de calcio	Óxido de calcio
Li ₂ O	Óxido de litio	Óxido de litio	Óxido de litio
Cu ₂ O	Monóxido de dicobre	Óxido de cobre (I)	Óxido cuproso
CuO	Monóxido de cobre	Óxido de cobre (II)	Óxido cúprico

ACTIVIDAD 19:

- Nombra los siguientes óxidos: FeO Fe₂O₃ Na₂O Mg O

- Escribe la fórmula de los siguientes óxidos:

óxido de aluminio

óxido plumboso

óxido de oro (III)

Oxígeno + NO metal $\longrightarrow$ óxido no metálico

Óxido de no metal	Sistemática	Stock	Tradicional
CO	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)	Óxido carbonoso
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)	Óxido carbónico
SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Óxido sulfúrico
Cl ₂ O			Óxido hipocloroso
Cl ₂ O ₃			Óxido cloroso
Cl ₂ O ₅			Óxido clórico
Cl ₂ O ₇			Óxido perclórico

ACTIVIDAD 20:

*Nombra los siguientes óxidos: SO_2 B_2O_3 Br_2O P_2O_5

*Escribe la fórmula de los siguientes óxidos: heptóxido de dibromo – óxido sulfúrico – trióxido de difósforo

*Completa el cuadro anterior.

Hidruros



En este caso el hidrógeno al estar unido a un metal actúa con estado de oxidación -1

Hidruro metálico	Sistemática	Stock	Tradicional
KH	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio
SnH ₄	Tetrahidruro de estaño	Hidruro de estaño (IV)	Hidruro estánnico
SnH ₂	Dihidruro de estaño	Hidruro de estaño (II)	Hidruro estannoso

ACTIVIDAD 21:

- Nombra los siguientes hidruros: •NaH •CaH₂ •FeH₃ •CuH CuH₂
- Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:
 - hidruro de aluminio
 - hidruro cobaltoso
 - trihidruro de oro



En general son gases. Aquí el no metal actúa con el menor estado de oxidación.

Los hidruros de flúor, cloro, bromo, yodo, selenio y azufre se nombran haciendo terminar en **-uro** el nombre de los no metales: fluoruro, cloruro, bromuro, yoduro, seleniuro, sulfuro.

Disueltos en agua se llaman **hidrácidos** dado que las disoluciones tienen carácter ácido, y se los designa con la palabra "ácido" seguida del nombre del no metal terminado en "hídrico".

ACTIVIDAD 22: Completa el siguiente cuadro:

	gaseoso	Disuelto en agua
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
HBr		
HI		
		Ácido fluorhídrico

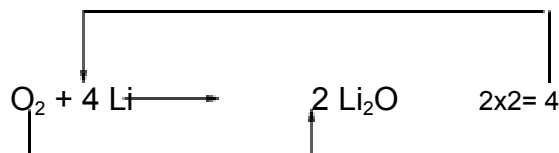
Ecuaciones de formación

Veamos cómo se escribe la **ecuación química** que representa la formación del **óxido de litio**, que no es más que la reacción entre el oxígeno del aire que se encuentra como moléculas biatómicas gaseosas y el metal, que por lo general es sólido y monoatómico:



Esta ecuación está incompleta dado que se debe cumplir con el principio de conservación de masa y por lo tanto tiene que ser balanceada, equilibrada o ajustada, es decir, debe haber igual número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos.

Para ello, nos conviene comenzar por el oxígeno:

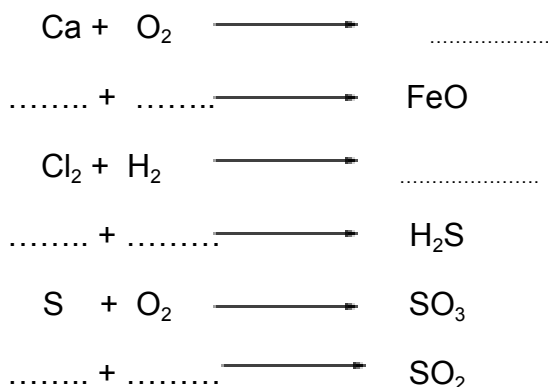


Esta es una **reacción de combinación**, en donde dos o más sustancias se combinan para formar un compuesto:



Donde A y B pueden ser sustancias simples o compuestas. Como esta reacción parte de sustancias simples, es además una reacción de **síntesis**.

ACTIVIDAD 23: Completa, ajusta y nombra



ACTIVIDAD 24:

Escribe la ecuación de la síntesis de:

- | | | |
|--------------------|---------------------|--------------------------|
| •hidruro de sodio | •dióxido de carbono | •hidruro de hierro (III) |
| •ácido sulfhídrico | •óxido plumboso | •tetra hidruro de plomo |

HIDRÓXIDOS

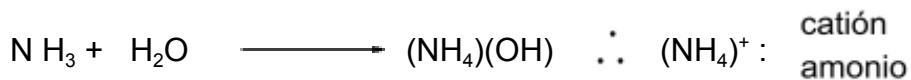
Son compuestos ternarios cuya fórmula es de la forma **M (OH)_n** siendo M un metal y n el estado de oxidación de M. Se caracterizan por tener el grupo oxidrilo: (OH)⁻¹

	Sistemática	Stock	Tradicional
Na (OH)	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Ba (OH) ₂	Hidróxido de bario	Hidróxido de bario	Hidróxido de bario
Al (OH) ₃	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
Cu (OH)	Monohidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (I)	Hidróxido cuproso
Cu (OH) ₂	Dihidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (II)	Hidróxido cúprico

Cuando los óxidos de metales reaccionan con el agua, dan lugar a la formación hidróxidos:



Pero también hay casos de hidróxidos no metálicos, como es el caso del **hidróxido de amonio**, que se forma al disolver amoníaco en agua:



ACTIVIDAD 25: Escribe las fórmulas del hidróxido áurico y del trihidróxido de cobalto.

