

Conceptos Básicos

Química:

Rama de la ciencia que estudia las características y composición de todos los materiales, de los cambios que éstos pueden sufrir, así como las leyes que rigen dichos cambios

Cambio Físico: Es cuando un cuerpo cambia su forma exterior, pero su composición interna es la misma:

- Congelamiento del agua
- Romper un vidrio
- Destilar petróleo
- Mezclar agua y arena

Cambio Químico: Es cuando cambia la estructura interna de una sustancia, por lo que se crea otra sustancia diferente, generalmente debido a una combustión:

- Quemar una hoja
- Colorear una camisa
- Fermentar una fruta
- Fotosíntesis

Ciencia: Conocimiento organizado que se ha reunido por medio del método científico

Compuesto: Sustancias puras formadas por uno o más elementos combinados en proporciones fijas

Difusión: Es la propiedad de los gases de mezclarse fácilmente entre ellos

Elemento: Sustancias fundamentales con las que se constituyen todas las cosas materiales. Están formados por átomos

Energía: Capacidad para realizar un trabajo o transferir calor

Energía Cinética: Es la energía de un cuerpo en movimiento = $\frac{1}{2} mv^2$

Energía Potencial: Energía almacenada que posee un cuerpo por su composición química o por su posición

Estados de Agregación: Forma en la que encontramos a un cuerpo.

E. Sólido: Tiene forma y volumen definidos. Sus moléculas están muy juntas

E. Líquido: Volumen definido. Adopta la forma del recipiente. Fluyen fácilmente

E. Gaseoso: No poseen forma ni volumen definido. Sus moléculas están separadas

Etapas evolutivas:

- Periodo Antiguo: Las primeras grandes civilizaciones aprendieron a combinar sustancias para obtener otras, como el vidrio y colorantes. Consideraban los 4 elementos como la base de todo (Agua, Tierra, Aire, Fuego)

- Alquimia: Los científicos se dedicaron a combinar sustancias para crear oro o el elixir de la vida
- Iatroquímica: Los alquimistas encontraron complicadas sustancias con facultades curativas
- Flogisto: Teoría en la que las sustancias contenían flogisto, y al hacer combustión, éstas lo perdían
- Química Moderna: Inicia con Antoine Lavoisier, en donde se crea la ley de la conservación de la materia

Ley de la Conservación de la Materia: La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma

Ley de la Conservación de la Energía: La energía no se crea ni se destruye, solo se transforma

Masa: Cantidad de materia que contiene un cuerpo

Materia: Es de lo que están hechas todas las cosas en el Universo

Método Científico: Procedimiento que se sigue para realizar una investigación científica:

- Identificar y enunciar el problema
- Reunir datos concernientes al problema
- Realizar experimentos
- Analizar los datos y proponer soluciones posibles (hipótesis)
- Realizar el plan o efectuar experimentos
- Evaluar resultados (Formular hipótesis, teorías o leyes)

Mezcla: Composición de dos o más sustancias en composición variable

Mezcla Heterogénea: No presenta propiedades uniformes, se pueden distinguir sus componentes a simple vista

Mezcla Homogénea: Composición uniforme por la combinación de sustancias

Miscibilidad: Propiedad de los líquidos mezclarse homogéneamente

Peso: Es la atracción gravitacional de un cuerpo a otro

Ramas de la Química:

