

MÓDULO DE QUÍMICA

INTRODUCCIÓN

A LA

QUÍMICA

FACULTAD DE QUÍMICA, BIOQUÍMICA Y FARMACIA
UNIVERSIDAD NACIONAL DE SAN LUIS



MIGUEL ANGEL ZAMORA

JOSE ANTONIO SALONIA

AREA DE QUIMICA GENERAL E INORGANICA
DEPARTAMENTO DE QUIMICA

Dr. Miguel Angel Zamora

Profesor Titular de las cátedras de Introducción a la Química, Química General y Química General I de la Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia de la Universidad Nacional de San Luis.

Dr. José Antonio Salonia

Profesor Asociado de las cátedras de Química General y Química General I de la Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia de la Universidad Nacional de San Luis.

CONTENIDO

	Página N°
FUNDAMENTOS, PRINCIPIOS Y CONCEPTOS BASICOS	
Introducción	1
El método científico	2
Términos fundamentales en química	4
Cuerpo y sustancia	6
Propiedades de la materia	7
ENERGIA - DISTINTOS TIPOS - CONSERVACION	
Energía cinética	10
Energía potencial	10
Ley de la conservación de la energía	13
Materia y energía	14
SISTEMAS MATERIALES	
Sistemas abiertos	15
Sistemas cerrados	15
Sistemas aislados	16
Sistemas homogéneos y heterogéneos	16
Fases - separación de fases - fraccionamiento de fases	17
SISTEMAS DISPERSOS - SOLUCIONES - ESTADO COLOIDAL	
Generalidades	20
Soluciones verdaderas	20
Dispersiones coloidales	21
Suspensiones	21
Clasificación completa de los sistemas materiales	22
Ejercicios	23
FENOMENOS FISICOS Y QUIMICOS	
Fenómeno físico	25
Fenómeno químico	25
Estados de agregación de la materia	26
Descripción cinético-molecular de los estados de agregación	27
Cambios de estado	29
Gráfico de calentamiento	30

NATURALEZA DE LA MATERIA

Teoría atómica de Dalton	31
Atomo y molécula	32
Alotropía	33

ELEMENTOS Y COMPUESTOS

Elementos	35
Isótopos	36
Clasificación de los elementos	37
Compuestos	38
Diferencia entre mezcla y compuesto	38
Símbolos y fórmulas	39

ESTRUCTURA ATOMICA

Modelo atómico	41
Núcleo atómico	41
Nube electrónica	42
Número másico	43
Ejercicios	44

PESOS ATOMICOS Y MOLECULARES

Peso atómico real o absoluto	45
Peso atómico relativo	45
Unidad de masa atómica (u.m.a.)	46
Peso atómico gramo	48
Peso molecular real o absoluto	48
Peso molecular relativo	48
Peso molecular gramo	48

ATOMO GRAMO - NUMERO DE AVOGADRO - MOL

Atomo-gramo	49
Número de Avogadro	49
Mol	50
Ejercicios	51

LEYES GENERALES DE LAS COMBINACIONES QUIMICAS

Principio de conservación de los elementos	53
Ley de Lavoisier o de conservación de la masa	54
Principio de Einstein	55
Ley de Proust o de las proporciones definidas	57
Ley de Dalton o de las proporciones múltiples	58

Ley de Richter o de los pesos equivalentes	58
--	----

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

Consideraciones generales	60
Semimetales, metales, no metales	61
Tabla periódica	62
Propiedades de los elementos	63

ACTIVIDAD I

Materia - Atomo - Elemento - Sustancia: elementos y compuestos - Mezclas - Molécula - Atomicidad - Símbolo de los elementos químicos - Número de oxidación - Electronegatividad - Ejercitación.	66 68
--	----------

ACTIVIDAD II

Clasificación de las sustancias inorgánicas	71
Compuestos Binarios	71
Reglas del número de oxidación cruzado	73
Hidruros: Metálicos y No Metálicos	75
Ejercitación	75
Acidos hidrácidos	76
Ejercitación	76
Sales binarias	76
Ejercitación	77

ACTIVIDAD III

Oxidos básicos	78
Ejercitación	79
Oxidos ácidos	79
Ejercitación	82

ACTIVIDAD IV

Compuestos ternarios - definición - clasificación	83
Acidos oxácidos	83
Ejercitación	85
Bases o hidróxidos	85
Ejercitación	86

ACTIVIDAD V

Sales neutras derivadas de oxácidos (oxosales)	88
Ejercitación	92

Sales ácidas derivadas de hidrácidos	92
Ejercitación	93
Sales de amonio derivadas de hidrácidos	93
ACTIVIDAD VI	
Sustancias cuaternarias	94
Sales ácidas derivadas de oxácidos	94
Ejercitación	96
Sales básicas	96
Sales dobles	97
Oxosales de amonio	97
Ejercicios	98
ACTIVIDAD VII	
Reacciones químicas	100
Tipos de reacciones químicas	100
Reacciones irreversibles	101
Reacciones reversibles	101
Reacciones exotérmicas	101
Reacciones endotérmicas	101
Reacciones de combinación	102
Reacciones de descomposición	102
Reacciones de desplazamiento	102
Reacciones de doble desplazamiento	103
Solubilidad de sales en agua	103
Solubilidad de bases	103
Volatilidad de bases	103
Solubilidad de ácidos en agua	104
Volatilidad de ácidos	104
Reacciones de neutralización	105
Reacciones de oxido-reducción	105
Ejercitación	106

QUIMICA

FUNDAMENTOS, PRINCIPIOS Y CONCEPTOS BASICOS

METODO Y OBJETIVOS

INTRODUCCION:

El universo, según los actuales conocimientos, se halla formado por materia y energía, que unidas constituyen la base de todos los fenómenos objetivos.

La materia es estudiada por la química, la energía por la física y las relaciones de la materia con la energía en sus distintas formas por la química general.

No se conoce con certeza el origen de la palabra química, para algunos deriva de la palabra "chemia" que se usaba en Egipto y para otros de palabras griegas que significan infusión o mezcla.

La **química** es una rama de las ciencias naturales que estudia la materia, sus propiedades, estructura, transformaciones y leyes que rigen dichas transformaciones.

Por ejemplo: el agua puede convertirse en dos gases, hidrógeno y oxígeno. Los químicos estudian que es el agua, por qué y cómo puede convertirse en los dos gases y que son el hidrógeno y el oxígeno.

El problema de la energía liberada o absorbida por estos cambios también se incluyen en el campo de la química.

Cuando la química investiga la realidad en procura de nuevos conocimientos se comporta como una ciencia pura. Si persigue fines utilitarios aprovechando los conocimientos para beneficio de la humanidad se convierte en ciencia aplicada.

Esta ciencia está estrechamente relacionada con varias disciplinas, desde la astronomía hasta la zoología, por lo tanto se encuentra en la mayoría de las ciencias naturales. Así la físico-química se relaciona con la física; la geoquímica con la geología y la mineralogía; la bioquímica con la biología, zoología y botánica; etc.

Como resultado de su extensión y diversidad se han establecido algunas divisiones básicas, muy relacionadas entre sí en la actualidad.

Química Orgánica:

Estudia primordialmente los compuestos del carbono, muchos de los cuales se obtienen a partir de sustancias naturales. Un aspecto que actualmente tiene importancia es la creación de compuestos sintéticos cuyas propiedades se desconocen antes de obtenerlos y que luego son caracterizados y aplicados a lograr el producto en el laboratorio por reacciones específicas, la mayoría de las veces catalizadas.

Química Inorgánica:

Trata de todos los elementos y sus compuestos. Los metales y no metales, formas simples y complejas. Ocurrencia, estructura, propiedades y aplicaciones.

Físico-Química:

Estudia el equilibrio y la termodinámica de las reacciones químicas, la energía asociada a las mismas, la estructura de las moléculas y las propiedades espectroscópicas.