ACTIVIDAD 26: Escribe la ecuación de formación del hidróxido cromoso, hidróxido cúprico e hidróxido de litio.

ACTIVIDAD 27: Completa las siguientes ecuaciones de combinación y nombra todos los compuestos intervinientes



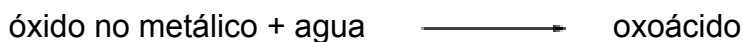
OXOÁCIDOS

Son compuestos ternarios formados por **hidrógeno-no metal-oxígeno**.

Por ejemplo: HNO_3 ó H_2SO_4 . Lleva tantos hidrógenos como carga tenga el oxoanión.

Oxoaniones	[	NO_3^-	nitrato
		NO_2^-	nitrito
		SO_4^{-2}	sulfato
		SO_3^{-2}	sulfito
		CO_3^{-2}	carbonato
		CO_2^{-2}	carbonito; etc.

Su **ecuación de formación** en general es:



En algunos casos los metales de transición con número de oxidación alto dan oxoácidos, dando oxoaniones como el permanganato: MnO_4^-

En la ecuación de formación, para formar el oxoácido se colocan en orden:

H –no metal- O

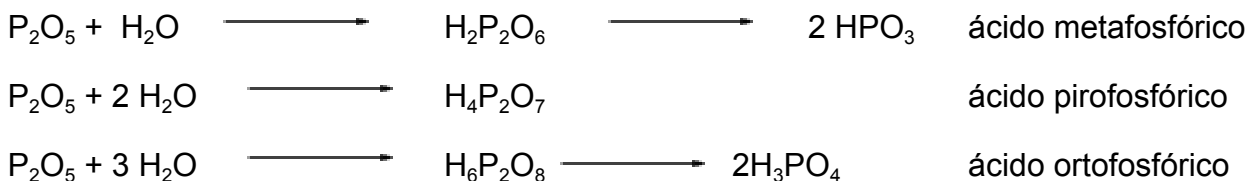
A continuación, a cada elemento se le coloca el subíndice igual al número total de átomos del elemento que hay del lado de los reactivos, si son múltiplos, se simplifican y se coloca el mínimo común divisor como coeficiente estequiométrico, por ejemplo:



Para nombrarlos se cambia la palabra óxido por ácido. En el ejemplo anterior partimos del **óxido** nítrico y obtenemos el **ácido** nítrico.

En el caso de los oxoácidos del P, As, Sb, Si y B dependen de la cantidad de moléculas de agua con las que se combinen.

Los ácidos **meta-** se forman sumando una molécula de agua, los ácidos **piro-** se forman sumando dos moléculas de agua y los ácidos **orto-**, sumándole tres de agua.

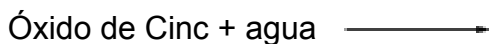
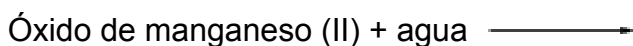


ACTIVIDAD 28: Completa las siguientes ecuaciones de formación y nombra los productos:



ACTIVIDAD 29:

- Dadas las siguientes reacciones, indicar los nombres de los compuestos formados. Escribir las correspondientes ecuaciones y ajustarlas:



ACTIVIDAD 30:

- Escribir las ecuaciones de formación de los siguientes compuestos:

Ácido nitroso

Hidróxido de magnesio

Ácido nítrico

hidróxido de hierro (III)

Hidróxido de estaño (IV)

hidróxido de mercurio (II)

Sulfuro de hidrógeno

Hidróxido de potasio

SALES

Son de la forma

CATIÓN +
ANIÓN

ó

METAL + NO
METAL

Anión	Nombre	Ácido del que deriva	Nombre del ácido
F^-	fluoruro	HF	Ácido fluorhídrico
Cl^-	cloruro	HCl	Ácido clorhídrico
Br^-	bromuro	HBr	Ácido bromhídrico
I^-	yoduro	HI	Ácido yodhídrico
S^{2-}	sulfuro	H_2S	Ácido sulfhídrico
CN^-	cianuro	HCN	Ácido cianhídrico

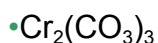
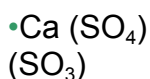
Para nombrarlas se comienza por el nombre del anión seguido de la conjunción “de” y el nombre del catión.

ACTIVIDAD 31:

1) Poner el nombre a las siguientes sales no oxigenadas del tipo binario:



2) Poner el nombre a las siguientes oxosales neutras:



Ecuación de formación

Este tipo de compuestos se puede obtener cuando se combina un ácido con un hidróxido (base).



Al reaccionar el ácido con el hidróxido se **sustituyen** total o parcialmente los hidrógenos del ácido por los cationes del hidróxido, por esa razón, la reacción se llama “de sustitución”.

Cuando son sustituidos todos los hidrógenos del ácido por el catión de la base, estamos en presencia de una **neutralización**:

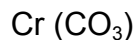


Para la fórmula de la sal:

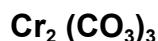
1- se escribe el catión que forma parte de la base y luego el anión que proviene del ácido:

3+

2-

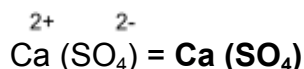


2. Se colocan como subíndices las cargas invertidas:

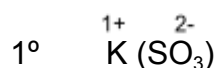


3- Se simplifica si es posible.