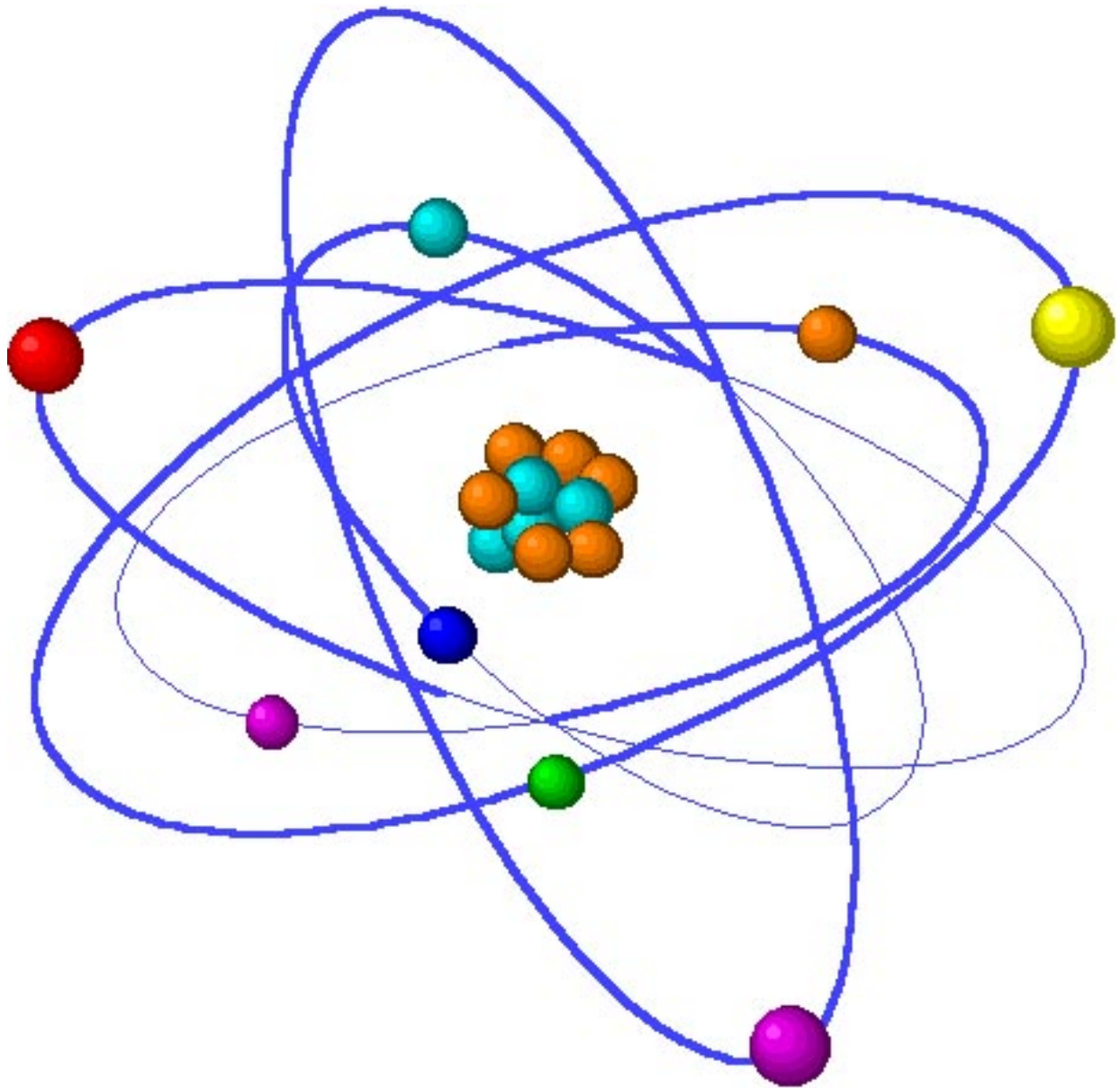
- Q. Orgánica: Estudio de sustancias que contienen Carbono
- Q. Inorgánica: Estudia las sustancias que no contienen Carbono
- Q. Analítica: Estudia la composición de la materia
- Físico-Química: E. la estructura de las sustancias y la rapidez de sus cambios
- Bioquímica: Estudia las reacciones químicas de los seres vivos

Solución: Es una mezcla uniforme, tiene una composición y apariencia uniforme

Sustancia Pura: Sustancia química individual que se compone íntegramente de una sola clase de materia

Viscosidad: Resistencia de los líquidos de fluir fácilmente

El Átomo:



Protón: Partícula subatómica, la cual tiene carga positiva y forma parte del núcleo del átomo

Neutrón: Partícula eléctricamente neutra que se encuentra en el núcleo junto al protón

Electrón: Partícula con carga negativa que ocupa el espacio que rodea al átomo

Masa o Peso Atómico: Promedio ponderado de las masas atómicas de un átomo. Es la suma de los protones más los electrones. Se representa con la letra A

Número Atómico: Número de protones que tiene un átomo. Se representa con una Z

Isótopo: Átomos de un elemento en particular que tienen diferente número de neutrones

Ion: Partícula con carga eléctrica que se forma cuando un átomo gana o pierde electrones.

