



QUIMICA

Prof. Carla Noguera

CICLO 2024

Programa de Examen

1° CUATRIMESTRE: "La materia y sus caminos"

Materia y energía; propiedades de la materia. Átomos, partículas que forman el átomo, evolución de los modelos atómicos. Modelo atómico de Bohr. Modelo atómico actual. Números cuánticos. Configuración electrónica. Uniones químicas. Compuestos químicos.

Representación y clasificación de las reacciones químicas. Reacciones de formación de óxidos, hidróxidos, anhídridos, ácidos y sales.

2° CUATRIMESTRE: "La química y su lenguaje propio"

Soluciones: características de una solución. Solute y solvente concentración de soluciones, diluciones saturadas, sobresaturadas.

Concepto de pH, ácidos y bases. Indicadores. Compuestos químicos orgánicos e inorgánicos, características. Relación con la riqueza de los minerales de la provincia.

BIBLIOGRAFIA:

FISICA Y QUIMICA 2 Y 3. DEPRATI, ANA MARIA, EDITORIAL SANTILLANA
QUIMICA. VIDART, LAURA. EDITORIAL PLUS ULTRA
QUIMICA I. VARIOS AUTORES. EDITORIAL SANTILLANA
QUIMICA GENERAL E INORGANICA. BIASIOLI-WEITZ. EDITORIAL KAPELUZ

La Química:

Es el estudio de la materia, los cambios que ella experimenta y las variaciones de energía que acompañan esos cambios.

La materia: propiedades y cambios

Concepto

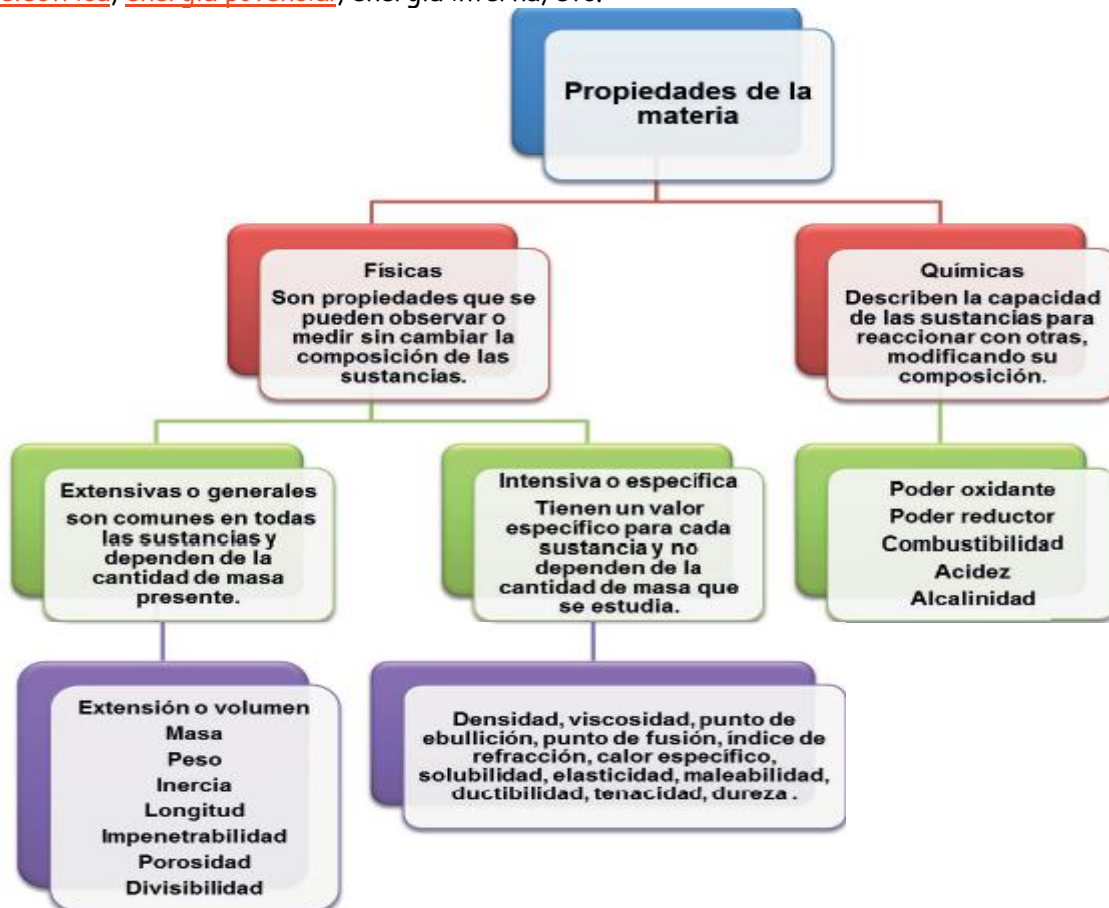
La materia es todo aquello de lo que están hechas las cosas del universo. La Química es la ciencia que se ocupa de la materia y de los cambios que ésta sufre.

Dentro de sus características principales están poseer masa, ocupar un espacio y que para cambiar requiere la acción de la energía.

- **Posee una masa determinada**, que se evidencia en un **peso**, un **volumen** y unas dimensiones cuantificables.
- **Ocupa un lugar en el espacio**, que no puede ser ocupado al mismo tiempo por otro cuerpo.
- **Perdura en el tiempo**, aunque no necesariamente de la misma forma: el hielo es ciertamente materia, y no deja de serlo cuando se derrita o cuando el agua que lo compone se evapora. Estos **cambios en su estado físico** (o **estado de agregación de la materia**) dependen de la cantidad de energía que posea.

La palabra energía proviene del griego *enérgeia*, "actividad", término que apareció por vez primera en los escritos de Aristóteles (384-322 a. C.) en el siglo IV a. C., y retomado por los naturalistas modernos y del medioevo tardío. También debemos considerar que la cantidad de energía en los **sistema** tiende a ser constante, de modo que **no puede crearse ni destruirse, únicamente transformarse**. De hecho se halla en continua transformación todo el tiempo: la energía química almacenada en los alimentos se convierte en energía mecánica cuando nos movemos, o en energía eléctrica en nuestro **sistema nervioso**.

Así, es posible hablar de muchos tipos de energía: **energía calórica**, **energía química**, **energía cinética**, **energía eléctrica**, **energía potencial**, energía interna, etc.



Materia y energía

Las relaciones entre materia y energía son objeto de estudio de los físicos desde hace siglos. Sabemos que **un cambio en los niveles energéticos de la materia inciden en su forma y su estado de agregación**, cosa que comprobamos desde que aprendimos al fundir los metales.