Química Analítica:

Se ocupa del desarrollo de métodos que sirven para determinar la composición química de las sustancias y sus mezclas. El análisis puede ser cualitativo y/o cuantitativo, el primero determina cuales son los componentes presentes en una muestra y el segundo las cantidades relativas de cada uno de ellos.

EL METODO CIENTIFICO

Muchos descubrimientos tales como la radiactividad y la penicilina, que fueron accidentales, en realidad solo en parte pueden considerarse fortuitos por cuanto sus descubridores pensaban en forma "científica" y estaban concientes de que habían observado algo nuevo y digno de estudio.

En química, biología, física, etc., se aplica para su desarrollo un procedimiento llamado:

Método Científico

Este método es un camino idealizado o modelo para realizar investigaciones científicas.

Modelo: es una representación imaginaria que solo incorpora aquellos rasgos o datos que puedan ser útiles para describir un sistema físico real. El modelo tendrá validez si las suposiciones basadas en él corroboran los hechos experimentales.

El Método Científico puede dividirse en una serie de etapas que se detallan a continuación:

1.- *Experimentación y observación.*

2.- *Verificación de datos, regularidad, formulación de leyes e hipótesis.*

3.- *Formulación de teorías.*

4.- *Comprobación de las teorías.*

1.- Los experimentos que se realizan en el laboratorio tienen por objeto observar la naturaleza bajo condiciones controladas y recopilar como consecuencia una serie de datos.

Ejemplo: combustión del hidrógeno en presencia de oxígeno; como consecuencia se produce agua. Esta observación desprovista de datos numéricos, se llama cualitativa; pero podrían realizarse mediciones tales como: un litro de oxígeno reacciona en esas condiciones con dos litros de hidrógeno para producir dos litros de vapor de agua; esta observación se llama cuantitativa por cuanto se obtienen datos numéricos.

2.- Verificación de los datos y regularidad de los mismos a través de profusa experimentación, reuniendo la información en forma concisa mediante las llamadas leyes que proporcionan información para predecir el resultado de algunos experimentos no realizados.

Ejemplo: luego de efectuar varias mediciones de volúmenes de oxígeno e hidrógeno que reaccionan en las mismas condiciones, se saca como conclusión que siempre reacciona un volumen de oxígeno con dos volúmenes de hidrógeno para formar dos volúmenes de vapor de agua.

La ley: puede ser una sencilla observación verbal como la vista para la formación del vapor de agua, pero generalmente es más útil representarla mediante una ecuación. Por ejemplo para gases ideales: El volumen de una masa gaseosa, a temperatura constante, es inversamente proporcional a la presión que soporta. Matemáticamente:

$$V = k \cdot \frac{1}{P} \quad (\text{a temperatura constante})$$

La ley recopila una gran cantidad de información pero no explica el por qué del comportamiento de la naturaleza. El paso siguiente es explicar el por qué de la ley, mediante el enunciado de una hipótesis (una suposición).

- 3.- La hipótesis debe ser probada experimentalmente y si la experimentación repetida la confirma pasa a ser teoría.

Estas exponen clara y completamente el funcionamiento interno del sistema estudiado, aclarando los probables puntos de su accionar. La teoría debe basarse en un modelo fundamental, que implique ciertas ideas o supuestos básicos (por ejemplo: teoría de los gases ideales). El valor de teoría satisfactoria radica en que da una visión más profunda del cómo y por qué se produce el fenómeno. La teoría atómica moderna, es un modelo que proporciona una explicación razonablemente satisfactoria de las propiedades de la materia, mecanismos de cambios químicos e interacción de la materia y energía.

Pero esta teoría no es más definitiva que el último modelo de un automóvil. Es casi seguro que la siguiente generación la descarte (como sucedió con el modelo atómico de Bohr) para adoptar un modelo mejor.

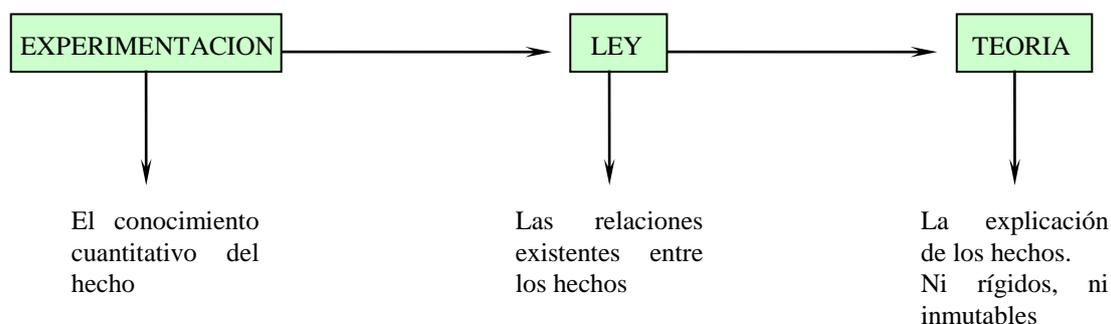
- 4.- Cuando experimentalmente se demuestra que una teoría es incorrecta debe ser descartada o modificada.

Llamar a estos pasos el *método científico* sería una generalización excesiva. Estos comprenden un camino por el cual el químico puede atacar un problema.

Si hubiera que definir el método científico diríamos que sería la interacción de experimentos, ideas e imaginación creadora.

La ciencia se desarrolla así, por una constante relación entre teoría y experimentación.

El método científico implica entonces una secuencia bien definida:



El amplio panorama que ofrece la química, no habría sido posible sin una libre y espontánea comunicación de las ideas y hallazgos de todos los científicos.

TERMINOS FUNDAMENTALES EN QUIMICA

Ahora que conocemos qué estudia la química y hemos examinado brevemente sus métodos, definiremos y discutiremos algunos términos que forman parte del lenguaje común de los químicos.

Materia:

La química estudia la materia, siendo este concepto el primero que debemos fijar. Diremos de manera muy general y concreta que: *materia es todo aquello que tiene masa e inercia y ocupa un lugar en el espacio.*

Por lo tanto, todo lo que cumpla con estas condiciones será considerado material.

Es materia el aire que respiramos, el agua que bebemos, el vidrio que forma un vaso, etc.

Es conveniente aclarar los conceptos de masa e inercia. En nuestra vida diaria pensamos que la masa de un objeto y su peso son una misma cosa, usamos las palabras masa y peso indistintamente, sin embargo es incorrecto ya que por definición son diferentes.

Masa:

Es la cantidad de materia contenida en un objeto y es invariable, definición incompleta por cuanto no especifica como se mide esa magnitud. La masa de un objeto se mide pesándola, y se expresa en las mismas unidades que el peso (kilogramo o gramo).

No hay que confundir la masa con el tamaño (capacidad para ocupar espacio).

Peso:

Fuerza con que un objeto es atraído por la tierra. Es la fuerza igual y opuesta, necesaria y suficiente para evitar que un objeto caiga cuando se lo abandona dentro del campo gravitacional de la tierra.

La fuerza de atracción de la tierra aumenta a medida que nos acercamos al centro de la misma, por lo tanto, el peso aumenta ligeramente a medida que descendemos de la cima de una montaña o vamos del ecuador hacia los polos.

La fuerza y la masa se relacionan por el principio de masa que se puede expresar:

$$F = m \cdot a \Rightarrow m = \frac{F}{a}$$

Donde masa es la relación entre la fuerza aplicada a un objeto y la aceleración que este adquiere. Siendo en consecuencia un valor constante.

La determinación experimental de la masa obliga a recurrir a unidades vistas anteriormente

Sabemos que: $Peso = masa \cdot aceleración \text{ de la gravedad};$

el valor normal de la gravedad (g_0) es igual a 980 cm/seg^2 , consecuentemente

$$\text{Peso} = \text{masa} \cdot 980 \text{ cm/seg}^2.$$

Adoptando como unidad de masa el gramo-masa (g) resulta que:

$$\begin{aligned} \text{Peso} &= 1 \text{ g} \cdot 980 \text{ cm/seg}^2 \\ \text{Peso} &= 980 \text{ dynas} \end{aligned}$$

Por lo tanto 1 gramo-masa pesa 980 dynas, donde la gravedad es normal. Como sabemos la dyna es una unidad de fuerza aplicable también al peso. En la práctica se usa generalmente como unidad de peso el gramo-peso (gr) = 980 dynas.