Aniones: Ion con carga negativa

Cationes: Iones con carga positiva

Teoría Atómica de Dalton

- Todos los elementos están formados por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos, que no se pueden destruir
- Todos los átomos de un elemento son idénticos
- Todos los átomos de elementos mezclados en proporciones fijas forman compuestos
- Una reacción química implica cambios

Ley de la Composición Constante

Un compuesto siempre contiene elementos en ciertas proporciones definidas, y en ninguna otra combinación

También se le llama ley de las proporciones definidas

Fue enunciada por Joseph Proust.

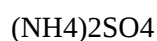
Ley de Proporciones Múltiples

Si dos elementos forman más de un compuesto, las diferentes masas de los elementos que se combinan en una masa fija del segundo elemento guardan entre sí una proporción sencilla de números enteros.

	Es equivalente a:
N° Atómico	N° de Protones
	N° de Electrones
Peso Atómico – N° Atómico	N° de Neutrones

Masa Molecular

Peso Molecular: Suma de las masas atómicas de cada átomo que compone una molécula. Por ejemplo:



Nitrógeno = $14 \times 2 \text{ átomos} = 28 \text{ uma}$

Hidrógeno = $1 \times 4 \times 2 = 8 \text{ uma}$

Azufre = $32 \times 1 = 32 \text{ uma}$

Oxígeno = $16 \times 4 = 64 \text{ uma}$

Total: 132 uma

N° de Avogadro: Número de partículas que hay en un mol. Es igual a 6.022×10^{23} .

Mol: Un mol es igual a la suma de las masas atómicas de cada átomo que compone una molécula de un compuesto. El número dado será igual a un mol de ese compuesto. Por ejemplo

Calcular a cuántos gramos equivale un mol de NaCl

$$\text{Na} = 23 \text{ g}$$

$$\text{Cl} = 35.45 \text{ g}$$

$$\text{Un mol de NaCl} = 58.45 \text{ g}$$

También se puede calcular cuántos átomos de cada elemento hay en x moles de x compuesto. Por ejemplo:

Calcular cuántos átomos de cada elemento hay en 3.35 moles de HClO_3 :

Primero se hace una regla de proporción:

$$3.35 \text{ moles} = x \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23}$$

Se despeja la x, y se tiene que en un 3.35 moles hay 2.011×10^{24} átomos de x elemento

Por lo tanto,

El Hidrógeno posee 2.011×10^{24} átomos en 3.35 moles

El Cloro posee 2.011×10^{24} átomos en 3.35 moles

El Oxígeno posee 6.05×10^{24} átomos en 3.35 moles

Otro cálculo que se puede hacer es cuántos moles son equivalentes a x gramos de un compuesto:

Calcular cuántos moles son:

$$37 \text{ g de HNO}_3$$

Primero se calcula el peso molecular:

$$\text{H} = 1$$

$$\text{N} = 14$$

$$\text{O}_3 = 48$$

$$\text{Total} = 63 \text{ g} = 1 \text{ mol}$$

$$37 \text{ g} = .387 \text{ mol}$$

Números Cuánticos

Número Cuántico Principal

Los electrones de los átomos se encuentran en niveles de energía o capas, las cuales aumentan de energía a medida que aumenta la distancia de éstos al núcleo del átomo. Por ello, entre más cercano esté el electrón al centro del átomo, más pequeña es su energía. Éstos números cuánticos se designan con números enteros o con letras. El número máximo de electrones que puede alojar un nivel está dado por la función $2n^2$:

<i>Nivel de Energía</i>	<i>Máximo de electrones</i>
1 (K)	$2 (1)^2 = 2$
2 (L)	$2 (2)^2 = 8$
3 (M)	$2 (3)^2 = 18$
4 (N)	$2 (4)^2 = 32$

El número cuántico principal determina la energía de un orbital.