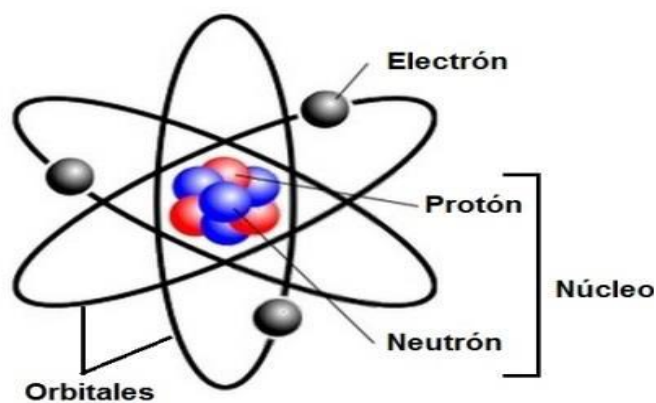
Posteriormente, el conocimiento de la química nos otorgó un entendimiento mucho mayor de cómo transformar la materia: ya no cambiar la configuración de sus partículas, sino romper los nexos entre los **átomos** y obtener sustancias diferentes.

De hecho, el mayor logro de la humanidad en ese sentido ha sido el **descubrimiento de la energía atómica y su manipulación con fines pacíficos**, o sea, en la construcción de plantas energéticas en las que se fusionan átomos pesados para generar grandes cantidades de energía calórica.

Todo ello fue posible gracias a las teorías de Albert Einstein (1879-1955) y otros físicos de importancia, y en especial de su fórmula de la equivalencia entre masa y energía ($E = mc^2$), conocida como la **Teoría de la relatividad**.

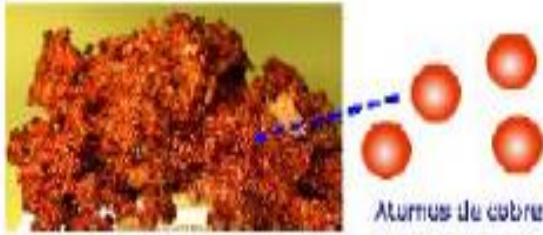
Átomos:

Los átomos son partículas muy pequeñas que forman a todas las moléculas. Éstos están formados por **partículas subatómicas**: los cuales son los protones, neutrones y electrones, distribuidos en el núcleo y la corteza del átomo;

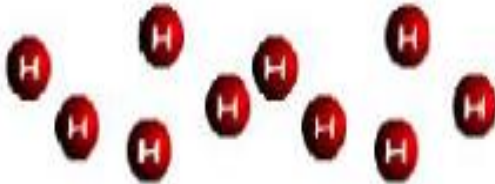


- ❑ Los **PROTONES** y los **NEUTRONES** se encuentran en la parte central del átomo denominada **NUCLEO ATOMICO**.
- ❑ Los **ELECTRONES** se encuentran girando a grandes velocidades alrededor del **NUCLEO ATOMICO** en los denominados **NIVELES DE ENERGÍA**.
- ❑ Los **PROTONES** son partículas nucleares con carga eléctrica positiva y que poseen una determinada masa.
- ❑ Los **NEUTRONES** son partículas nucleares que no tienen carga eléctrica (son neutros) y posee una masa igual a que la de los protones.
- ❑ Los **ELECTRONES** son partículas que se ubican fuera del núcleo atómico (en los **NIVELES ENERGETICOS**), que poseen carga eléctrica negativa y cuya masa es casi 2000 veces menor a la de los protones, por lo tanto se la considera despreciable.
- ❑ Los **NIVELES ENERGÉTICOS** son zonas alrededor del **NUCLEO ATOMICO** en donde se encuentran girando los **ELECTRONES**. Un átomo puede llegar a tener **7 niveles energéticos** como máximo y los mismos **se enumeran del 1 al 7** comenzando por el nivel más cercano al núcleo.

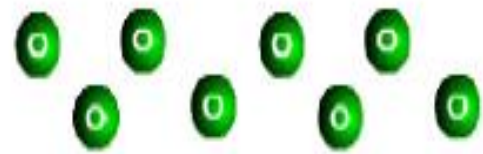
1.- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas **ÁTOMOS**.



2.- Los átomos de un mismo elemento químico son todos iguales entre sí y diferentes a los átomos de los demás elementos.



Todos los átomos del elemento Hidrógeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.



Todos los átomos del elemento Oxígeno son iguales entre sí en todas las propiedades: masa, forma, tamaño, etc., y diferentes a los átomos de los demás elementos.

3.- Los compuestos se forman al unirse los átomos de dos o más elementos en proporciones constantes y sencillas.

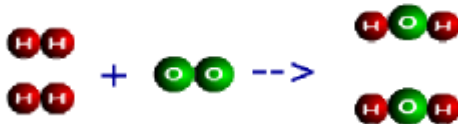


Todas las moléculas del compuesto Agua son iguales entre sí y están formadas por la unión de **2** átomos del elemento **Hidrógeno** y **1** átomo del elemento **Oxígeno**.



Todas las moléculas del compuesto Agua oxigenada son iguales entre sí y están formadas por la unión de **2** átomos del elemento **Hidrógeno** y **2** átomos del elemento **Oxígeno**.

4.- En las reacciones químicas los átomos se intercambian; pero, ninguno de ellos desaparece ni se transforma.



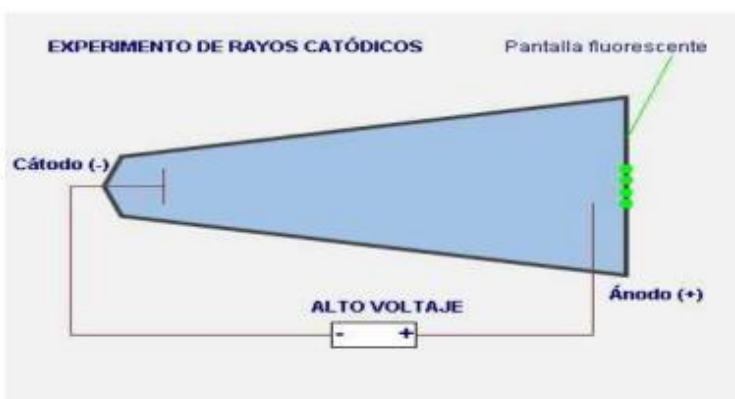
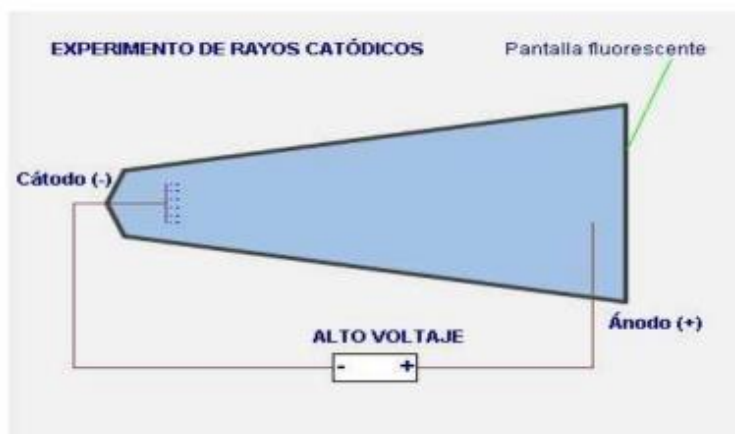
En esta reacción química los átomos de Hidrógeno y los átomos de Oxígeno son iguales al principio y al final. Sólo cambia la forma en que se unen entre sí. El Hidrógeno y el Oxígeno serían los reactivos y el Agua sería el producto que se obtiene.