1 gramo-masa pesa 1 gramo-peso donde la gravedad es normal (g₀).

El error que se comete cuando la gravedad no es g₀ es muy pequeño. En trabajos de precisión se hacen las correcciones del caso.

En caída libre la fuerza es el peso y la aceleración es la aceleración de la gravedad del planeta.

Un objeto que reposa sobre la tierra ejerce una fuerza (su peso) que es igual a:

$$F = m \cdot g \quad \text{ó} \quad P = m \cdot g$$

caso particular de la ecuación de Newton

Hablando con precisión entonces, la masa es cantidad de materia y el peso es una fuerza que no tiene los mismos valores en distintos planetas.

Un astronauta que pesa 78 kgr en la tierra, solo pesa 13 kgr en la luna (atracción de la gravedad de la luna 1/6 de la atracción de la gravedad terrestre) y no posee peso en el espacio exterior donde la gravedad es cero:

$$g = 0; \quad m = \text{constante} \quad \Rightarrow \quad P = m \cdot g = 0$$

Por lo tanto el peso de un cuerpo tiene distintos valores según el lugar donde se determine, de ahí que debe hablarse de peso local.

Determinando los pesos locales P_A; P_B P_X de un objeto en distintos lugares de la tierra donde los valores de la gravedad son g_A; g_B g_X respectivamente, se verifica que:

$$\frac{P_A}{g_A} = \frac{P_B}{g_B} = \dots\dots\dots \frac{P_X}{g_X} = \text{constante} = \text{masa}$$

La masa es una propiedad que no depende del lugar donde se determine, pero el peso sí.

Si consideramos dos objetos cuyas masas son m₁ y m₂, las fuerzas que actúan sobre esas masas son:

$$F_1 = m_1 \cdot g \quad \text{y} \quad F_2 = m_2 \cdot g$$

Como sabemos, llamamos a esas fuerzas peso; P₁ y P₂ de donde:

$$P_1 = m_1 \cdot g \quad \text{y} \quad P_2 = m_2 \cdot g$$

Dividiendo miembro a miembro tenemos:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{m_1 \cdot g}{m_2 \cdot g} \Rightarrow \frac{P_1}{P_2} = \frac{m_1}{m_2}$$

La relación de dos masas cualesquiera, es igual a la relación de sus pesos respectivos.

Con esto se justifica la práctica corriente de comparar masas mediante pesadas.

Resumiendo: *masa y peso* son conceptualmente distintos si bien se hallan estrechamente vinculados y, para un mismo lugar de la tierra, son numéricamente iguales.

Cuando equilibramos los platillos de una balanza decimos que las masas son iguales o bien que los pesos son iguales.

Masa y Peso son dimensiones distintas pero se han asignado nombres y abreviaturas parecidos a sus unidades.

Inercia:

Es la propiedad por la cual un objeto tiende a seguir en el estado en que se encuentra mientras no actúe sobre él una fuerza o dicho de otro modo, es la resistencia que un objeto ofrece a cualquier cambio en su estado de reposo o movimiento rectilíneo y uniforme.

Un objeto abandonado en el suelo permanece en él indefinidamente; al arrancar un coche con violencia, los pasajeros son proyectados hacia atrás; si se coloca una moneda sobre un papel y se tira de éste bruscamente, la moneda no sigue el movimiento del papel y queda en el mismo lugar.

Estos y otros hechos de experiencia corriente nos dicen que los objetos son inertes; esto es: incapacidad de modificar por sí mismos su situación de reposo.

CUERPO Y SUSTANCIA

La definición de materia como algo que ocupa un lugar en el espacio es muy amplia. Para permitir un estudio detallado es necesaria una subdivisión de los objetos que ocupan un lugar en el espacio; así surgen los conceptos de *cuerpo y sustancia*.

Cuando se estudia la materia es conveniente usar una porción o muestra de la misma, o lo que es lo mismo un cuerpo. Es decir que un **cuerpo** *es una porción limitada de materia*.

Todo cuerpo tiene límites reales y peso: son cuerpos un lápiz, un litro de agua, un balón de aire, un corpúsculo de polvo, etc.

Si tenemos varios cuerpos de igual forma y tamaño, por ejemplo cubos de: azúcar, vidrio, plástico, etc., estamos en presencia de porciones limitadas de materia.

Pero además son clases de materia que se diferencian entre sí, estamos en presencia de varias sustancias.

Definimos entonces **sustancia** *como una clase especial de materia*.

Una sustancia determinada presenta siempre las mismas propiedades físicas y químicas bajo idénticas condiciones de observación. El azúcar común es sacarosa en

casi su totalidad y bajo las mismas condiciones de observación presenta siempre las mismas propiedades.

Este es un ejemplo de clase especial de materia o sustancia. Son sustancias el agua, el hierro, etc.

PROPIEDADES DE LA MATERIA

Se entiende por propiedad de la materia, *simplemente alguna descripción de algún tipo*.

Por ejemplo: observando un trozo de hierro vemos su color, su resistencia al rayado, podemos pesarlo, determinar su volumen, comprobar como se comporta frente a un ácido, etc.

Evidentemente son muchas las descripciones de este tipo que podemos acumular acerca de una determinada sustancia y cuanto mayor sea el número de propiedades conocidas, tanto más será lo que sabremos en general de dicha sustancia para poder identificarla o caracterizarla.

Las propiedades pueden clasificarse en:

a) Propiedades Físicas y Químicas:

a₁. **Propiedades Físicas:** *son las que se manifiestan como respuestas a estímulos que no cambian la composición de la sustancia.*

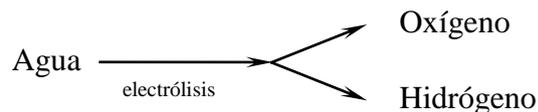
Estas propiedades se estudian sin relacionar la sustancia con otras sustancias químicas específicas.

Entre las propiedades físicas se incluyen: masa, densidad, estado de agregación, forma cristalina, punto de fusión, etc.

a₂. **Propiedades Químicas:** *son las que se manifiestan como respuestas a estímulos que cambian la composición de la sustancia.*

Estas propiedades se estudian observando el comportamiento de la sustancia, cuando se la coloca en contacto con otras bajo diversas condiciones o por acción de energía externa. Se asocian a las reacciones químicas.

Por ejemplo: una lista de propiedades químicas del agua incluye la descripción del comportamiento de ésta cuando se la coloca en contacto con hierro, sodio, y tantos otros materiales como sea posible observar; así también la acción de la electricidad sobre ella (electrólisis):



Fácilmente se comprende que cuando se determina la masa o la densidad de un trozo de hierro (propiedades físicas), antes y después de las determinaciones el material es hierro. En cambio, si el trozo de hierro se introduce en un ácido mineral (ácido clorhídrico por ejemplo) se pondrá de manifiesto una propiedad

química del metal, ya que luego de la interacción los materiales que aparecen no son hierro ni ácido clorhídrico. La composición de ambos materiales iniciales se ha visto alterada.

Hay que insistir que ninguna propiedad sencilla sirve por sí sola para reconocer una clase de materia (*sustancia*); para ello es necesaria la relación de varias propiedades, entre ellas las químicas.

b) Propiedades Extensivas e Intensivas

b₁. Propiedades Extensivas o Generales: *son aquellas que dependen de la cantidad de materia.* Estas propiedades las poseen todas las sustancias de manera general; por ejemplo peso, masa y volumen. Si un recipiente contiene 1 litro de agua y otro 10 litros de agua, es posible comprobar que la cantidad de agua en el segundo recipiente tiene mayor peso y volumen.

$$V = f(m)$$

$$P = f(m)$$

volumen y peso son funciones de la masa.

b₂. Propiedades Intensivas o Específicas: *son aquellas que no dependen de la cantidad de materia considerada.*

Son ejemplos de propiedades intensivas:

- *densidad y peso específico*
- *puntos o temperaturas de ebullición y fusión*
- *coeficiente de dilatación lineal, superficial y cúbica*
- *conductividad térmica y eléctrica*
- *índice de refracción*
- *forma cristalina, etc.*

Casi todas estas propiedades son expresables cuantitativamente y se miden con exactitud en el laboratorio, quedando definidas por una magnitud que se conoce como constante física (con las cuales se confeccionan tablas); éstas, en determinadas condiciones, caracterizan a una sustancia.