Los electrones que llenan el último nivel de energía de un átomo se conocen como electrones de valencia. El máximo número de electrones que pueden ser admitidos en el último nivel es de ocho electrones, a excepción de los átomos de Hidrógeno y Helio, cuyo máximo número de electrones de valencia es 2.

Los electrones de valencia son importantes porque éstos son los que participan en las reacciones químicas.

Número Atómico Asimutal

Los niveles de energía se dividen a su vez en subniveles, que se designan por las letras **s**, **p**, **d** y **f**. Después del subnivel f siguen en orden alfabético. Éste número cuántico determina la forma del lugar en el que probablemente se encuentra el electrón. Cada subnivel puede alojar cierto número de electrones:

<i>Subnivel</i>	<i>Máximo de electrones</i>
S	2
P	6
D	10
f	14

Número Cuántico Magnético:

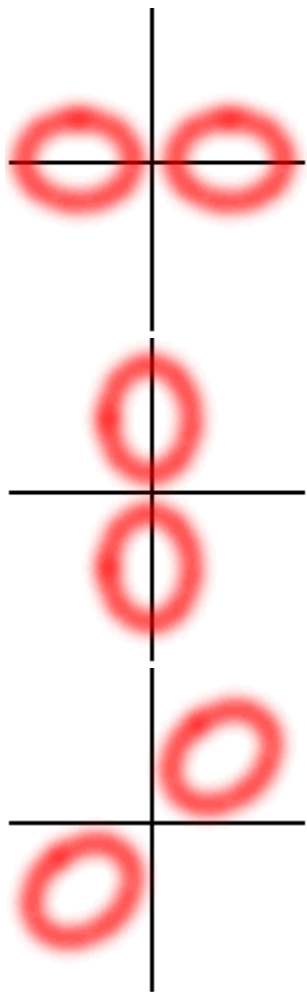
Los subniveles de energía a su vez están divididos en orbitales, que representa una nube electrónica con forma determinada. . El número cuántico magnético representa la orientación del orbital. El subnivel **s** tiene 1 orbital, el **p** tiene 3, el **d** tiene 5 y el **f** tiene 7. Cada subnivel puede aceptar dos electrones como máximo. Representa el lugar en donde nos sería posible encontrar un electrón. Las formas de algunos de los orbitales son las siguientes:

Orbitales S:



Orbitales P

PX: PY: PZ:



Los Orbitales d y f tienen formas más complejas que sería difícil representar en papel, pero existen modelos tridimensionales que permiten su fácil interpretación.

Número Cuántico Spin:

Este número se representa con una flecha, ya sea señalando hacia arriba o hacia abajo. Nos indica el sentido hacia donde se gira el electrón dentro del orbital.

Así, los números cuánticos nos representan el lugar en el que encontraremos un electrón, y si por ejemplo tenemos $4p_x$!, quiere decir que el electrón está en el nivel de energía 4, se encuentra en el orbital p girando sobre el eje de las x con un giro hacia arriba o positivo.

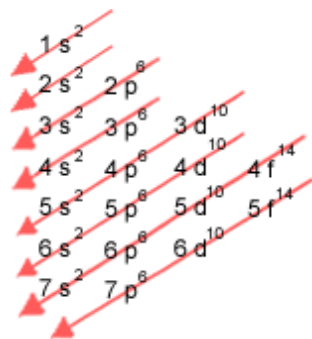
Principio de Exclusión de Pauli: Ningún electrón de un mismo átomo tiene sus cuatro números cuánticos iguales.