La sal neutra proveniente del ácido sulfúrico, H_2SO_4 y el hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, será:



La sal neutra proveniente del ácido sulfuroso, H_2SO_3 e hidróxido de potasio, $\text{K}(\text{OH})$, será:



Nomenclatura:

Se cambian las terminaciones –ico del ácido por –ato en la sal



Se cambian las terminaciones –oso del ácido por –ito en la sal



ACTIVIDAD 32: Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

- Cloruro de calcio
- Sulfuro de potasio
- Yoduro de sodio
- Sulfato de sodio
- perclorato de potasio
- permanganato de sodio
- Sulfito estánnico
- carbonato de sodio
- nitrato de aluminio

ACTIVIDAD 33:

Dadas las siguientes reacciones, indicar los nombres de los compuestos formados, escribir las correspondientes ecuaciones y ajustarlas:

Ácido carbónico + hidróxido de calcio $\longrightarrow$

Ácido sulfuroso + hidróxido de aluminio $\longrightarrow$

Ácido clórico + hidróxido de sodio $\longrightarrow$

Ácido clorhídrico + hidróxido de hierro (III) $\longrightarrow$

Ácido nitroso + hidróxido estannoso $\longrightarrow$

Ácido hipocloroso + hidróxido de potasio $\longrightarrow$

Ácido sulfúrico + hidróxido de amonio $\longrightarrow$

ACTIVIDAD 34:

Escribe las ecuaciones de la reacción que se propone en cada caso y balancea:

$\text{HBr} + \text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2$	$\text{HNO}_3 + \text{Pb}(\text{OH})_2$
$\text{HNO}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_3$	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Pb}(\text{OH})_4$	$\text{HF} + \text{Na}(\text{OH})$	$\text{HNO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3$

ACTIVIDAD 35: identifica en la siguiente lectura los compuestos mencionados y realiza sus fórmulas:

El ingrediente de las bebidas cola que parece extraño, y bastante amenazante, es el ácido fosfórico. Generalmente estamos más familiarizados con este ácido como agente activo en removedores de óxido, y con sus sales, llamadas fosfatos, usadas en detergentes.

Algunas veces el ácido fosfórico contenido en las bebidas cola ha encontrado otros usos. Los automovilistas, los motociclistas y camioneros en los años 50 y los 60 usaban estas bebidas para limpiar distintas partes cromadas de sus vehículos. El ácido fosfórico reaccionaba químicamente con el cromo para formar una dura capa superficial de fosfato de cromo que protegía el metal. Además, disolvía el óxido que se formaba protegiendo al acero que quedaba al descubierto. Industrialmente el ácido fosfórico todavía se usa para este propósito, y todas las pinturas antióxido se basan en él.

No hay nada siniestro acerca del ácido fosfórico o sus sales. Decir que las bebidas cola contienen un limpiador industrial, como se hace en algunos libros, es cierto, pero ésta no es razón para no beberlas. El fosfato contenido en nuestros alimentos se transforma en ácido fosfórico en el estómago, debido a la acidez de éste provocada por ácido clorhídrico. Todas las células vivientes necesitan ácido fosfórico para funcionar y no importa de dónde provenga.

b) Calcula el número de moles que hay en:

- 117 g de cloruro de sodio
- 51 g de amoníaco
- 180 g de trióxido de azufre
- 47,75 g de hidróxido de aluminio
- 147 g de ácido fosfórico
- 13,6 g de sulfato de calcio

c) En 1 mol de agua:

- ¿Cuántas moléculas hay?
- ¿Cuántos átomos de H?
- ¿Cuántos átomos de O?
- ¿Cuántos protones?

d) Calcula

- Cuántos átomos de oxígeno hay en 100 g de sulfato férrico.
- ¿Cuántas moléculas de metano hay en 6 moles de este? Metano = CH_4
- ¿Cuántos moles son 100 g de cloruro de bario?
- ¿Cuántos moles de átomos de aluminio hay en 135 g de dicho metal?
- ¿Cuántas moléculas de propano hay en 0,88 g del mismo? Propano = C_3H_8
- ¿Cuántas moléculas hay en 2 cm^3 de agua? La densidad del agua es 1 g/cm^3 .
- ¿Cuántos cm^3 de etanol deben medirse en una probeta, para tener 0,5 moles de etanol? La densidad del etanol es 0,789 g/cm^3 .
- ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 3 moles de H_2 ?
- Un frasco de laboratorio contiene 100 g de carbonato de sodio ¿Cuántos átomos de sodio, de carbono y de oxígeno hay en el frasco?

Volumen molar de un gas: es el volumen que ocupa un gas en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)

Estas condiciones son:

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$$

Este volumen es fijo y constante en estas condiciones. Como el valor es por cada mol de gas, se puede obtener la siguiente equivalencia:

$$1 \text{ mol de gas} = 22,4 \text{ litros (l)}$$

De esta equivalencia se obtienen los factores de conversión.

Así por ejemplo podemos tener las siguientes relaciones:

$$1 \text{ mol de } \text{H}_2 \longrightarrow 2\text{g} \longrightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \longrightarrow 22,4 \text{ l en CNPT.}$$

$$1 \text{ mol de } \text{Cl}_2 \longrightarrow 70,9 \text{ g} \longrightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \longrightarrow 22,4 \text{ l en CNPT}$$

$$1 \text{ mol de } \text{O}_2 \longrightarrow 32 \text{ g} \longrightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \longrightarrow 22,4 \text{ l en CNPT}$$

Por ejemplo: ¿Qué volumen en CNPT ocupan 0,5 moles de H_2 ?

Sabemos que:

$$\frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2 \text{ en CNPT.}}{\quad} \quad \frac{0,5 \text{ mol de } \text{H}_2}{\quad} \longrightarrow = \boxed{X = 11,2 \text{ l}}$$

ACTIVIDADES:

- ¿Qué volumen en condiciones normales ocupan $1,78 \times 10^{25}$ moléculas de O_2 ?
- Un recipiente de 3 litros de capacidad contiene gas amoníaco (NH_3) en condiciones normales. ¿Qué masa del gas está representada en este volumen?
- En una reacción química se han desprendido 8,5 g de un gas desconocido, que en condiciones normales ocupa un volumen de 2,5 l. Determinar la masa molar (peso molecular) de dicho gas.