PARA CONOCER MÁS...

El electrón

Al estudiar los fenómenos eléctricos se llegó a la conclusión de que la teoría de Dalton era errónea y, por tanto, debían existir partículas más pequeñas que el átomo, que serían las responsables del comportamiento eléctrico de la materia.

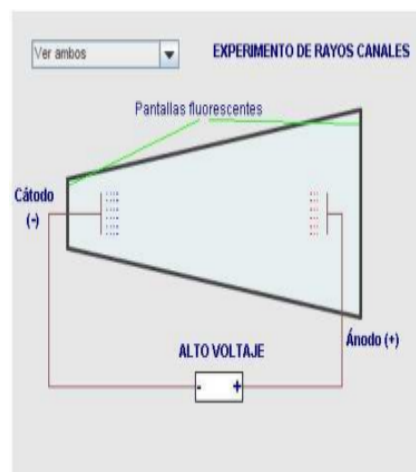
El físico J. J. Thomson realizó experiencias en tubos de descarga de gases (Tubos de vidrio que contenían un gas a muy baja presión y un polo positivo (ánodo) y otro negativo (cátodo) por donde se hacía pasar una corriente eléctrica con un elevado voltaje). Observó que se emitían unos rayos desde el polo negativo hacia el positivo, los llamó **rayos catódicos**.



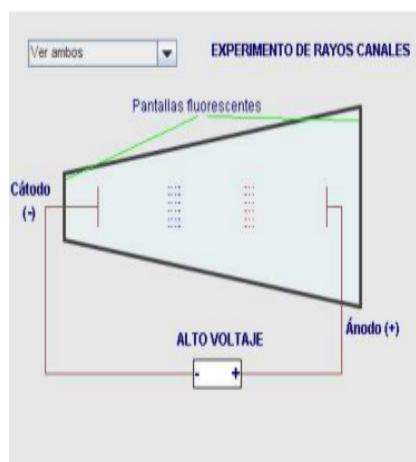
Al estudiar las partículas que formaban estos rayos se observó que eran las mismas siempre, cualquiera que fuese el gas del interior del tubo. Por tanto, en el interior de todos los átomos existían una o más partículas con carga negativa llamadas **electrones**.

El protón

El físico alemán E. Goldstein realizó algunos experimentos con un tubo de rayos catódicos con el cátodo perforado. Observó unos 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 experimentar 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.

Los protones y la acidez

En la próxima quincena estudiarás los ácidos. Un ácido es una sustancia que, en medio acuoso, libera protones. Realmente son átomos de hidrógeno que han perdido su electrón (negativo). Por tanto, resulta un átomo con un único protón (positivo) y sin ningún electrón (negativo). Se representa como H^{+1} .



En realidad, no es un protón sólo, ya que ese átomo puede tener algún neutrón, aunque el átomo de hidrógeno más común y de mayor proporción en la naturaleza no tiene neutrones.

El neutrón

Mediante diversos experimentos se comprobó que la masa de protones y electrones no coincidía con la masa total del átomo; por tanto, el físico E. Rutherford supuso que tenía que haber otro tipo de partícula subatómica en el núcleo 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^-	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ C
Protón	p^+	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$+1,6 \cdot 10^{-19}$ C
Neutrón	n	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	0

¡ACTIVIDADES!

✓ Resuma todas las partículas subatómicas.

✓ Realice un cuadro y coloque las diferencias entre las partículas subatómicas.]

A lo largo de la historia de la ciencia se han desarrollado varios modelos que intentaban dar cuenta de la estructura del átomo y que fueron significativos por sus aportes, entre ellos podemos mencionar:

John Dalton:

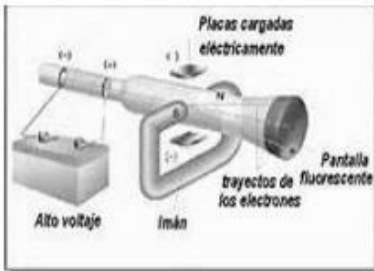
- La materia está formada por partículas pequeñísimas llamadas "átomos".
- Estos átomos no se pueden dividir ni romper.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí.



Algunas de estos planeamientos perdieron vigencia con el tiempo. Hoy sabemos que los átomos sí se pueden dividir y que no todos los átomos de un mismo elemento son iguales; pero es innegable que fueron muy importantes para la ciencia.

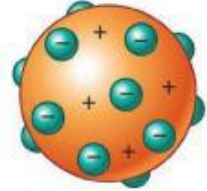


Joseph Thomson: a raíz de sus experiencias sobre descargas de gases a baja presión

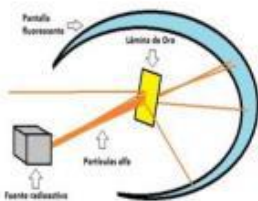


- Identifica una partícula subatómica de carga negativa
- El átomo consistía en una esfera de carga eléctrica positiva, en la cual estaban incrustados los electrones en número suficiente para neutralizar la carga positiva.
- La materia es continua

Se plantea una interpretación de una estructura estática ya que los electrones se encuentran atrapados en la masa positiva, a su vez hacía predicciones incorrectas sobre la distribución de la carga positiva en el interior de los átomos

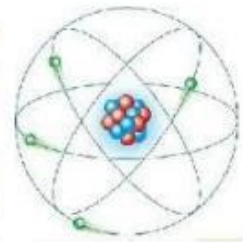


Ernest Rutherford: a partir de sus experiencias con sustancias radiactivas



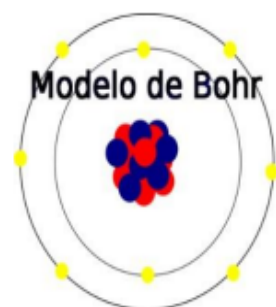
- Considera una concentración de cargas en el centro del átomo (posteriormente llamado núcleo).
- Las cargas negativas (electrones) giran alrededor de la concentración de cargas positivas.
- En la concentración de cargas se reúne toda la carga eléctrica positiva y casi toda la masa del átomo.

El modelo debió afrontar algunos cuestionamientos, por un lado se planteó el problema de cómo un conjunto de cargas positivas podían mantenerse unidas en un volumen tan pequeño y por otro lado, se decía que si los electrones son partículas con carga eléctrica, para mantenerse en órbita necesitan una aceleración, con lo cual producirían radiación electromagnética y eso les haría perder energía.