Llenado de Orbitales:

Para los primeros 18 elementos, los electrones van ocupando los orbitales empezando por el más bajo nivel de energía, y van llenando su capacidad antes de empezar el siguiente.

Regla de Hund: Para cualquier conjunto de orbitales, se llena primero con electrones que tienen su número spin positivo, y luego los que tienen spin negativo.

El llenado de los orbitales se sigue como representa el siguiente diagrama, que se conoce como Diagrama de AUFBAU:



Configuración Electrónica:

Esto se refiere a determinar cuáles son los números cuánticos de cada uno de los electrones de un átomo. Por ejemplo, desarrollaremos la configuración electrónica de los siguientes elementos:

Cromo 24

↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑

1s 2s 2px 2py 2pz 3s 3px 3py 3pz 4s 3dxy 3dxz

↑↑↑

3dyz 3dx²-y² 3dz²

Hierro 87

↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑

1s 2s 2px 2py 2pz 3s 3px 3py 3pz 4s 3d 3d

↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑

3d 3d 3d 4px 4py 4pz 5s 4d 4d 4d 4d 4d

↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑

5px 5py 5pz 6s 4f 4f 4f 4f 4f 4f 4f 5d

↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑ ↑↑

5d 5d 5d 5d 6px 6py 6pz 7s

También se puede escribir la configuración de una manera más sintetizada, omitiendo el tipo de spin:

Cesio 55

1s² | 2s² 2p⁶ | 3s² 3p⁶ | 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ | 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ | 6s¹

Enlaces:

Los átomos se entrelazan entre sí para formar compuestos.

Enlace Iónico: Es cuando hay transferencia completa de un átomo a otro. El átomo que pierde electrones se convierte en un ión positivo o catión, y el que gana se convierte en ión negativo o anión. Es más común encontrar enlaces covalentes entre los elementos de los primeros tres grupos. Cuando un átomo pierde electrones se dice que se oxida, y cuando gana se dice que se reduce.

Enlace Covalente: Es cuando los átomos que se combinan comparten electrones. Se forma con facilidad entre átomos semejantes. El hidrógeno siempre forma enlaces covalentes. Hay diversos tipos de enlaces covalentes:

Polar: Entre dos elementos distintos Si**C

No Polar: Entre elementos iguales C**C

Coordinado: El enlace se forma con dos electrones del mismo átomo

Sencillo: Comparten un par de electrones

Doble: Comparten dos pares de electrones

Triple: Comparten tres pares de electrones

Electronegatividad: Es una medida de la tendencia que muestra un átomo de un enlace covalente de atraer hacia sí los electrones compartidos.

Estructura de Lewis: Es una representación de una molécula, en donde solo se indican los electrones de valencia de los átomos. Se utiliza un guión para representar un enlace covalente, y puntos para los electrones no compartidos.

Tipo de Enlace
Iónico
Coordinado
Polar
No Polar

Nomenclatura

Formación de Compuestos:

- Se escriben los símbolos de los elementos a combinarse
- Se intercambian las valencias (si es 1 no se escribe)
- Se simplifica si es posible

(2) Be Cl (-1)

Be-1 Cl2

BeCl2

Óxidos

Metal + Oxígeno _____! Óxido Metálico

Se forman cuando se combinan un metal con el ión óxido. Se les nombra indicando primero la palabra óxido, y luego el nombre del metal correspondiente.

Ej:

Sodio + Oxígeno _____! Óxido de Sodio (Na_2O)

Magnesio + Oxígeno _____! Óxido de Magnesio (MgO)

Si un elemento tiene dos valencias, con la menor se le agrega la terminación *oso* al compuesto, y con la mayor se le agrega la terminación *ico*. Por ejemplo, el hierro tiene dos valencias, +2 y +3. Al combinarse con el oxígeno se tiene:

FeO ____! (Valencia Menor) Óxido Ferroso

Fe_2O_3 ____! (Valencia Mayor) Óxido Férrico

Anhídridos

No Metal + Oxígeno _____! Anhídrido

Se forman cuando se combinan un no metal mas oxígeno. También se les conoce como óxidos ácidos u oxiácidos. Se nombran poniendo primero óxido, con el prefijo que indique el número de átomos de oxígeno presentes y el nombre del elemento que los acompaña.