Relaciones estequiométricas.

Las ecuaciones químicas constan de dos miembros, uno de ellos corresponde a los reactantes que se escriben a la izquierda y el otro corresponde a los productos, los que se escriben a la derecha. Ambos miembros se separan por una flecha que indica el sentido de la reacción.

En las reacciones de equilibrio se coloca una doble flecha.

Por otro lado, debemos recordar que las ecuaciones químicas siempre se presentan en forma equilibrada, lo que permite conocer las relaciones cuantitativas a nivel de moles y de masa de las sustancias que participan. También informan acerca de los volúmenes de las sustancias cuando se trata de gases.

Veamos el siguiente ejemplo:



1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 y se forman 2 moles de NH_3

22,4 l. de N_2 reaccionan con 67,2 l. de H_2 y se forman 44,8 l. de NH_3 en c.n.

28 g de N_2 reaccionan con 6 g de H_2 y se forman 34 g de NH_3

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de N_2 reaccionan con $18,06 \times 10^{23}$ moléculas de H_2 y se forman $12,04 \times 10^{23}$ moléculas de NH_3 .

Conocida una reacción química y establecida la ecuación que la representa, se pueden realizar todas las equivalencias de unidades que se deseen para como moles a gramos, moléculas a volúmenes y viceversa, etc.

Veamos la síntesis del agua:



Si se desea calcular por ejemplo cuántos moles de hidrógeno se requieren para obtener 5 moles de agua, se razona de la siguiente manera: si para obtener dos moles de agua se requieren dos moles de hidrógeno, para obtener 5 moles de agua:



$$5 \text{ mol } H_2O \longrightarrow X = \frac{5 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } H_2O} \times 2 \text{ mol } H_2 = 5 \text{ mol } H_2$$

EMBED

Si se desea calcular cuántos gramos de oxígeno se necesitan para reaccionar completamente con 5 g de hidrógeno, es conveniente realizar la conversión de moles a gramos previamente a realizar el cálculo, de esta manera:

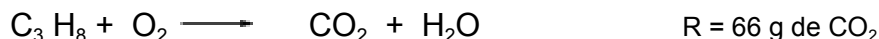


Y razonamos así:

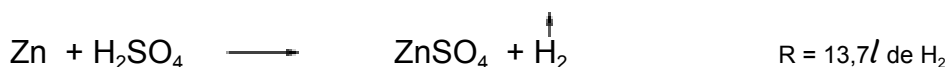
$$\begin{array}{ccc} 4\text{ g H}_2 & \longrightarrow & 32\text{ g O}_2 \\ 5\text{ g H}_2 & \longrightarrow & X = \frac{5\text{ g H}_2 \cdot 32\text{ g O}_2}{4\text{ g H}_2} = 40\text{ g O}_2 \end{array}$$

ACTIVIDADES:

- La combustión del gas metano en presencia de oxígeno produce dióxido de carbono y agua. ¿Cuál es el peso de dióxido de carbono que se obtiene a partir de 50 g de metano?
- Una muestra de 150 g de magnesio se trata adecuadamente con ácido clorhídrico. ¿Qué volumen de hidrógeno se producirá en condiciones normales?
- Balancea la siguiente ecuación, que corresponde a la combustión del propano y determina los gramos de CO_2 que se producen en la combustión de $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de propano



- Calcula el volumen de H_2 que se producirá en CNPT al hacer reaccionar 40 g de Zn con H_2SO_4 de acuerdo con la reacción:



- Calcular la cantidad de óxido de calcio que se produce cuando se descomponen 50 g de carbonato de calcio puro



- Balancea la ecuación que corresponde a la degradación de la glucosa que ocurre en el cuerpo humano y responde: Si nuestro cuerpo consume 500 g de glucosa, ¿qué masa de CO_2 y H_2O se produce simultáneamente?



SOLUCIONES

En sistemas materiales vimos que se clasifican en homogéneos y heterogéneos. Son las **mezclas**.

Pues bien, las **soluciones** son **mezclas homogéneas** y están compuestas por lo menos por dos componentes que se denominan **soluto** y **solvente** o disolvente.

Soluto es el componente que se encuentra en menor proporción.

Solvente es el componente que se encuentra en mayor proporción.

Las soluciones pueden ser líquidas, sólidas o gaseosas:

Tipo de solución	Ejemplo
Sólido – líquido	sal en agua

Líquido – líquido	alcohol y agua
Gas – líquido	soda sin burbujas
Gas – gas	aire filtrado
Sólido – sólido	bronce – soldaduras
Gas – sólido	H ₂ en Pt

ACTIVIDADES:

Dados los siguientes sistemas materiales, señala con una “S” a los que consideres que son soluciones. Indica cuál es el soluto y cuál es el solvente.

- alcohol con gotas de tinta roja
- lavandina
- arena y piedras
- agua mineral
- aceite y vinagre
- agua azucarada
- un trozo de plomo
- nafta y agua

Hay que tener en cuenta que cada soluto tiene una propiedad que se denomina **solubilidad** que indica qué cantidad del mismo se puede disolver en una determinada cantidad de solvente, a una cierta temperatura.

Responde:

- ¿en qué caso es más fácil disolver un poco de azúcar: en un café frío o en uno caliente?
- ¿Cuándo hace más espuma un jabón, en agua fría o en agua caliente?
- ¿Porqué para hacer unos buenos mates en mejor utilizar agua caliente y no agua fría?

La **solubilidad** depende de la temperatura y en general a mayor temperatura, mayor solubilidad, es decir, se disuelve mayor cantidad de soluto.

Concentración de una solución

Una cuestión importante es cómo se expresa la cantidad de soluto contenido en el solvente.

La relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o de solución se denomina **concentración** de una solución. Existen muchas formas de expresar la concentración de una solución, algunas muy antiguas y han perdido vigencia, mientras que otras son muy especializadas y se utilizan en determinados tipos de estudios.

Veamos las más usadas:

Forma de expresar la concentración	Símbolo	Unidades	Descripción
Porcentaje en masa	% m/m	g/100g	Masa de soluto expresada como porcentaje de la masa total de la solución
Partes por millón	ppm	mg/kg	Masa de soluto en mg por cada kg de solución
Porcentaje masa en volumen	% m/V	g/100ml	Masa de soluto en g por cada 100 ml de solución
Gramos/litro	g/l	g/l	Masa de soluto en gramos por litro de solución
Molaridad	M	mol/l	Moles de soluto por cada litro de solución

Porcentaje de masa en masa: en este caso la concentración de la solución está dada por:

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de soluto} + \text{masa de solvente}} \cdot 100$$

Por lo tanto, si decimos que una solución tiene una concentración al 5% m/m significa que la misma contiene 5 g de soluto por cada 100 g de solución.

Partes por millón: se debe expresar la masa del soluto en miligramos, recordando que $1\text{g} = 10^3\text{mg}$ y luego referir la solución a 1kg, recordando que $1000\text{ g} = 1\text{kg}$

Esta manera de expresar la concentración se utiliza para soluciones muy diluídas, como las de la siguiente lectura:

"Contaminación con metales pesados:

Muchos iones metálicos como el hierro, potasio, calcio y magnesio son esenciales para la vida humana. Hasta un 10% de nuestros requerimientos de estos elementos provienen de minerales disueltos en el agua potable.

Otros elementos metálicos, llamados "metales pesados" porque sus masas son superiores a la de los metales alcalinos y alcalinos térreos, pueden disolverse también en el agua en forma de iones (átomos o grupos de átomos con una carga neta positiva o negativa). Los iones de metales pesados cuya concentración en agua debe controlarse son los cationes (iones positivos) de plomo, mercurio y cadmio. Estos elementos son tóxicos, aun en cantidades reducidas. Sus iones pueden enlazarse a las proteínas de nuestro cuerpo y producir daños en el sistema nervioso, riñones e hígado, posible retraso mental y hasta la muerte."

Concentración límite de iones:

ION	Vida acuática (ppm)	Vida humana (ppm)
Cadmio (II) Cd^{++}	$1,5 \times 10^{-2}$	1×10^{-2}
Plomo (II) Pb^{++}	$7,4 \times 10^{-2}$	5×10^{-2}

Mercurio (II) Hg^{++}	$4,1 \times 10^{-3}$	5×10^{-2}
--------------------------------	----------------------	--------------------

Cabe acotar que, además de los metales pesados, se controlan otros compuestos muy importantes que suelen estar en el agua, como nitritos y nitratos, que son indicadores de materia orgánica. La concentración de nitritos de ser del 0 % y de 45 ppm como máximo para los nitratos.

En la leche, el contenido en plomo no debe superar las 0,02ppm.

ACTIVIDADES

Convertir las concentraciones de la tabla anterior a % m/m

Porcentaje de masa en volumen: expresa la cantidad de soluto en gramos por cada 100ml de solución.

Si se parte de % m/m, debe pasarse la masa de solución a volumen, con lo que debemos usar la densidad:

$$\text{Densidad de la solución} = \frac{\text{Masa solución}}{\text{Volumen solución}} \quad \text{Por lo que: } V = \frac{m}{d}$$

Por ejemplo: si una solución al 15 % m/m tiene una densidad de 1,8 g/ml, podemos calcular su % m/V :

$$100 \text{ g soluc} = \frac{100 \text{ g solución}}{1,8 \text{ g/ml}} = 84,7 \text{ ml} \quad \text{15 g de soluto}$$

$$100 \text{ ml soluc.} \quad X = 17,7 \% \text{ m/V}$$

También puede hacerse: % m/m . densidad = % m/V

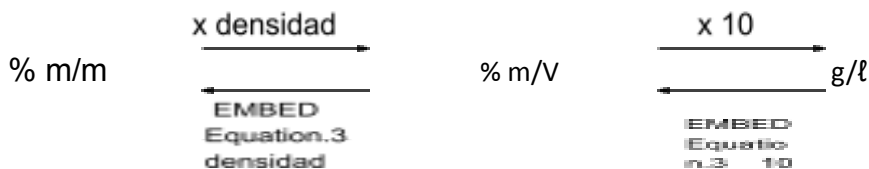
$$15 \frac{\text{g de soluto}}{100 \text{ g soluc.}} \cdot 1,18 \frac{\text{g de soluc}}{\text{ml soluc}} = 17,7, \frac{\text{g de soluto}}{100 \text{ ml soluc}} = 17,7 \% \text{ m/V}$$

Gramos de soluto por litro de solución: Expresa la cantidad de soluto en gramos por cada 1000 ml de solución. En 1 litro se tendrá 10 veces más masa de soluto:

$$100 \text{ ml soluc} \quad 17,7 \text{ g de soluto}$$

$$1000 \text{ ml soluc} \quad X = 177 \text{ g/l}$$

El esquema sencillo para el pasaje de unidades de concentración sería:



Molaridad: una solución que contiene 1 mol de soluto por cada litro tiene una concentración 1 M y se lee "uno molar". Si el número de moles es de 3 por cada litro, es 3M y si tiene 0,5 moles por litro es 0,5 M.