La densidad, comúnmente utilizada en el estudio de la química, es la masa de una sustancia por unidad de volumen. Esta relación no depende de la cantidad de materia. Si tomamos dos trozos de aluminio de distinto tamaño a 20°C, tendrán distinta masa y volumen, pero la relación entre la masa y el volumen, densidad (δ), será 2,698 g/cm³ independientemente de la cantidad de materia de ambos trozos de aluminio. Esta es una propiedad *intensiva*, quedando determinada por el número 2,698.

Lo mismo sucede con el punto de ebullición, punto de fusión, peso específico, etc. Las propiedades intensivas son condicionadas porque sus valores dependen de las condiciones externas, las que deben ser explícitamente indicadas. La *densidad* del aluminio es 2,698 g/cm³ a 20°C, mediciones a mayor temperatura arrojan un resultado algo menor por cuanto el volumen aumenta. La masa no se modifica por no ser afectada por cambios de temperatura o presión.

La densidad del aire determinada a 0°C y 1 atmósfera de presión es 0,0001293 g/cm³ y varía enormemente con pequeñas variaciones de la temperatura, la presión o ambas condiciones a la vez.

Por lo dicho anteriormente, no es correcto decir que el agua hierve a 100°C , por cuanto debe señalarse las condiciones externas correspondientes; el agua hierve a 100°C cuando la presión exterior es de 1 atmósfera.

Los condicionamientos son interpretables matemáticamente en función de las variables que intervienen.

Punto de ebullición del agua: P.E. = f (P)

Las propiedades intensivas son independientes de la masa, pero dependientes de las condiciones externas.

Así un kilogramo ó un gramo de agua tienen -en las mismas condiciones- idéntica densidad y ambas masas entran en ebullición a 100°C cuando la presión es de una atmósfera.

Es evidente que las propiedades extensivas (b_1) no definen inequívocamente a una sustancia. Las propiedades intensivas (b_2) permiten identificar una sustancia, por ejemplo una densidad de $2,698\text{ g/cm}^3$ a 20°C con un punto de fusión de $660,37^{\circ}\text{C}$ y un punto de ebullición de 2467°C corresponden únicamente a la sustancia aluminio.

ENERGÍA - DISTINTOS TIPOS - CONSERVACION

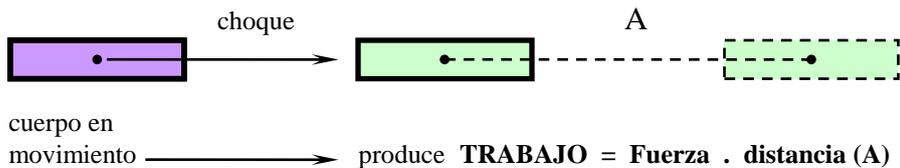
Como vimos, el universo está constituido por materia y por energía.

La energía adopta diversas formas y sufre continuas transformaciones.

Cuando se producen cambios químicos casi siempre van acompañados por absorción o desprendimiento de energía, de hecho los cambios de energía representan un factor importante en el estudio de estos fenómenos.

La **energía** se puede definir como *capacidad para realizar trabajo*.

Cuando un cuerpo posee energía puede realizar trabajo sobre otros.



Un automóvil en movimiento posee energía porque puede realizar trabajo sobre otro, desplazándolo a una distancia determinada como consecuencia de un choque.

Como la energía puede transferirse de un cuerpo a otro en forma de trabajo, las unidades de trabajo y energía son iguales.

Existen dos clases de energía mecánica:

1.-**Energía Cinética:** la palabra cinética significa movimiento, por lo tanto, *energía cinética es la energía intrínseca de un cuerpo que se mueve*.

La cantidad de energía cinética que posee un cuerpo, está dada por la siguiente ecuación:

$$E_C = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

Podemos observar que cuando $v = 0$, la $E_C = 0$; esta condición sirve como referencia real para el valor cero de la energía cinética

La cantidad de trabajo que un cuerpo en movimiento puede realizar depende de la masa y de la velocidad que posee.

Ejemplo: dos cuerpos de igual masa y distintas velocidades al chocar contra otro producen distintos efectos (trabajo).

Una bala en su trayectoria, un viento fuerte, el agua al caer o fluir, etc., son ejemplos de cuerpos que poseen energía cinética.

2.-**Energía Potencial:** *es la energía intrínseca almacenada en un cuerpo, por su posición respecto a otro cuerpo, cuando entre ellos existe una interacción*.

$$E_p = P \cdot h$$

donde P es el peso del cuerpo y h la distancia entre los dos cuerpos.

Ejemplo: una roca situada en lo alto de una montaña tiene energía potencial respecto a otra que reposa en la falda de la misma.

Hagamos que un cuerpo se eleve a una altura h , el trabajo que se efectúa para elevar el cuerpo a esa altura contra la fuerza de la gravedad es el *trabajo almacenado dentro del cuerpo o su energía potencial* que se expresa como:

$$E_p = F_g \cdot h$$

No existe un valor cero de energía potencial ya que no hay altura real cero. En consecuencia no se puede hacer referencia a un valor absoluto, sino que deben considerarse diferencias de energía potencial entre dos puntos, tomando uno de ellos como referencia.

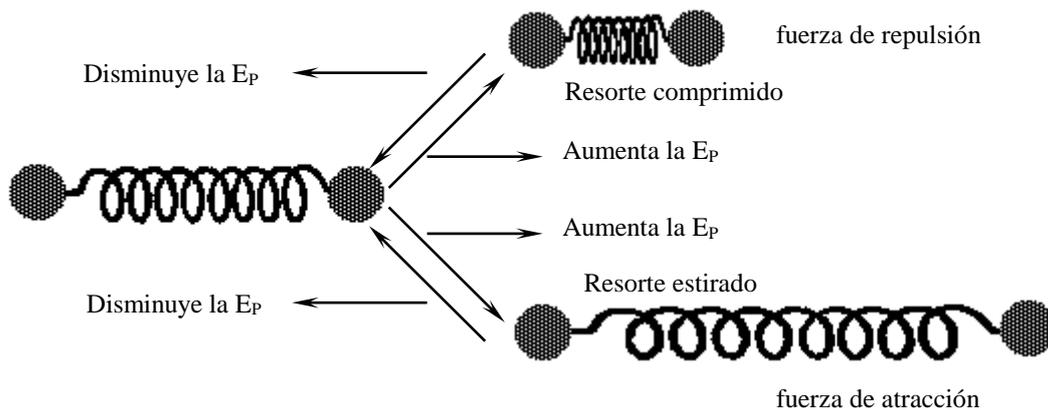
En algunos casos se acuerda que la energía potencial vale cero cuando los cuerpos están infinitamente separados.

También *la energía potencial representa la energía que un cuerpo posee debido a las fuerzas de atracción o repulsión que experimenta respecto a otros cuerpos.*

Estas fuerzas pueden ser producidas por la gravedad o ser fuerzas coulómbicas o magnéticas.

Si no hay fuerzas de atracción o repulsión, los cuerpos no poseen energía potencial.

Para visualizar la forma en que estas fuerzas modifican la energía potencial, consideremos dos esferas conectadas por un resorte en espiral como muestra la figura:



Cuando las esferas se separan, el resorte se estira y la energía consumida en separar las esferas se acumula en el resorte estirado, por consiguiente se considera que ha aumentado la energía potencial de las dos esferas.