CO ____! Monóxido de Carbono

N_2O_5 ____! Pentaóxido de Dinitrógeno

Hidróxidos:

Se forman cuando un óxido reacciona con el agua. Contienen el grupo oxhidrilo o hidroxilo, que tiene valencia de -1.

NaOH ____! Hidróxido de Sodio

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ ____! Hidróxido de Bario

Oxiácidos

Se forman de la reacción de un anhídrido con el agua. Su fórmula se escribe poniendo el Hidrógeno, luego el no metal, y por último el oxígeno.

HNO_2 ____! Ácido Nitroso

HNO_3 ____! Ácido Nítrico

Hidruros

Son compuestos que resultan de la unión de un compuesto químico con el hidrógeno.

Metálicos: Unión de un metal y el hidrógeno. Primero se pone el metal y luego el hidrógeno, seguido por un subíndice que indique el número de oxidación de el meta:

MgH₂ ____! Hidruro de Magnesio

CuH ____! Hidruro Cuproso

CuH₂ ____! Hidruro Cúprico

No Metálicos: Se sigue el mismo proceso que en los metálicos, solo que usando elementos no metálicos. También se pueden nombrar poniendo primero la palabra ácido, seguido por el nombre del elemento y terminando con hídrico

CH₄ ____! Hidruro de Carbono o Ácido Carbonhídrico.

SH₄ ____! Hidruro de Azufre o Ácido Sulfhídrico

Sales

Se forman de la reacción de un ácido y un hidróxido.

Sales Binarias: Están formadas entre un metal y un no metal. La fórmula se escribe poniendo primero el metal y después el no metal. Se nombra poniendo primero el no metal con la terminación uro y después el nombre del metal.

CaBr ____! Bromuro de Calcio

FeCl₂ ____! Cloruro Ferroso

FeCl₃ ____! Cloruro Férrico

NaCl ____! Cloruro de Sodio

BaF₂ ____! Fluoruro de Bario

Halógenos Combinados con Cualquier elemento:

		<i>X = Na y Y = Cl</i>
YX	<u>X</u> uro de Y	Cloruro de Sodio
YXO	<u>Hipo X ito</u> de Y	Hipoclorito de Sodio
YXO ₂	<u>X ito</u> de Y	Clorito de Sodio
YXO ₃	<u>X ato</u> de Y	Clorato de Sodio
YXO ₄	<u>Per X ato</u> de Y	Perclorato de Sodio

Halógenos Combinados con Hidrógeno:

		<i>X = Cl</i>
HX (-1)	Ácido <u>X hídrico</u>	Ácido Clorhídrico

HX (+1)	Ácido <u>hipo X oso</u>	Ácido Hipocloroso
HX (+3)	Ácido <u>X oso</u>	Ácido Cloroso
HX (+5)	Ácido <u>X ico</u>	Ácido Clórico
HX (+7)	Ácido <u>per X ico</u>	Ácido Perclórico

Halógenos Combinados con Hidrógeno y Oxígeno:

		<i>X = Cl</i>
HXO	Ácido <u>Hipo X oso</u>	Ácido Hipocloroso
HXO ₂	Ácido <u>X oso</u>	Ácido Cloroso
HXO ₃	Ácido <u>X ico</u>	Ácido Clórico
HXO ₄	Ácido <u>Per X ico</u>	Ácido Perclórico

Iones Comunes

Éstos se nombran poniendo primero el nombre del ión y luego del elemento que lo acompaña, como en CaCO₃, se nombra Carbonato de Calcio

Peróxido O₂ (-2)

Hidróxido OH (-1)

Carbonato Ácido HCO₃ (-1)

Cianuro CN (-1)

Acetato CH₃COO (-1)

Nitrato NO₃ (-1)

Nitrito NO₂ (-1)

Óxido O (-2)

Carbonato CO₃ (-2)

Oxalato C₂O₄ (-2)

Cromato CrO₄ (-2)

Dicromato Cr₂O₇ (-2)

Sulfato SO₄ (-2)

Sulfito SO₃ (-2)

Fosfato PO₄ (-3)

Fosfito PO₃ (-3)

Reacciones Químicas

Tipos de Reacciones

Las reacciones son los procesos que se llevan a cabo en diversas sustancias para formar compuestos.