ACTIVIDADES

- 1) ¿Qué concentración en % m/m tendrá una disolución preparada con 20,0 g de cloruro de sodio y 200 g de agua?
- 2) Se prepara una disolución acuosa con 55 g de nitrato de potasio disolviendo la sal hasta completar 500 ml de solución. Calcula su concentración en % m/V.
- 3) Se obtiene una disolución de concentración 33,5 % m/V.
 ¿Qué significa 33,5 % m/V?
 ¿Qué densidad posee la solución, si 100 ml de ella pesan 111g?
 ¿Cuántos gramos de soluto habrá en 40 ml de disolución?
 Si se agrega agua a esos 40 ml de disolución hasta completar 100 ml ¿Cuál será el % m/V de la disolución resultante?
- 4) Se desea preparar una disolución de hidróxido de sodio al 19 % m/m cuyo volumen sea 100 ml ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio y de agua se deben usar?
 Densidad de la disolución: 1,09 g/ ml.
- 5) ¿Cuál es la concentración molar de una disolución de ácido clorhídrico que contiene 73 g de soluto en 500 cm³ de solución?
- 6) Se tienen 3,5 l de una solución que contiene 41,7 g de cloruro de magnesio. Calcula la molaridad de esta disolución.
- 7) Se requieren 30 g de glucosa (C₆H₁₂O₆) para alimentar a una rata de laboratorio. Si se dispone de una solución de glucosa al 5 % m/m, ¿cuántos gramos de esta disolución serán necesarios para alimentar a las ratas?

Trabajo Práctico N°1

Propiedades de la materia

Propiedades extensivas: son aquellas que dependen de la cantidad de materia

Actividad 1

Volumen de líquidos: uso de probetas, matraz aforado, pipetas

Volumen de sólidos de cualquier forma: utilizando probetas.

Volumen de gases: empleando recipientes graduados invertidos y midiendo el volumen de agua que desplazan.

Peso: pesaje de sólidos y líquidos.

Propiedades intensivas: son aquellas que no dependen de la cantidad de materia

Densidad

Para calcular la densidad de un cuerpo es necesario conocer la relación que existe entre su masa y el volumen que ocupa la misma, ya que la densidad se define como el

cociente entre la unidad de masa y el volumen: $\delta = \frac{m}{v}$ $\delta = \frac{m}{v}$

Actividad 2

Calculamos la densidad de los sólidos y líquidos del punto 1 aplicando la fórmula.

Colocamos agua en una probeta y con el densímetro correspondiente medimos su densidad y comparamos con el valor hallado en el punto anterior.

Actividad 3

Coloca con una jeringa en una probeta: aceite, agua con colorante, detergente y alcohol.

Grafica lo que observas y explica por qué sucede.

Coloca en un vaso agua y un cubo de hielo. Describe con un gráfico lo que sucede y explica el porqué.

Propiedad intensiva: punto de fusión y punto de ebullición

- Determinamos el punto de fusión y de ebullición del agua, partimos de un sistema material compuesto por hielo y agua. Medimos la temperatura:
- Llevamos a ebullición un sistema material compuesto por agua y medimos la temperatura:
 - A c/u de los sistemas materiales de la experiencia anterior le agregamos sal y medimos nuevamente la temperatura
- Qué ocurre?

Trabajo Práctico N° 2

Átomo de Bohr: Ensayos a la llama

Fundamento: Los elementos de la tabla periódica se encuentran en “estado fundamental”, es decir que sus electrones están ubicados en el nivel energético más bajo. El resto de los niveles corresponden a estados “excitados” en donde la energía del electrón es mayor, por lo tanto, inestable.

El segundo postulado de Bohr dice que un electrón puede caer desde una órbita a otra de menor energía emitiendo un fotón cuya energía es precisamente la diferencia de energía que existe entre los dos niveles energéticos.

En este TP entregamos energía a un átomo en forma de calor, excitamos los electrones más externos del átomo, quienes suben uno o más niveles de energía e inmediatamente vuelven al nivel estable, devolviendo esa energía absorbida emitiendo un fotón (luz) de un determinado color. Cada elemento tiene su color característico e invariable.

Es una manera de identificar metales en un proceso cualitativo de química analítica.

Procedimiento:

Atomizamos soluciones conteniendo diversas sales de metales y observamos el color que toma la llama.



llama limpia



Solución de sodio



Solución de calcio



Solución de bario



Solución de cobre



Solución de plomo

Trabajo Práctico N° 3

Uniones Químicas: OBJETIVO: Identificar las propiedades de los enlaces químicos

Uniones iónicas

- Observa y anota las características de las sales que hay en la mesada, a simple vista y con lupa y microscopio.
- ¿Se disuelven en agua? ¿Por qué?
- ¿Qué sucede cuando se coloca cloruro de sodio sólido y cloruro de sodio disuelto en agua en el circuito eléctrico?
- Pon a hervir agua, cuando está en franco hervor agrega un puñado de sal. ¿Qué sucede?
- Conclusiones: Menciona las propiedades de las sales que observaste.

Uniones covalentes

- Rotular los tubos de ensayo: 1 A, 2 A, 3 A, 4 A; 1 B, 2 B, 3 B.
- Colocar 5 ml de agua(P) a los tubos A y 5 ml de hidrocarburo (bencina)(NP) a los tubos B
- Agregar un poco de aceite(NP) en el tubo 1 A, acetona o alcohol en el tubo(P) 2 A, azúcar(P) en 3 A y el hidrocarburo(NP) en el 4 A. Repetir en los B.
- Agita un poco y deja reposar unos minutos. Registren el resultado del experimento.
- ¿Qué sustancias se disolvieron en agua? ¿Por qué?
- ¿Qué sustancias se disolvieron en hidrocarburo? ¿Por qué?
- ¿Cuáles de las sustancias covalentes conducen la corriente eléctrica? ¿Por qué?
- Conclusiones: menciona las propiedades que has observado entre las sustancias covalente polares y no polares.

Uniones metálicas:

Observa detenidamente los metales con los que cuentas y luego completa el siguiente cuadro:

Metal	Estado de agregac.	Color	Olor	Brillo	Maleabilidad	Conduce elect.