Esta energía se libera y se convierte en energía cinética a medida que las esferas se aproximan. En este caso hubo una fuerza de atracción (el resorte estirado) entre las dos esferas.

Cuando el resorte es comprimido, se produce una fuerza de repulsión entre las dos esferas. Como en el caso anterior, la energía potencial se transforma en energía cinética cuando el resorte vuelve a su estado de reposo.

La energía potencial que poseen las sustancias químicas puede liberarse mediante reacciones químicas. Por ejemplo: combustión, explosión, etc.. La cantidad de energía liberada depende de la cantidad de materia que reacciona. Si se quema un fósforo se libera una cantidad determinada de energía y si se queman 100 fósforos la cantidad liberada es mayor; por consiguiente la cantidad energía es una propiedad extensiva.

La cantidad total de energía que posee un cuerpo es igual a la suma de $E_c + E_p$.

La energía se transmite -transfiere- de un cuerpo a otro de diversas maneras.

Algunas formas corrientes de energía son: mecánica (por ejemplo la caída de una roca), calórica, lumínica, sonora, eléctrica, química, todas las cuales pueden transformarse en otras y son por lo tanto equivalentes.

Por ejemplo: la energía potencial del agua almacenada en un dique se convierte en energía cinética al pasar por las turbinas girando el rotor, ésta se transforma en energía eléctrica y ésta a su vez en energía lumínica y calórica, etc..

La energía potencial del combustible (nafta) en el automóvil se transforma en energías cinética, mecánica, térmica, etc.

Todas las formas de energía se transforman en calor y cuando los químicos miden la energía, casi siempre la expresan en medidas de calor.

La unidad de medida de la energía en el sistema internacional (S.I.) es el **joule**, que se define como:

$$1 \text{ joule} = 1 \text{ kg} \cdot \frac{\text{m}^2}{\text{seg}^2}$$

Una unidad más pequeña es el **ergio** = 1×10^{-7} joule.

También Joule es el trabajo realizado por una fuerza de un Newton para mover un cuerpo una distancia de un metro.

$$\text{Joule} = \text{newton} \cdot \text{metro}$$

$$\text{newton} = \text{kg} \cdot \frac{\text{m}}{\text{seg}^2}$$

$$\text{joule} = \text{kg} \cdot \frac{\text{m}}{\text{seg}^2} \cdot \text{m} = \text{kg} \cdot \frac{\text{m}^2}{\text{seg}^2}$$

Se debe recordar que:

$$\text{Trabajo} = W = \text{Fuerza} \cdot \text{longitud} = F \cdot l$$

$$W = m \cdot a \cdot l$$

$$W = \text{kg} \cdot \frac{\text{m}}{\text{seg}^2} \cdot \text{m}$$

$$W = \text{newton} \cdot \text{m}$$

$$\text{joule} = \text{newton} \cdot \text{m}$$

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ joule}$$

Newton es una unidad de fuerza, y se define como la fuerza que produce a una masa de 1 kg una aceleración de 1 m/seg^2 .

LEY DE LA CONSERVACION DE LA ENERGIA

Como dijimos la cantidad total de energía que posee un cuerpo es igual a la suma de la $E_C + E_P$:

$$E_T = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 + P \cdot h$$

donde:

m = masa

v = velocidad

P = peso

h = distancia (ó altura)

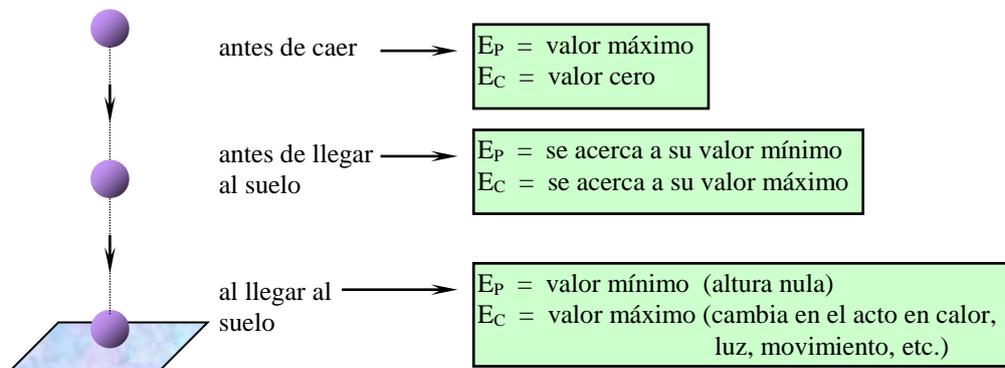
En un sistema aislado como el universo la energía total es constante, no se crea ni se destruye, pero se puede transformar de una clase en otra.

De la evaluación cuantitativa de estos cambios surge la Ley de la conservación de la energía, similar a la de conservación de la materia o ley de Lavoisier, una de las más importantes de la química (se verá luego).

La ley de la conservación de la energía establece que: *la energía adquirida o perdida por un cuerpo es igual a la energía perdida o ganada por el medio que lo rodea.*

La energía no se pierde ni se crea, solo se transforma.

Ejemplo: caída vertical de un cuerpo. Si soltamos un cuerpo desde cierta altura, al caer en un ambiente a temperatura constante, tendremos los valores y variaciones siguientes:



Degradación de la Energía

La energía como vimos no se destruye, pero si se degrada transformándose generalmente en calor que se irradia en el espacio.

Toda acción mecánica implica una transformación y pérdida de energía por rozamientos. Una parte de ella se puede transformar en energía eléctrica, energía química, etc. y la pérdida en calor.

Se llaman energías superiores aquellas que son completamente reversibles, como la mecánica ó eléctrica; y energías inferiores aquellas que solo en parte pueden transformarse en trabajo utilizable, como el calor.

MATERIA Y ENERGÍA

Durante muchos años los científicos creyeron que la materia y la energía se distinguían por la presencia de masa en la materia y la ausencia de ella en la energía.

A principios de siglo pasado Albert Einstein estableció que la materia y la energía son manifestaciones de una misma entidad física. La materia puede convertirse en energía y viceversa, de acuerdo a la siguiente equivalencia:

$$E = m \cdot c^2$$

donde E es la cantidad de energía equivalente a una masa m , siendo c la velocidad de la luz en el vacío (300.000 km/seg).

Esta expresión nos dice que la materia y la energía son intercambiables y a la vez que es muy grande la cantidad de energía que puede ser obtenida por conversión de una pequeña cantidad de materia. Si un cuerpo de 1 gramo de masa pudiera transformarse totalmente en energía, liberaría:

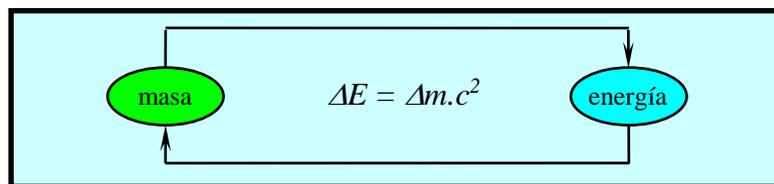
$$E = 1g \cdot \left[3 \times 10^{10} \frac{cm}{seg} \right]^2 = 9 \times 10^{20} \text{ ergios}$$

Para tener una idea de la magnitud de esa energía liberada, veamos lo siguiente: si se necesita $4,18 \times 10^{12}$ ergios para llevar un litro de agua líquida desde la temperatura de fusión hasta la ebullición; se podrían calentar 215 millones de litros de agua de 0°C a 100°C con 9×10^{20} ergios provenientes de una hipotética transformación de 1 gr de masa en energía.

La confirmación experimental de la teoría de Albert Einstein fue obtenida casi cuatro décadas después, en ocasión de las primeras experiencias de Enrico Fermi sobre reacciones nucleares.