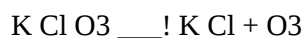
Para escribir una reacción, se ponen de un lado los compuestos que van a reaccionar, seguidos de una flecha, y por último el resultado. Existen diferentes tipos:

Síntesis: $A + B \rightarrow AB$



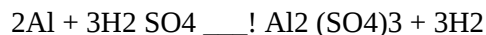
Cloruro de Potasio + Ozono $\rightarrow$ Clorato de Potasio

Descomposición: $AB \rightarrow A + B$



Clorato de Potasio $\rightarrow$ Cloruro de Potasio + Ozono

Sustitución Simple: $AB + C \rightarrow AC + B$



Aluminio + Ácido Sulfúrico $\rightarrow$ Sulfato de Aluminio + Dihidrógeno

Sustitución Doble: $AB + CD \rightarrow AD + BC$



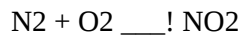
Sulfato Férrico + Hidróxido de Sodio $\rightarrow$ Hidróxido Férrico + Sulfato de Sodio

Balanceo de Ecuaciones

El balanceo de ecuaciones pretende que en una ecuación química exista el mismo número de átomos tanto reactivos como productos. Para ello se agregan coeficientes que indican el número de moles que se están usando de determinada sustancia. Los subíndices en una fórmula química indican el número de elementos presentes de un compuesto.

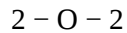
Por tanteo:

Se trata de buscar que tanto la parte que reacciona como la resultante tengan el mismo número de átomos. Para ello agregamos coeficientes a las fórmulas (nunca se agregan subíndices)

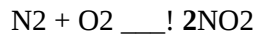


Primero se escriben todos los Elementos que se tengan y se cuentan cuántos átomos están presentes de cada lado de la flecha:

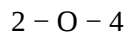
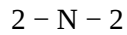




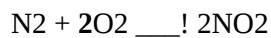
Se puede ver que al lado derecho le falta un N para estar igual que al izquierdo, entonces se pone un 2 en el lado derecho para tener dos N de ese lado:



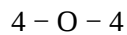
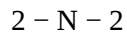
Se vuelven a contar los átomos presentes:



Ahora se tienen más O del lado derecho que del izquierdo, por lo que se trata de igualar el lado izquierdo agregando dos O:

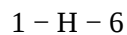
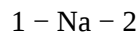
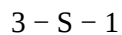
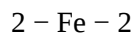
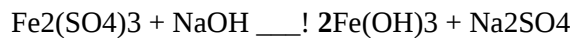
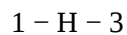
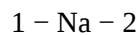
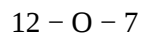


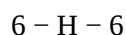
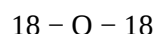
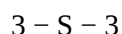
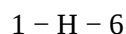
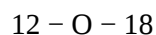
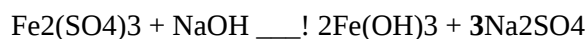
Se vuelven a contar los átomos:



Como ya existen igual número de átomos en ambos lados de la flecha, se dice que la reacción está balanceada.