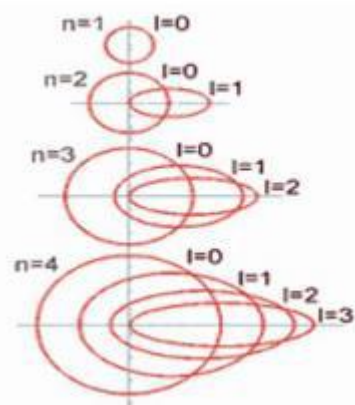
Niels Bohr:

- Trató de incorporar en él la teoría de "cuantos de energía" desarrollada por **Max Planck** y el efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein.
- Los electrones solamente pueden estar en órbitas fijas muy determinadas, negando todas las demás.
- Plantea una ecuación para determinar la cantidad de electrones en cada orbita $2n^2$
- En cada una de estas órbitas, los electrones tienen asociada una determinada energía, que es mayor en las órbitas más externas.
- Los electrones no irradian energía al girar en torno al núcleo.



- El átomo emite o absorbe energía solamente cuando un electrón salta de una órbita a otra.

A. Sommerfeld: *sugirió que los electrones además de orbitas circulares, describen órbitas elípticas que se multiplican hasta destinar una para cada electrón.*



Modelo Atómico Actual

SUBNIVELES ENERGÉTICOS

Bohr suponía que todos los electrones de una órbita o nivel dado presentan la misma energía, pero esto no es totalmente correcto. El estudio de los espectros de diferentes elementos demostró que, a excepción del primer nivel de energía los otros están formados por varios subniveles íntimamente agrupados entre sí.

Se ha establecido que el número de subniveles de cada nivel es igual al número cuántico principal (**n**) de dicho nivel. Así el nivel $n=1$ consta de un subnivel; el nivel $n=2$ de dos subniveles; el $n=3$ de tres subniveles y el $n=4$ de cuatro subniveles.

Los subniveles se designan con las letras **s, p, d, y f** que corresponden a las iniciales de las palabras en inglés relacionadas con los espectros atómicos: Sharp, permanent, diffuse y fundamental.

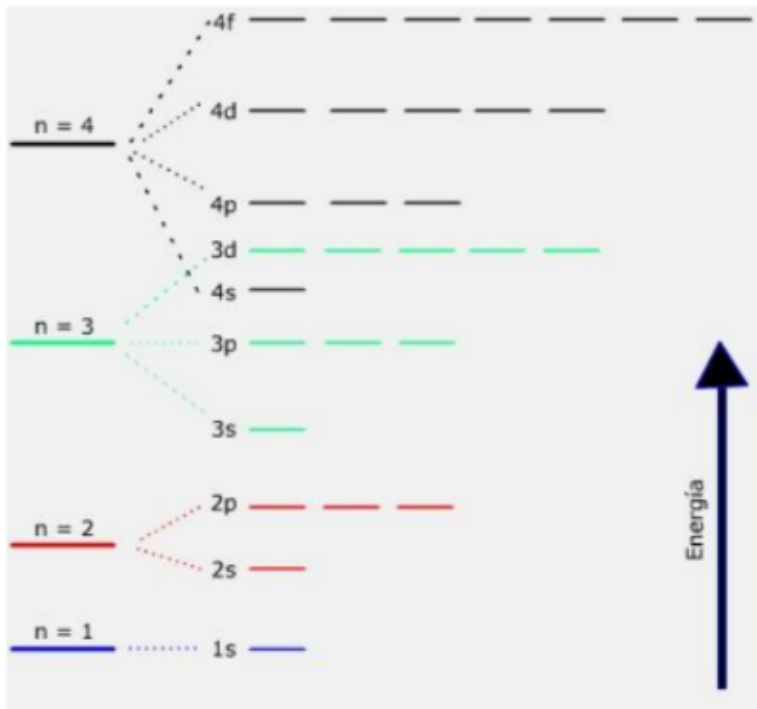
El nivel energético $n=1$ presenta el subnivel s, el nivel $n=2$ los subniveles s y p; el nivel $n=3$ los subniveles s, p, d ; el nivel $n=4$ los subniveles s, p, d y f, tal como se presenta en el siguiente cuadro:

Niveles de energía	Subniveles de energía	Cantidad de orbitales	Cantidad de electrones
n = 1	s	1	2
n = 2	s	1	2
	p	3	6
n = 3	s	1	2
	p	3	6
	d	5	10
n = 4	s	1	2
	p	3	6
	d	5	10
	f	7	14

Del mismo modo que cada nivel admite un máximo de electrones, cada subnivel también tiene limitado número de electrones que puede contener, tal como se observa en el cuadro anterior.

En el análisis de este diagrama llama la atención el entrecruzamiento de los subniveles 4s y 3d.

Esto se debe a que la diferencia de energía entre los niveles es cada vez menor a medida que se alejan del núcleo, es decir que el nivel 1 está más separado del 2 que éste del 3 y así sucesivamente.



Por ejemplo; Ya sabemos que el átomo de aluminio tiene 13 protones y 14 neutrones, los cuales estarán ubicados en el núcleo atómico y también sabemos que posee 13 electrones.

Esos 13 electrones van a estar distribuidos de la siguiente manera.

-En el nivel energético 1: 2 electrones

-En el nivel energético 2: 8 electrones

-En el nivel energético 3: 3 electrones

-Total 13 electrones

Si esquematizamos éste átomo nos quedaría mas o menos así.....

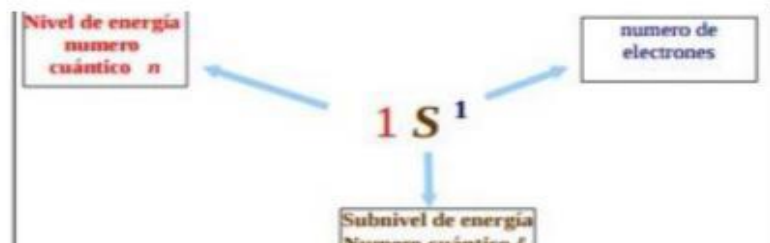
O de una manera más sencilla y que usaremos de ahora en adelante.....

El diagrama muestra un núcleo central con 13 protones (p) y 14 neutrones (n). Alrededor del núcleo hay tres niveles de electrones representados por líneas curvas concéntricas. El primer nivel contiene 2 electrones (2e), el segundo nivel contiene 8 electrones (8e) y el tercer nivel contiene 3 electrones (3e).

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La distribución de los electrones de un átomo en sus niveles y subniveles de energía se puede representar en forma abreviada de la siguiente manera:

- Un coeficiente que indica el número del nivel de energía (n)
- Una letra que corresponde al subnivel.
- Un supra índice que señala el número de electrones que hay en el subnivel.