- ¿Con que elemento se fabrican las latas de gaseosas? Busca su ubicación en la tabla periódica e indica si es metal o no metal. ¿Por qué crees que se eligió este material?
- Si la plata y el oro son mejores conductores de la electricidad que el cobre ¿podrían emplearse para el cableado eléctrico? ¿Por qué?
- Si se introduce una cuchara de metal y una de madera en agua caliente, luego de unos minutos, ¿qué mango estará más caliente? ¿Por qué?
- Conclusiones: Menciona cuáles son las propiedades comunes a todos los metales que has observado.

TRABAJO PRÁCTICO N° 4:

Obtención de óxidos, hidróxidos y oxoácidos.

Experiencia 1: Obtención del hidróxido de sodio

Materiales:

- Sodio metálico
- Cristalizador
- Agua
- Fenolftaleína

Técnica:

- 1-agrega aproximadamente 50 ml de agua al cristalizador y agrega unas gotas de fenolftaleína
- 2- corta un trozo pequeño de sodio con la cuchara espátula, y colócalo en el agua.
- 3- Anota lo que observas. Escribe las reacciones que tienen lugar en la experiencia.

Experiencia 2: Obtención del óxido de magnesio:

Materiales:

- Cinta de magnesio
- papel tornasol rojo,
- Agua
- Mechero
- pinza metálica
- vaso de precipitado.

Técnica:

- Agrega 15 ml de agua en un vaso de precipitado
 - Enciende el mechero. –observar la llama
 - Toma con la pinza metálica 3 cm de cinta de magnesio y acércala a la llama
- ¿Qué observas? Informe y Anota lo que percibes
- Deposita el residuo en el vaso de precipitado
 - Agita hasta disolver el sólido. Anota lo que observas
 - Introduce la tira de papel tornasol rojo y anota lo que observas.
- Escribe las reacciones que tienen lugar en la experiencia

Experiencia 3: Obtención del óxido sulfuroso

Materiales:

- Cucharón de ignición
- Agua
- Azufre
- Pipeta
- Frasco con tapa
- papel tornasol.

Técnica:

- Colocar 10 ml de agua en el frasco y el papel indicador azul y rojo
- Colocar azufre en el cucharón de ignición.
- Llevar al mechero a fuego directo para realizar la combustión
- Vuelca el residuo en el frasco y tapa.
- Agita y vuelve a tapar.
- Anota lo que observaste. Escribe las reacciones que tienen lugar en la experiencia.

TRABAJO PRÁCTICO N° 5:

TRABAJO PRÁCTICO: Comportamiento de hidrácidos y oxoácidos con ciertos metales

Hidrácidos

Objetivo: ver cómo reaccionan los hidrácidos con ciertos metales como el Zn, Mg o Fe.

Materiales:

1. ácido clorhídrico dil.
2. tubo de ensayo
3. pipeta
4. Cinta de magnesio

- 1- Corta un trocito pequeño de cinta de magnesio y colócalo en el tubo de ensayo
- 2- con la pipeta extrae aproximadamente 2 ml de HCl (sin pipetear, por capilaridad).
- 3- Anota los cambios que observas. Escribe las reacciones que tienen lugar en la experiencia.
- 4- Evaporar el líquido una vez terminada la reacción. Anotar lo observado

Oxoácidos

Materiales:

1. Tubos de ensayo
2. Estaño
3. Ácido nítrico dil.
4. Ácido nítrico conc.
5. Tapones

- 1- Tomar dos trozos pequeños de estaño y colocar en sendos tubos de ensayo.
- 2- A un tubo agregar 3ml de ácido nítrico diluido y al otro 3 ml de nítrico concentrado.
- 3- Anota los cambios que observas y las reacciones que ocurren

Materiales:

1. Tubo de ensayo
2. Cobre en hilos
3. Ácido nítrico conc.
4. Tapones.

- cortar un trozo de aproximadamente 1 cm de hilo de cobre y colocarlo en un tubo de ensayo.
- agregarle aproximadamente 2 ml de ácido nítrico y tapar inmediatamente.
- Anotar los cambios observados y las reacciones químicas que ocurren.

Materiales:

- 1) Tubos de ensayo
- 2) Limadura de hierro
- 3) Cinc
- 1) Ácido sulfúrico.

1. Colocar en sendos tubos de ensayo una punta de espátula de limadura de hierro y un trocito de cinc respectivamente.
2. Agregar aproximadamente 2 ml de ácido sulfúrico a c/u.
3. Anota los cambios que observas y las reacciones que ocurren

TRABAJO PRÁCTICO N° 6:

Soluciones

Hemos visto que toda solución tiene por lo menos dos componentes: “**soluto**” y “**solvente**”, siendo el soluto es el componente que se encuentra en menor proporción.

Materiales:

- tubos de ensayo
- Agua
- Solute: NaCl
- Pipeta
- balanza

Técnica:

- Rotula 4 tubos de ensayo: A – B – C – D
- Coloca 10 ml de agua en cada uno.
- Calienta el agua del tubo D
- Agrega 5 g de soluto en el A, 15 g en B, 35 g en C y 38 g en D
- Anota lo que observaste.