De todo lo anterior surge la **Ley de la conservación de la masa y la energía**:
“dentro de un sistema aislado, la materia y energía no se crean ni se destruyen, aunque en ciertas condiciones son intercambiables”.

sistema aislado



en química moderna

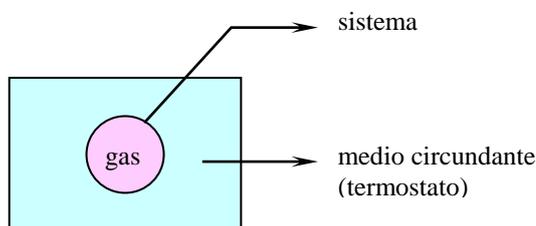
SISTEMAS MATERIALES

Se llama **sistema material** a una porción limitada de la realidad circundante - universo- que se separa, real o imaginariamente, para su estudio.

Pueden ser ejemplos de sistemas materiales: para un físico nuclear dos protones que interactúan; para un astrónomo la vía láctea; para un químico una reacción que se realiza en un erlenmeyer; etc..

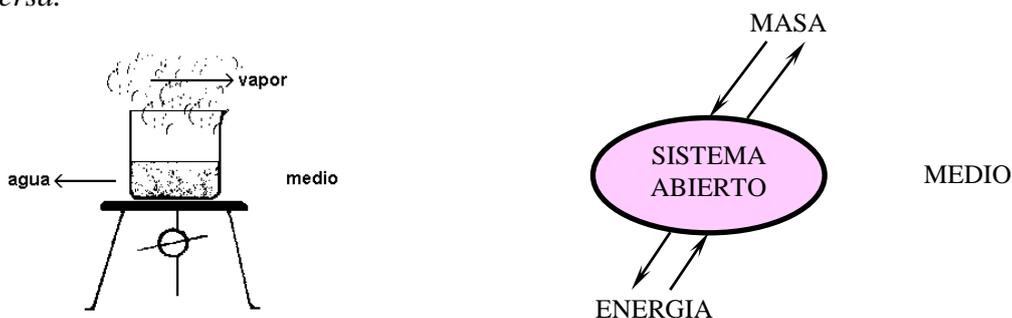
Aún cuando el sistema ha sido separado del universo (ambiente) que lo rodea, queda circundado por un medio. Cuando se estudia un sistema material dicho medio debe ser considerado.

Por ejemplo: si se coloca un recipiente que contiene un gas en un baño con agua a temperatura constante (un termostato), el gas es el sistema que se está estudiando y el termostato el medio; los límites del sistema son las paredes del recipiente que contiene el gas.



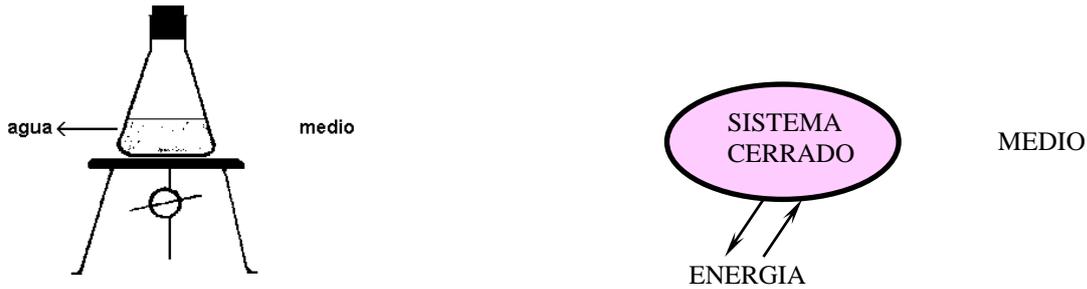
En función del pasaje de masa y energía entre el sistema y el medio, estos pueden clasificarse en: *abierto*, *cerrado* y *aislado*.

Sistema Abierto: hay transferencia de masa y energía entre el sistema y el medio o viceversa.



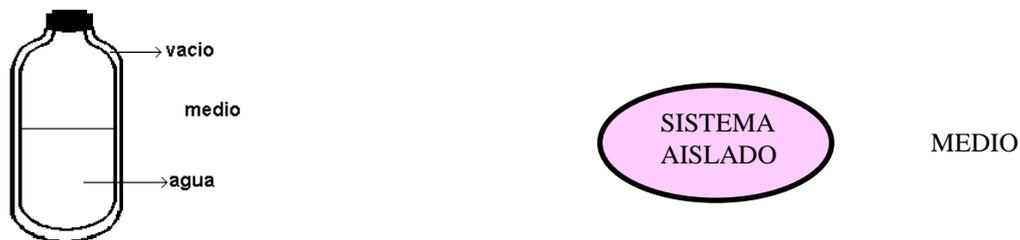
En este sistema, la masa de agua recibe calor -energía térmica- procedente de su medio, simultáneamente parte de la masa de agua convertida en vapor pasa al medio.

Sistema Cerrado: solamente hay intercambio de energía entre el sistema y el medio o viceversa.



El agua que se calienta dentro de un erlenmeyer tapado constituye un sistema cerrado. Hay transferencia de calor como en el caso anterior, pero como el vapor del agua no puede escapar, no hay transferencia de masa.

Sistema Aislado: no hay pasaje de masa ni de energía del sistema al medio o viceversa.



Un termo tapado, cuya doble pared de vidrio no es atravesada por la masa de agua ni por el calor, constituye un sistema aislado.

SISTEMAS HOMOGÉNEOS Y HETEROGÉNEOS

La clasificación de los sistemas materiales en abiertos, cerrados y aislados, obedece a hechos observables en la superficie de contacto entre el sistema y el medio.

Si se atiende a las propiedades en el interior de cada sistema, se adopta otro criterio clasificador, según el cual hay dos posibilidades: sistemas homogéneos y sistemas heterogéneos.

Sistemas Homogéneos: si observamos las propiedades intensivas de una muestra de agua pura contenida en un recipiente (P.F., P.E., δ , etc.), veremos que ellas permanecen constantes para cualquier porción de agua que se considere. El agua es el único componente del sistema.

Si ahora consideramos un sistema formado por el agua a la que le hemos agregado una pequeña cantidad de azúcar -sistema formado por dos componentes: agua y azúcar-, podemos observar y comprobar que las propiedades intensivas en este caso son iguales en todos los puntos de su masa.

Decimos entonces que, el sistema de un componente -agua pura- y el sistema de dos componentes -agua y azúcar- constituyen sistemas homogéneos.

Definimos sistema **homogéneo**: a *aquel que presenta las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos.*

Todo sistema homogéneo se caracteriza por presentar continuidad cuando se lo observa a simple vista, al microscopio y aún al ultramicroscopio. No es posible, en el ejemplo anterior, observar y distinguir el agua del azúcar.

Hay infinidad de sistemas homogéneos, entre otros: agua potable, aire (varios componentes); alcohol, agua (un componente), etc..

Sistemas Heterogéneos: si analizamos un sistema formado por agua y aceite (dos componentes), comprobamos que no posee homogeneidad, ya que a simple vista se distinguen la zona ocupada por el aceite y la zona ocupada por el agua. También podemos comprobar que ciertas propiedades intensivas (densidad por ejemplo) no se mantienen constantes cuando pasamos de un punto ocupado por el aceite a otro punto ocupado por el agua. Lo mismo sucede en el sistema formado por agua líquida, hielo y vapor de agua -un componente-.

Los sistemas anteriores son **heterogéneos** y los podemos definir como: *aquellos sistemas que presentan distintas propiedades intensivas en por lo menos dos de sus puntos.*

Otros ejemplos de sistemas heterogéneos son: agua y arena, agua y limaduras de hierro, pólvora (clorato de potasio, carbono y azufre), etc.

Homogeneidad y Heterogeneidad: son conceptos relativos que dependen de las condiciones experimentales. Sangre humana y leche son sistemas homogéneos a simple vista, pero observados con un microscopio revelan heterogeneidad; en la sangre se observan glóbulos rojos diferenciados del suero y en la leche gotitas de grasa. En consecuencia todo depende de como se ha practicado la determinación y que instrumento se ha empleado.