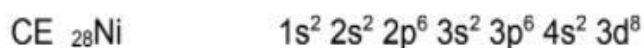


Para escribir correctamente la configuración electrónica teniendo en cuenta el entrecruzamiento se aplica la regla de las diagonales, siguiendo la diagonal de arriba hacia abajo. Esto asegura el ordenamiento de los electrones en orden creciente de energía:

Niveles

1	1s ²			
2	2s ²	2p ⁶		
3	3s ²	3p ⁶	3d ¹⁰	
4	4s ²	4p ⁶	4d ¹⁰	4f ¹⁴
5	5s ²	5p ⁶	5d ¹⁰	5f ¹⁴
6	6s ²	6p ⁶	6d ¹⁰	6f ¹⁴
7	7s ²	7p ⁶	7d ¹⁰	7f ¹⁴

Así, a modo de ejemplo realizamos la configuración electrónica de algunos elementos:



ACTIVIDAD

Escriba la configuración electrónica por subniveles aplicando la regla de las diagonales de los siguientes elementos:

- a) Na b) Ca c) S d) Kr e) Br

1) Calcula los cuatro números cuánticos del orbital: $4d^6$

Paso 1

Identificar los elementos

Nivel de energía (n) $\left\{ \begin{array}{l} 4 \\ \underline{d} \end{array} \right. \begin{array}{l} \text{⑥} \\ \end{array} \rightarrow \text{Número de electrones}$
 $\rightarrow \text{Subnivel de energía (l)}$

El número cuántico principal (n) = 4

Paso 2

Cálculo del Número Cuántico Secundario

Tipo de orbital	Valor l
s	0
p	1
d	2
f	3



Con esta tabla calculamos el valor del número cuántico secundario (l)

$4 \underline{d}^6$

Número cuántico secundario (l) = 2

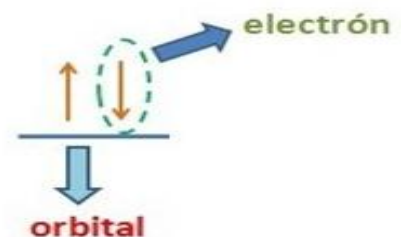
Paso 3

Cálculo del Número Cuántico Magnético y Spin Magnético

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



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

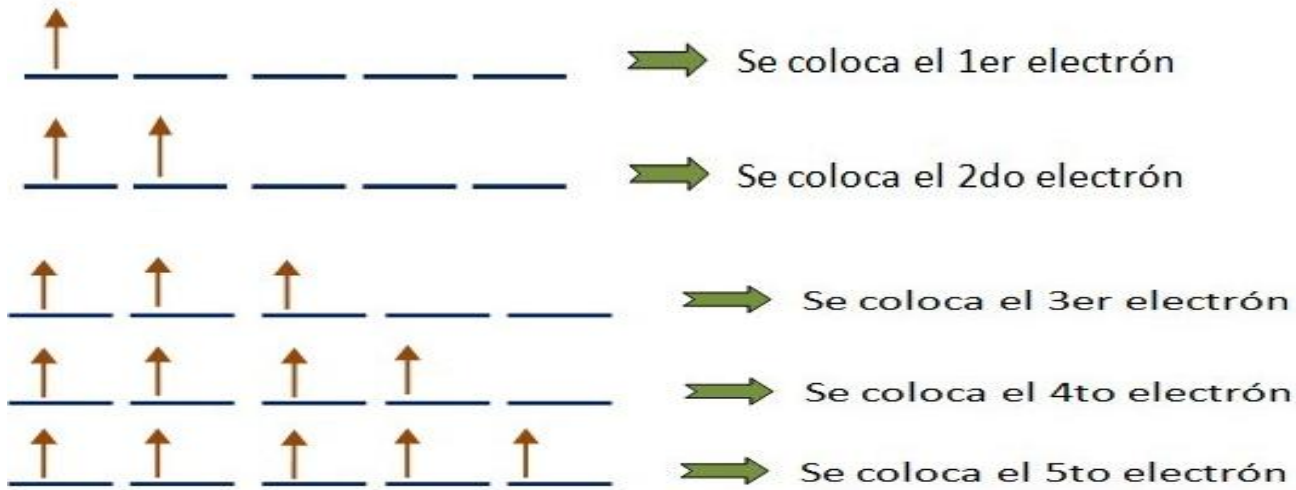


Colocamos los 5 orbitales "vacíos"

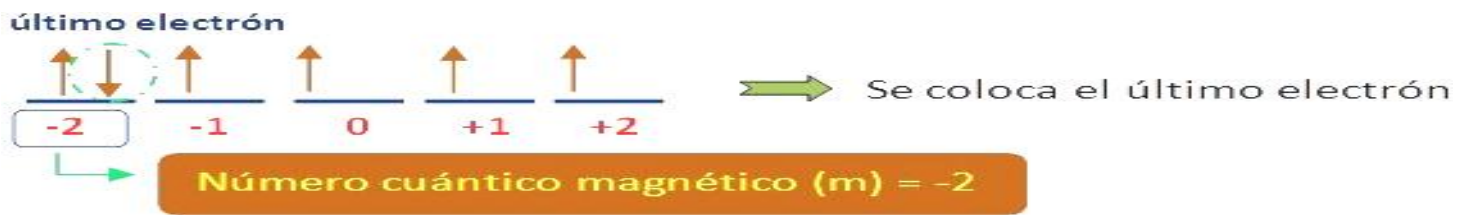
-2 -1 0 +1 +2 → Valores del número cuántico Magnético

Ubicamos los 6 electrones que tiene dentro de los orbitales

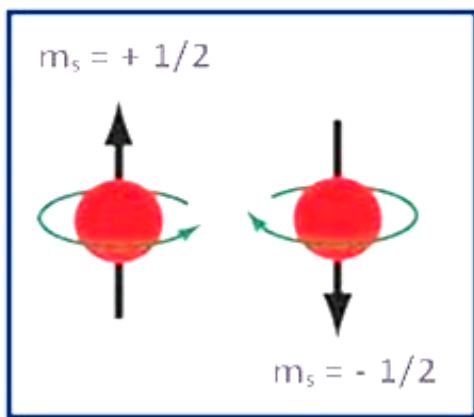
4 d ⁶ → Número de electrones



Nos interesa la posición del último electrón



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

Uniones Químicas

Prácticamente todas las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas por átomos unidos.

Las intensas fuerzas que mantienen unidos los átomos en las distintas sustancias se denominan enlaces químicos.

¿POR QUÉ SE UNEN LOS ÁTOMOS? Los átomos se **unen** porque, al estar unidos, adquieren una situación más **estable** que cuando estaban separados.

Esta situación de mayor estabilidad suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a ocho, estructura que coincide con la de los gases nobles.

Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados. Sus átomos, a excepción del helio, tienen 8 electrones en su último nivel.

Esta configuración electrónica es extremadamente estable y a ella deben su poca reactividad.

Podemos explicar la unión de los átomos para formar enlaces porque con ella consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, la misma configuración electrónica que los átomos de los gases nobles.

Este principio recibe el nombre de **regla del octeto** y aunque no es general para todos los átomos, es útil en muchos casos.

DISTINTOS TIPOS DE ENLACES

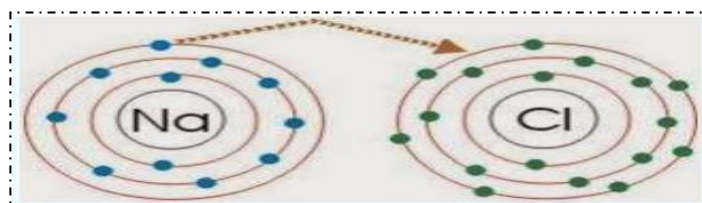
Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de la naturaleza de los enlaces que unen sus átomos.