Conclusiones:

- Una solución es diluída cuando.....
- Una solución es concentrada cuando.....
- Una solución es saturada cuando
- Una solución es sobresaturada cuando

Materiales:

- Vasos de precipitado
- Agua
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Varilla de vidrio

Técnica:

- Disuelve cierta cantidad de sulfato de cobre (II) pentahidratado (A)
- Agitas con la varilla un tiempo (B)
- Calientas hasta $T_2 > T_1$ (C)
- ~~Enfrías hasta T_1 (D)~~

Conclusiones:

- A es una disolución
- B es una disolución
- C es una disolución
- D es una disolución
- Al cabo de cierto tiempo se producirá un en D

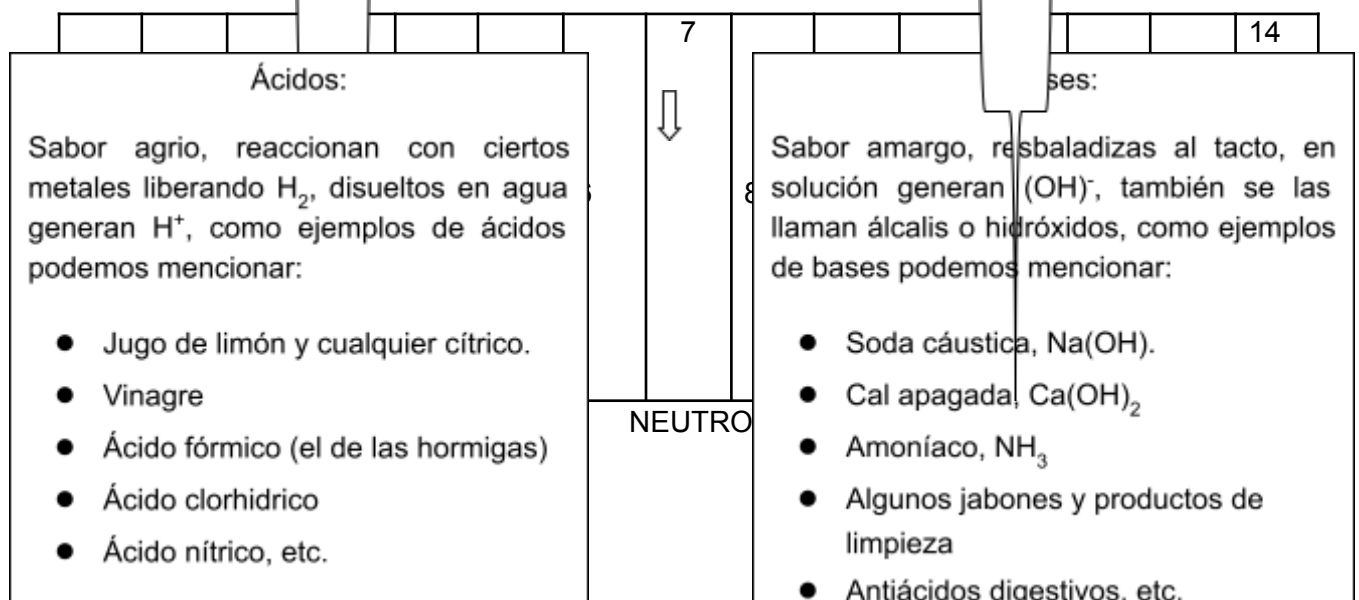
TRABAJO PRÁCTICO N° 7:

ESCALA pH

Las soluciones pueden ser ácidas, básicas o neutras. Para determinar el grado de acidez o basicidad utilizamos medida que consiste en una escala que va del 0 al 14 y se la conoce como escala pH (potencial de hidrógeno). El cero corresponde al mayor grado de acidez que puede alcanzar una solución y el catorce al mayor grado de basicidad; siendo el siete el pH de una solución neutra.

El valor del pH se determina mediante el uso de unos dispositivos electrónicos llamados peachímetros, o mediante sustancias indicadoras de pH, que tienen la propiedad de cambiar su color de acuerdo al medio en el que se encuentren.

Entre los indicadores de pH se encuentran el papel tornasol (rojo en medio ácido y azul en medio básico), la heliantina (rojo en medio ácido y amarillo en medio básico), la fenolftaleína: fucsia en medio básico, e incolora en medios neutros o ácidos.



Determina si las siguientes sustancias son ácidas, básicas o neutras:

● Agua

● jugo Tang

● Leche

● jugo de tomates

● Ácido muriático

● orina

● Jugo gástrico

● coca cola

● Soda cáustica

● Sangre

TRABAJO PRÁCTICO N° 8

Velocidad de reacción:

Experiencia 1: Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción

a) Partir una manzana a la mitad. Una mitad ponerla en la heladera y dejar la otra mitad afuera. Dos o tres horas después observar el aspecto de las dos mitades.

* ¿Qué cambios se observan?

* ¿Qué fenómeno se intenta comprobar?

* ¿Cuál fue el objetivo de poner una mitad en la heladera y la otra no?

* ¿Por qué se oscurece más rápido la mitad que quedó fuera de la heladera?

b) Tomar tres vasos de precipitado. En uno poner agua muy fría, en otro agua a temperatura ambiente y en el tercero agua caliente. Colocar en c/u una pastilla efervescente. Anotar qué pasa en cada caso.

Experiencia 2: Efecto de la superficie de contacto en la velocidad de reacción

a) Materiales:

* 2 Pastillas efervescentes

* mortero,

* 2 Vasos de precipitado

* agua

Moler con mortero una de las pastillas. Poner 25 ml de agua en cada vaso. En uno poner una pastilla entera y en el otro la pastilla molida. Anotar lo observado y la conclusión.

Experiencia 3: Efecto de la concentración de uno de los reactivos

Materiales:

* Agua oxigenada concentrada (30 vol)

* Agua

* 4 tubos de ensayo

* Detergente

* soluciones diluída y concentrada de permanganato de potasio (KMnO_4)

Rotular los tubos de ensayo en A, B, C, D. Colocar los solventes de acuerdo al cuadro. Agregar en c/u 0,5 ml de detergente

	A (ml)	B (ml)	C (ml)	D (ml)
H_2O_2	10	10	5	5

U.S.				
Colocar 5 ml de solución diluída de permanganato de potasio en A y C.				

Colocar 5 ml de solución concentrada de permanganato de potasio en B y D.

Anotar lo observado y sacar conclusiones.