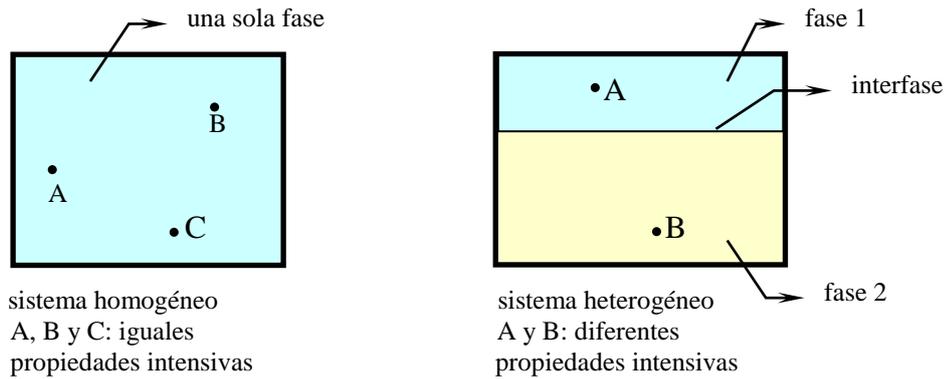
Dado que son numerosos los instrumentos utilizados: lupa, microscopio óptico común, microscopio electrónico, equipo de rayos X, etc., se ha convenido lo siguiente: los sistemas homogéneos y heterogéneos serán establecidos mediante el microscopio óptico habitual en laboratorios químicos y biológicos, con este aparato se visualizan hasta 10^{-4} cm (0,0001 cm).

FASES - SEPARACION DE FASES - FRACCIONAMIENTO DE FASES

Si consideramos el sistema heterogéneo formado por agua líquida, hielo y vapor de agua, está constituido por tres sistemas homogéneos y un componente; dichos sistemas homogéneos se denominan fases.

Definimos entonces **fase:** *es cada uno de los sistemas homogéneos (con superficie de separación perfectamente definida) en que puede dividirse un sistema heterogéneo.*

Dichas superficies de separación se denominan **interfase**. Cuando un sistema se mantiene constante indefinidamente, sin sufrir ninguna variación, se lo llama estable y si tiende a su propia descomposición o transformación de una manera espontánea, se denomina inestable.



Separación de fases (sistemas heterogéneos):

Las distintas fases de un sistema heterogéneo se pueden separar por varios procedimientos físicos llamados **métodos de separación de fases**.

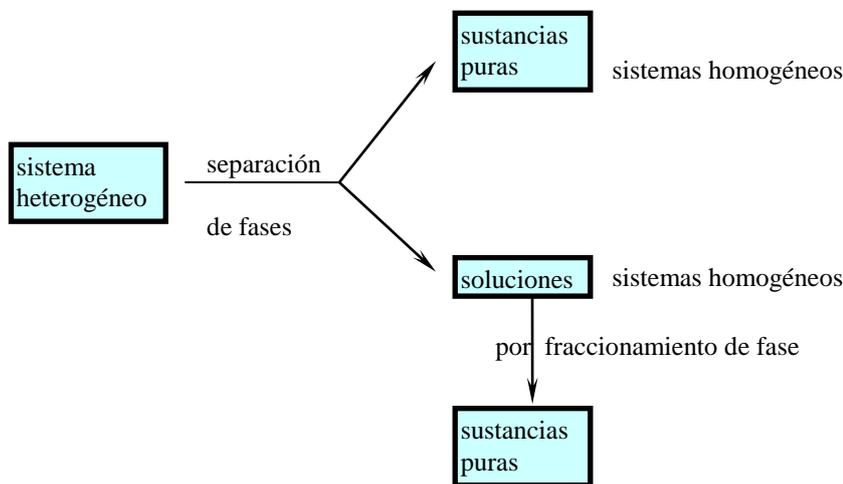
Por ejemplo: filtración, decantación, centrifugación, levigación, tamizado, etc.

Fraccionamiento de Fase (sistemas homogéneos):

Como resultado de la aplicación de los métodos de separación que vimos anteriormente, un sistema heterogéneo queda dividido en fases (sistemas homogéneos).

Es posible intentar la aplicación de nuevos métodos que permitan decidir si una fase a su vez está formada por uno o más componentes. Por ejemplo podemos separar el agua de la sal a partir del sistema homogéneo agua salada. En este caso la fase debe ser fraccionada.

Los **métodos de fraccionamiento de fase** son: destilación simple, destilación fraccionada y cristalización.



Sustancias Puras y Soluciones:

Si aplicamos métodos de fraccionamiento de fase a un sistema homogéneo puede suceder que obtengamos dos o más componentes o solamente obtengamos uno.

De lo expuesto se deduce que los sistemas homogéneos se pueden clasificar en: *sustancias puras* y *soluciones*.

Definimos **sustancia pura** como *un sistema homogéneo a partir del cual no es posible obtener otras sustancias por métodos de fraccionamiento de fase*.

Una sustancia pura queda caracterizada por propiedades específicas constantes, siempre que sean determinadas en las mismas condiciones experimentales.

En adelante cuando hablemos de sustancias, nos referiremos a sustancias puras llamadas también especies químicas.

Definimos **solución** como *un sistema homogéneo formado por dos o más componentes que puede fraccionarse por medio de destilación o cristalización*. Dichos componentes a su vez son sustancias puras.

Mezclas:

En contraste con aquella clase de materia que tiene siempre las mismas propiedades bajo las mismas condiciones de observación, hay otras que tienen propiedades variables. Por ejemplo la leche: contiene agua, grasas, proteínas, hidratos de carbono y otras sustancias; sus propiedades varían de acuerdo a la cantidad relativa de sus componentes.

En el sistema azufre y limaduras de hierro, el color varía según la cantidad relativa de estos componentes.

Esta clase de sistemas que tienen propiedades físicas variables se denominan mezclas y las sustancias que las forman componentes.

Por lo tanto podemos definir **mezcla** como *un sistema formado por dos o más componentes donde los mismos conservan sus propiedades características mientras que las propiedades del sistema son variables y dependen de la relación de cantidades de los componentes*.

Cuando una mezcla es homogénea y no se pueden distinguir sus componentes se llama solución.

SISTEMAS DISPERSOS - SOLUCIONES - ESTADO COLOIDAL GENERALIDADES

Cuando una sustancia finamente dividida está distribuida como partículas indivisibles en el seno de otra, forma lo que se llama una dispersión.

Si colocamos por separado trozos de diferentes sustancias sólidas en contacto con una cantidad relativamente grande de agua, se observa que algunas permanecen prácticamente intactas, mientras que otras desaparecen. En el primer caso hablamos de sustancias insolubles en agua y en el segundo de sustancias solubles en agua.

Esto se puede visualizar con el siguiente ejemplo: si tenemos en principio un sistema heterogéneo formado por agua y una pequeña cantidad de sustancia sólida - CuSO_4 - de color azul celeste, se observa que poco a poco la sustancia sólida desaparece, el color se va difundiendo en todo el líquido hasta hacerse uniforme. Nuestro sistema se hizo homogéneo sin intervención de fuerzas externas.

Este fenómeno se llama difusión y permite lograr una dispersión.

También podemos definir una **dispersión** como *la difusión de una sustancia en el seno de otra*.

En las dispersiones aparecen dos componentes perfectamente diferenciados: fase dispersa y fase dispersante.

La primera son las partículas de una sustancia que por la fuerza de difusión se introducen en el seno de la otra (fase dispersante).

El tamaño de las partículas de la fase dispersa puede variar desde el nivel molecular hasta conglomerados visibles a simple vista.

Las propiedades de las dispersiones varían de acuerdo al tamaño de las partículas.

Desde este punto de vista las dispersiones se pueden clasificar en:

	desde	hasta
soluciones verdaderas	molécula	0,001 μ
dispersiones coloidales	0,001 μ	0,1 μ
suspensiones	0,1 μ	agrupaciones moleculares

μ = micrón (milésima parte del milímetro)

μ = 0,001 mm.