Existen tres tipos principales de enlaces químicos: **enlace iónico**, **enlace covalente** y **enlace metálico**. Estos enlaces, al condicionar las propiedades de las sustancias que los presentan, permiten clasificarlas en: **iónicas**, **covalentes** y **metálicas** o **metales**.



-UNIÓN IÓNICA: Se llama así a la unión entre un metal y un no metal. Los metales al ponerse en contacto con un no metal tienen la tendencia a **ceder electrones** (todos los que tenga en el último nivel).

Los no metales tienen tendencia a **recibir electrones** (todos los que necesite para alcanzar a tener 8 electrones en el último nivel). Recuerda que la cantidad de electrones (partículas con carga negativa) y de protones (partículas con carga positivas) son iguales, por lo tanto si un metal pierde electrones, es decir, cargas negativas, queda con exceso de cargas positivas y si el no metal recibe electrones, es decir, cargas negativas, queda con exceso de cargas negativas. Ya no son átomos, porque al no ser neutros se transforman en iones. Es decir un ion es un átomo cargado eléctricamente. Puede ser :
Ejemplo: el sodio le cede el electrón de su último nivel al cloro



-UNIÓN COVALENTE: Los enlaces covalentes son las fuerzas que mantienen unidos entre sí los átomos **no metálicos** (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica -C, O, F, Cl, ...).



Estos átomos tienen muchos electrones en su nivel más externo (electrones de valencia) y tienen tendencia a **ganar electrones** más que a cederlos, para adquirir la estabilidad de la estructura

electrónica de gas noble.

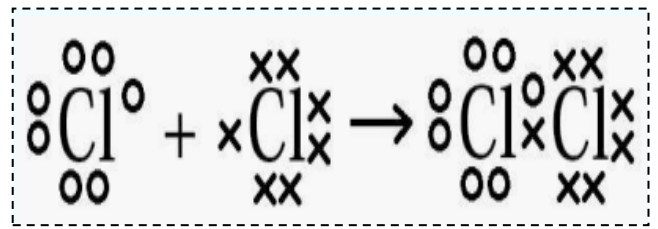
Por tanto, los átomos no metálicos no pueden cederse electrones entre sí para formar iones de signo opuesto.

En este caso el enlace se forma al compartir un par de electrones entre los dos átomos, uno procedente de cada átomo.

El par de electrones compartido es común a los dos átomos y los mantiene unidos, de manera que ambos adquieren la estructura electrónica de gas noble. Se forman así habitualmente moléculas: pequeños grupos de átomos unidos entre sí por enlaces covalentes.

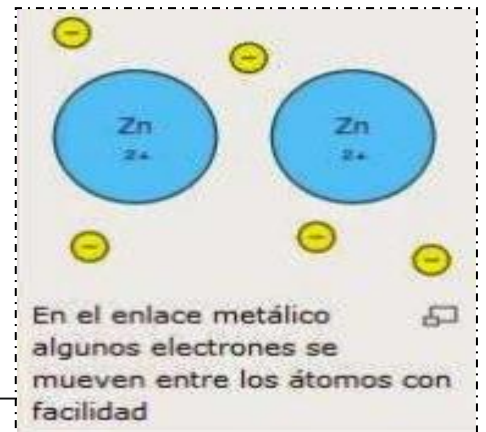
Ejemplo: El gas cloro está formado por moléculas, Cl₂, en las que dos átomos de cloro se hallan unidos por un enlace covalente.

-UNIÓN METÁLICA: Si los átomos enlazados son elementos metálicos, el enlace se llama metálico. Los **electrones son compartidos** por los átomos, pero pueden moverse a través del sólido proporcionando conductividad térmica y eléctrica, brillo, maleabilidad y ductilidad.



La mayoría de los metales son sólidos cristalinos en los cuales se presentan los iones cargados positivamente y una nube de electrones que se mueve con facilidad.

Las fuerzas electrostáticas de atracción entre los átomos cargados positivamente y la nube de electrones se conoce con el nombre de enlace metálico.



PARA RECORDAR.....

# electrones de Valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
H [•]	Be ^{••}	B ^{•••}	C ^{••••}	N ^{•••••}	O ^{••••••}	F ^{•••••••}	Ne ^{••••••••}	
Li [•]	Mg ^{••}	Al ^{•••}	Si ^{••••}	P ^{•••••}	S ^{••••••}	Cl ^{•••••••}	Ar ^{••••••••}	
Na [•]	Ca ^{••}	Ga ^{•••}	Ge ^{••••}	As ^{•••••}	Se ^{••••••}	Br ^{•••••••}	Kr ^{••••••••}	
K [•]	Sr ^{••}	In ^{•••}	Sn ^{••••}	Sb ^{•••••}	Te ^{••~••••}	I ^{•••••••}	Xe ^{••••~••••}	

NOS RODEAMOS DE SUSTANCIAS QUÍMICAS TODO EL TIEMPO.

ALGUNOS SON PELIGROSOS PARA NOSOTROS, PERO LA MAYORÍA SON ABSOLUTAMENTE NECESARIOS PARA QUE PODAMOS VIVIR.

NO HAY VIDA SIN SUSTANCIAS QUÍMICAS, POR ESO HOY VAMOS A VER UN TIPO DE ELLAS, LOS COMPUESTOS QUÍMICOS.

¿QUÉ SON LOS COMPUESTOS QUÍMICOS?

Los Compuesto Químicos son sustancias que están formadas por un mínimo de 2 elementos que han reaccionado entre si para dar otra sustancia diferente a los elementos iniciales.

Los elementos quedan unidos por lo que se conoce como un «enlace químico».

Al juntar los 2 elementos iniciales se forma una reacción química que da lugar a otra sustancia diferente.

Si el compuesto está formado solo por dos tipos de átomos diferentes, como por ejemplo el agua que está formada por hidrógeno H y oxígeno O, se llama Compuesto Binario.

¿Cómo se Forman Los Compuestos Químicos?

Los compuestos químicos están formados por un mínimo de 2 elementos que han reaccionado entre si para dar otra sustancia diferente a los elementos



Reacción química que se puede conseguir por ejemplo con un reactor químico o de cualquier otra forma.

¡¡¡OJO!!! puede darse el caso que los dos elementos no reaccionen, en este caso, si no hubieran reaccionado formarían una mezcla (homogénea o heterogénea) y NO un compuesto químico.

Los compuestos químicos tienen una proporción fija.

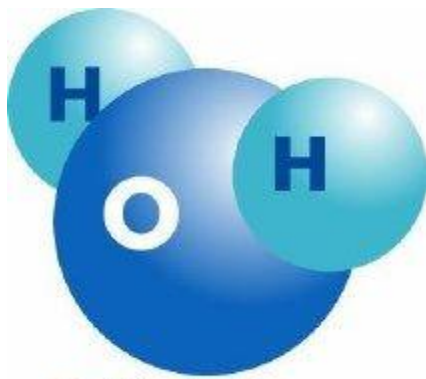
Si los elementos iniciales fueran los mismos, pero cambiáramos la proporción (cantidad) de cada uno de ellos, el compuesto ya no sería el mismo porque el compuesto tendría propiedades diferentes.