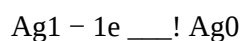
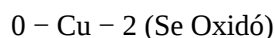
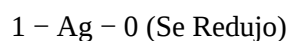
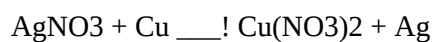
Ejemplo 2:



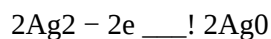
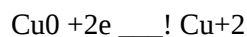


Balanceo Por Redox:

- Todos los elementos solos tienen por número de Oxidación 0
- Siempre hay uno que se oxida y otro que se reduce
- Por lo general el Hidrógeno trabaja con valencia +1 y el Oxígeno con valencia -2
- Se identifica el número de valencia de todos los átomos presentes
- El número de valencia será igual al de oxidación
- Se compara el número de oxidación de los átomos de un mismo elemento del lado izquierdo de la flecha con los del lado derecho
- Si el número de oxidación aumentó de izquierda a derecha, se dice que se Oxida, es decir, que pierde electrones.
- Si el número de oxidación disminuyó de izquierda a derecha, se dice que se Reduce, es decir, que gana electrones.
- Se busca que el número de electrones ganados sea igual al número de electrones perdidos, por lo que se multiplica por diferentes coeficientes como sigue:

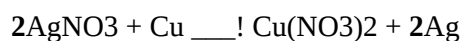


Aquí es donde se multiplica por algún número, para que el número de electrones ganados y perdidos sea igual:



Aquí ya quedaron iguales el número de electrones ganados y el número de electrones perdidos.

- Se rescribe la ecuación, poniendo los coeficientes obtenidos en su lugar correspondiente



Estequiometría:

Esto se refiere al cálculo de cantidades de sustancias que participan en reacciones químicas. Cuando se conoce la cantidad de una sustancia que toma parte de una reacción química, y la ecuación química está bien balanceada, se puede conocer las cantidades de otros reactivos o productos.

Se pueden establecer las relaciones molares que existen entre los elementos presentes en una reacción, por ejemplo:



Existe un mol de N_2 por cada 3 moles de H_2 , o también se expresa:

o

También existe un mol de N_2 por cada 2 moles de NH_3

o

De manera similar, existen 3 moles de H_2 por cada 2 moles de NH_3

o

Cálculos Estequiométricos de Mol a Mol

Mediante la estequiometría podemos saber, cuando se conoce la ecuación química y también el número de moles de uno o de cualquiera de los reactivos o productos, el número proporcional de moles necesarios para dicha reacción.

Para ello se siguen éstos pasos

- Obtener la ecuación química balanceada
- Anotar la cantidad conocida de una sustancia química (expresada en éste caso en moles) Puede ser cualquier reactivo o producto de la reacción. (Ésta será la sustancia de partida)
- Anotar la relación molar apropiada con base de la ecuación química como sigue:

Moles de la sustancia **deseada**

Moles de la sustancia de partida

- Multiplicar el número conocido de moles de la sustancia química de partida (paso 2) por la relación molar apropiada (paso 3) para obtener los moles de la sustancia deseada.

Ejemplo:

Obtener el número de moles de Oxígeno gaseoso necesario para quemar 1.20 moles de alcohol etílico C_2H_5OH , cuya ecuación química es:



- 1.2 moles C_2H_5OH
- $1.2 \text{ mol } C_2H_5OH * = 3.6 \text{ mol de } O_2$

Cálculos Estequiométricos con Moles y Masas

En ocasiones las cantidades de sustancias químicas en una reacción se expresan en gramos o kilogramos. Para realizar cálculos estequiométricos se requiere primero que la sustancia se convierta de gramos a moles. Para ello:

- Obtener la ecuación química balanceada
- Anotar la cantidad conocida de una sustancia química en gramos de A
- Convertir los gramos de A a moles de A
- Convertir los moles de A a moles de B usando la relación molar apropiada, como se vio en el cálculo de mol a mol.
- Convertir los moles de B en gramos de B

Ejemplo:

Obtener cuántos gramos de Oxígeno gaseoso se requieren para quemar 10 g de alcohol etílico C_2H_5OH , cuya ecuación química es:



- Obtener la ecuación balanceada
- 10g de C_2H_5OH
- $10g \text{ de } C_2H_5OH *$
- $10g \text{ de } C_2H_5OH * *$
- $10g \text{ de } C_2H_5OH * * *$
- **R = 20.9 g de O_2**