Como los elementos químicos están formados por átomos, los compuestos químicos tienen átomos agrupados de los elementos iniciales que lo formaron.

Esta agrupación es lo que se llama molécula.

Las moléculas se forman en la reacción de los elementos para formar el compuesto.

Por ejemplo, si hacemos que reaccionen 2 átomos de hidrógeno con 1 de oxígeno obtendríamos un compuesto químico llamado agua = H₂O.



Molécula de agua

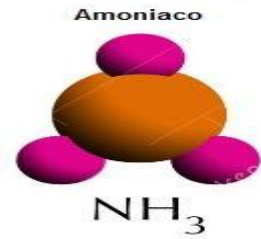


Vinagre



Dióxido de Carbono

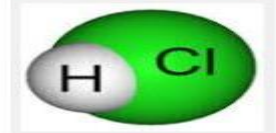
CO₂



Amoniaco

NH₃

Sal o Cloruro Sódico



Otra clasificación más concreta sería los tipos en función de sus componentes:

- **Óxidos básicos:** están formados por un metal y oxígeno.

Por ejemplo, el óxido plúmbico y el óxido de litio.

- **Óxidos ácidos:** formados por un no metal y oxígeno.

Por ejemplo, óxido hipocloroso y el óxido selenioso.

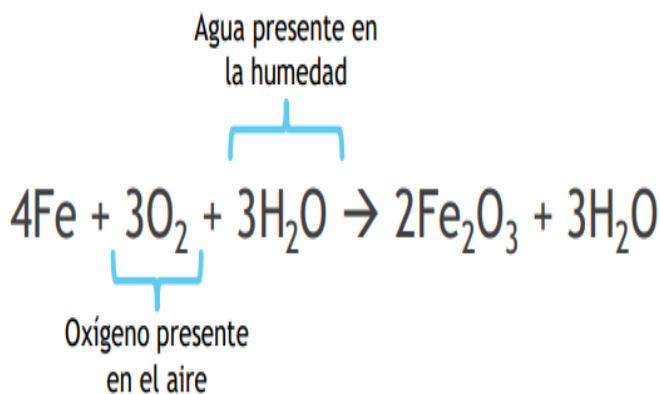
- **Hidróxidos:** compuestos formados por la reacción entre un óxido básico y el agua que se caracterizan por presentar el grupo oxidrilo (OH).

Por ejemplo, el hidróxido de sodio o la sosa cáustica.

OTROS EJEMPLOS DE REACCIONES QUÍMICAS EN LA VIDA COTIDIANA CORROSIÓN DE LOS METALES

La corrosión es la oxidación de los metales en presencia de aire y humedad. Es muy probable que en mas de una ocasión hayas visto esta reacción química, en el deterioro de maquinarias, herramientas, automóviles entre otros. Uno de los metales que se oxida fácilmente es el hierro (Fe), se nota ya que se forma una capa (óxido) de color rojizo llamado herrumbre .

La reacción química presente es:



Imágenes de metales oxidados o con corrosión



CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS SEGÚN SU NÚMERO DE ÁTOMOS

Las moléculas orgánicas por lo general, son mucho mayores que las inorgánicas y por ello se las excluye de este tipo de clasificación. Según el número de átomos los compuestos inorgánicos pueden ser:

- **Compuestos binarios:** Son aquellas especies formadas por dos átomos diferentes, pertenecen a los compuestos binarios familias como los óxidos, peróxidos, hidruros ...
- **Compuestos terciarios:** Éstos compuestos están constituidos por tres átomos diferentes en su estructura, algunos ejemplos de familias a las que pertenecen los compuestos terciarios son: oxoácidos, oxosales, peroxoácidos ...
- **Compuestos cuaternarios:** Están compuestos por 4 átomos diferentes, y suelen ser oxosales que han ganado o perdido algún hidrógeno, son las llamadas sales ácidas o sales básicas respectivamente.



FORMACION DE OXIDOS

Óxidos

Los **óxidos** son combinaciones del oxígeno con otro elemento, metal o no metal. En estos compuestos el oxígeno siempre actúa con número de oxidación **-2**.

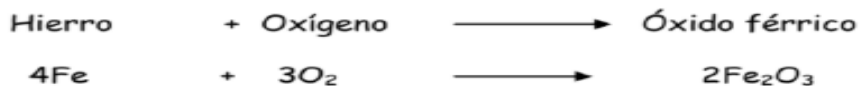
Se formulan colocando primero el símbolo del elemento (metal o no metal) y después el del oxígeno e intercambiando las valencias, que se colocan como subíndices, y simplificando siempre que sea posible. Ejemplo: CO_2 .

Nomenclatura de Stock: Se nombran con la palabra óxido seguida del nombre del metal o no metal e indicando entre paréntesis el número de oxidación, en números romanos, sólo en caso de tener más de un número. Ejemplo: PbO_2 sería el Óxido de plomo (IV).

Nomenclatura Sistemática: Se nombran indicando el número de átomos de oxígeno con los prefijos mono-, di-, tri-, tetra-, etc., seguido del prefijo con los átomos del elemento y el nombre del elemento. Ejemplo: PbO_2 sería el Dióxido de plomo.



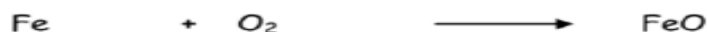
Ejemplo: óxido férrico



- 1) Uno de los reactivos es el metal (en este caso el hierro) y el otro es el oxígeno. Como el oxígeno es diatómico, se le debe colocar el subíndice 2



- 2) Después de la flecha, como producto, se arma el óxido: Se coloca primero el metal y luego el oxígeno



- 3) Se intercambian valencias, el oxígeno tiene valencia 2 y se coloca como subíndice del hierro. El hierro tiene dos valencias: 2 y 3, para saber que valencia usar, se tiene en cuenta la terminación en el nombre del compuesto:

Terminación	Valencia
OSO	Menor
ICO	Mayor

Como nuestro ejemplo es el óxido férrico, se usa la mayor de las valencias, que en este caso es el 3, el cual se coloca como subíndice del oxígeno



- 4) En caso de que ambos subíndices sean pares, se tienen que simplificar. Como en este caso no son pares, vamos al siguiente paso
- 5) Se equilibra la reacción química, usando coeficientes estequiométricos (número grande) delante de las sustancias que sea necesario (principio de conservación de la materia).

Siempre se comienza equilibrando el oxígeno, y por último el metal. En este caso, tengo 2 oxígenos en los reactivos y 3 en los productos, para tener la

misma cantidad de ambos lados de la ecuación se agrega un 2 como coeficiente estequiométrico al óxido, y un 3 al oxígeno.



Por último, el metal en el producto quedó con 4 (Se multiplica el subíndice con el coeficiente estequiométrico), por lo tanto se le agrega un 4 como coeficiente estequiométrico al hierro que está en el reactivo.



FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA DE STOCK:

ÓXIDO DE PLATA

FORMULACIÓN:



NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

ÓXIDO DE DIPLATA

ACUERDO ESCOLAR DE CONVIVENCIA

Para que podamos enseñar y aprender en un ambiente que favorezca nuestro crecimiento es fundamental que, quienes participamos del acto educativo, asumamos algunos compromisos:

EL PROFESOR SE COMPROMETE A:

- GENERAR SITUACIONES DE APRENDIZAJE QUE PERMITA A LOS ALUMNOS EXPRESAR SUS IDEAS.
- PROPORCIONAR HERRAMIENTAS QUE PERMITAN LA FORMACIÓN DEL CONOCIMIENTO CIENTÍFICO EN LOS ALUMNOS.
- LAS EXPLICACIONES DEBEN SER LAS NECESARIAS ACORDE AL TEMA PROPUESTO PARA QUE LOS ALUMNOS PUEDAN ADQUIRIR EL CONOCIMIENTO A SU TIEMPO Y RITMO.

COMPROMISO DEL ALUMNO:

- Concurrir a clase con el material necesario y suficiente para cada espacio curricular, ya que es indispensable para poder avanzar en el conocimiento y aprovechar el tiempo de clase.
- El ingreso al aula después de los recreos debe ser inmediato, caso contrario se le dará conocimiento al preceptor/a y se tomarán las medidas correspondientes.
- Respetar el horario de cada materia.
- No se tolerará el uso de vocabulario, ni tratos inadecuados.
- Los celulares serán usados únicamente cuando la profesora así lo indique durante la clase. No podrán utilizarse auriculares.
- Es importante mantener en el aula el clima de trabajo y de higiene tanto corporal como del espacio físico.

No comer ni beber en clase!!!!

- Se debe evitar el pedido para salir del aula, a los efectos de garantizar la seguridad de todos los alumnos a cargo del docente.
- Cumplir adecuadamente con los tiempos establecidos en entrega de los trabajos sin descuidar la presentación de los mismos.
- La ausencia a clase no significa exención del cumplimiento de las tareas asignadas y/o el estudio.
- No es necesaria la aclaración del profesor para estudiar lo visto en la clase anterior, hay que estudiar para todas las clases.
- Los trabajos escritos, informes, guías de estudio, serán de carácter individual o grupal, según se indique.
- A los trabajos grupales se les asignará, una nota individual a cada integrante que responda a su desempeño, responsabilidad y aportes, y otra nota referida al producto obtenido por el grupo, que será la misma para todos los integrantes.

- Al momento de rendir una prueba escrita deberá tener todos los trabajos prácticos entregados, caso contrario no podrá realizar la evaluación.
- Si la ausencia a una evaluación o práctico se encuentra justificada, el alumno podrá rendir sólo en la siguiente clase.
- La participación a visitas didácticas y/o pedagógicas es de carácter obligatorio (no participación debidamente justificada).

• **CRITERIOS DE EVALUACIÓN:**

- La evaluación es un proceso continuo, que involucra todas las actividades que el docente propone a sus alumnos y no está asociada únicamente a la calificación obtenida en pruebas escritas.
- Para la calificación de cada trimestre se promediarán las notas obtenidas en una evaluación escrita obligatoria y de los trabajos prácticos, participación en clase, uso y aporte del material solicitado presentado en tiempo y forma; exposición oral con uso apropiado del lenguaje específico de la materia así como el desempeño global.
- El docente realizará una evaluación continua mediante una planilla en la que se anotara el desempeño de cada alumno día por día. El no cumplimiento de alguno de los compromisos del alumno equivaldrá a un negativo, los cuales se irán restando en la nota Actitudinales.
- LAS CONSIGNAS QUE NO SEAN INTERPRETADAS CORRECTAMENTE EN LAS EVALUACIONES ESCRITAS SERAN CONSIDERADAS CERO (0) PUNTOS.
- CORRECTA ORTOGRAFÍA, CALIGRAFÍA, PROLIJIDAD Y PUNTUALIDAD EN LA PRESENTACION DE LAS EVALUACIONES ESCRITAS, TRABAJOS PRÁCTICOS E INFORMES.
- EN EVALUACIONES ORALES SE TENDRA EN SUENTA EL USO DE VOCABULARIO ESPECÍFICO, EL MANEJO DE CONTENIDO ESPECÍFICO DE LA MATERIA, MANTENER UNA POSTURA ADECUADA Y PRESTAR ATENCIÓN A LA EXPOSICIÓN DEL COMPAÑERO.
- PROCEDER CON ABSOLUTA HONESTIDAD EN LA PRESENCIA DE TRABAJOS Y EN LA REALIZACIÓN DE EVALUACIONES ESCRITAS. EN AQUELOS CASOS EN LOS QUE SE HUBIERE COMETIDO FRAUDE SE APLICARA LA SANCIÓN CORRESPONDIENTE.
- LOS TRABAJOS PRÁCTICOS ESCRITOS TANTO COMO LAS EVALUACIONES ECRITAS NO SE RECIBIRAN SI ESTA ESCRITOS CON LAPIZ, AL SER UN DOCUMENTO PEDAGOGICO, SOLO SE RECIBIERAN ESCRITOS CON LAPICERA.

REQUISITOS PARA RENDIR PRT, DICIEMBRE Y FEBRERO:

-CUADERNO COMPLETO (CON TODAS LAS ACTIVIDADES REALIZADAS).

-LAPICERA AZUL O NEGRA.

ESTUDIAR TODOS LOS TEMAS.

METODOLOGÍA DE TRABAJO:

-TRABAJOS PRACTICOS.

-EXPOSICIONES GRUPALES.

-CUADERNO DE ACTIVIDADES.

- EVALUACIONES ESCRITAS Y ORALES.

✓ EN LAS EVALUACIONES ESCRITAS Y LOS TRABAJOS PARÁCTICOS SE TENDRA EN CUENTA LA PUNTUALIDAD EN LA PRESENTACION, PROLIJIDAD, CAPACIDAD PARA TRABAJAR EN GRUPO COOPEATIVAMENTE.

✓ INTERES POR EL ESPACIO CURRICULAR, RESPETO Y ACTITUD ACTIVA EN LA PARTICIPACION INDIVIDUAL.

FIRMA DEL PADRE/ TUTOR

FIRMA ALUMNO

PRIMER CUATRIMESTRE

FECHA	TRABAJO PRÁCTICO	EVALUACION ORAL	EVALUACION ESCRITA	FIRMA DOCENTE	FIRMA TUTOR
ACTITUDINAL					
PROMEDIO					

SEGUNDO CUATRIMESTRE

FECHA	TRABAJO PRÁCTICO	EVALUACION ORAL	EVALUACION ESCRITA	FIRMA DOCENTE	FIRMA TUTOR
ACTITUDINAL					
PROMEDIO					