Soluciones Verdaderas

Son sistemas homogéneos formados por 2 o más componentes, donde la cantidad del o los componentes dispersos puede variar entre ciertos límites en forma continua.

Poseen las siguientes propiedades: ausencia de sedimentación o separación y homogeneidad.

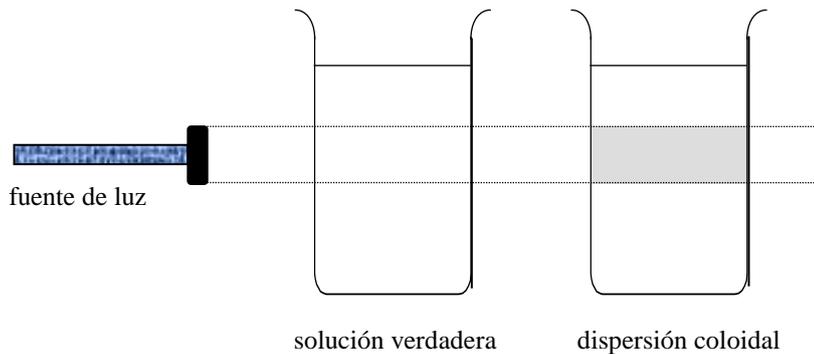
La fase dispersa toma el nombre de soluto y sus partículas no pueden observarse a simple vista, al microscopio ni al ultramicroscopio. El soluto no puede separarse por filtración, solamente por destilación o cristalización. En la fase dispersa puede haber más de un soluto.

La fase dispersante se llama disolvente o solvente.

Dispersiones Coloidales (o simplemente coloides)

Las partículas de la fase dispersa son muy pequeñas, no son retenidas por los filtros corrientes, no sedimentan aún al cabo de un prolongado reposo y resultan invisibles al microscopio, pero se ven al ultramicroscopio.

Las dispersiones coloidales son transparentes como las soluciones verdaderas, pero a diferencia de ellas no son ópticamente vacías. Si se hace incidir un rayo de luz sobre una dispersión coloidal, éste es reflejado y refractado por las partículas coloidales, lo que permite observar la trayectoria del haz de luz. Este fenómeno se denomina efecto Tyndall.



Son ejemplos de dispersiones coloidales la gelatina, cloruro férrico en agua, etc..

Suspensiones

Debido a su mayor tamaño, las partículas de la fase dispersa se hallan simplemente en suspensión en el líquido (fase dispersante) y acaban por sedimentar luego de cierto reposo.

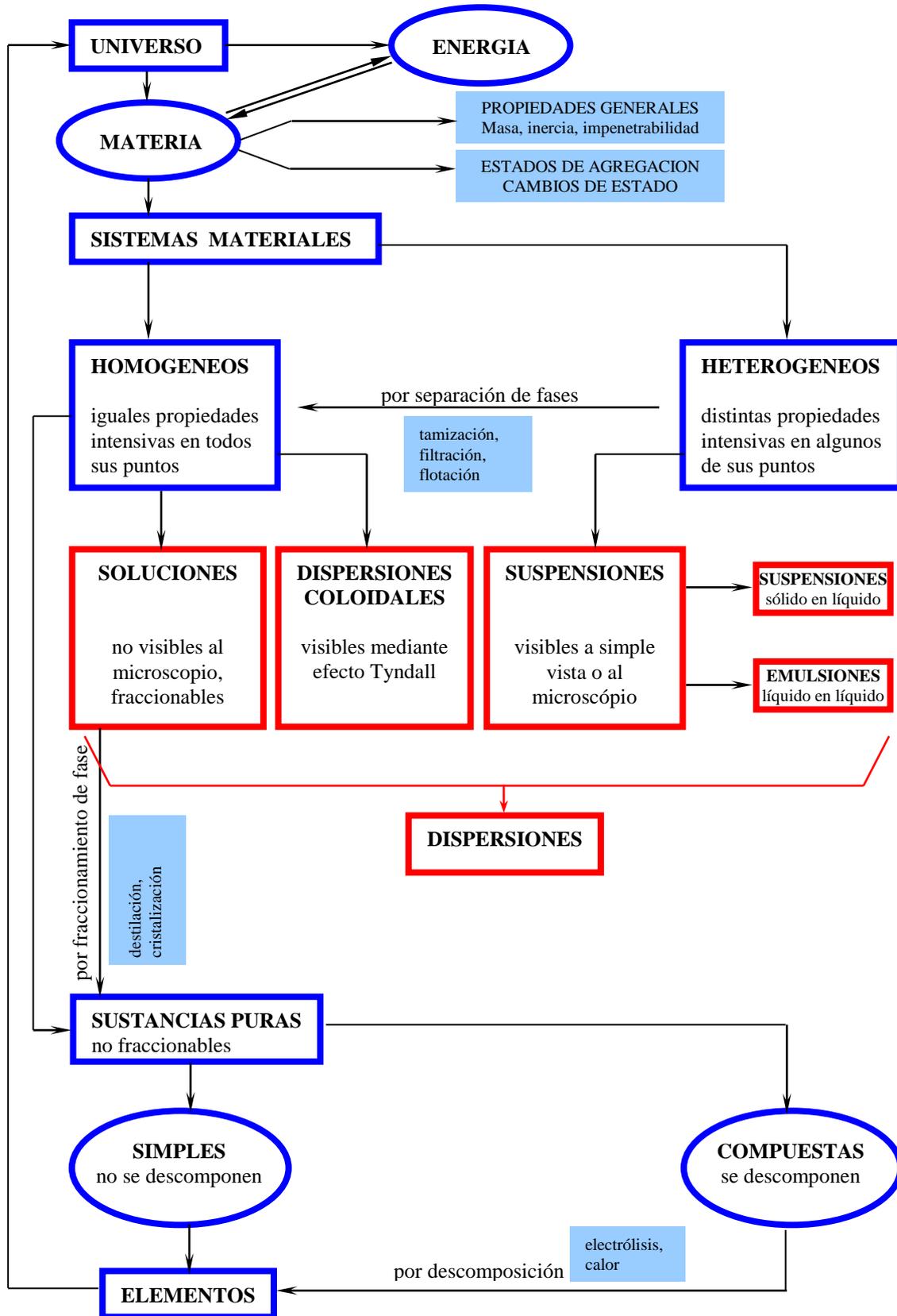
Por ejemplo: arena agitada con agua; harina en agua (sedimenta más lentamente). Por filtración las partículas dispersas se separan fácilmente y generalmente son visibles a simple vista.

Cuando las dispersiones finas se hallan formadas por dos líquidos toman el nombre de emulsiones, por ejemplo aceite y agua: agitando adquiere aspecto blanquecino lechoso porque las partículas líquidas de la fase dispersa reflejan la luz.

Si a las emulsiones se las deja en reposo un tiempo prolongado, se separan los componentes de acuerdo a sus densidades.

Las propiedades de las dispersiones dependen del tamaño de las partículas de la fase dispersa.

CLASIFICACION COMPLETA DE LOS SISTEMAS MATERIALES



EJERCICIOS

1.- Señale las diferencias entre solución y sustancia pura.

2.- Clasificar en soluciones y sustancias puras los siguientes sistemas homogéneos:

- a) hierro
- b) agua de mar
- c) aire
- d) alcohol absoluto
- e) oxígeno

3.- Dado el siguiente sistema: **agua-aceite-cuarzo**

- a) ¿Es homogéneo o heterogéneo?
- b) ¿Cuáles son sus componentes?
- c) ¿Cuántas fases hay y cuáles son?

4.- Clasificar en homogéneos o heterogéneos los siguientes sistemas:

- a) gas contenido dentro de un cilindro
- b) azúcar, agua y carbón
- c) agua destilada
- d) carbón y kerosene
- e) sangre

5.- Indique cuál de las opciones es la adecuada para describir un sistema formado por: vapor de agua, agua y carbón en polvo.

- a) dos fases y tres componentes
- b) tres fases y tres componentes
- c) tres fases y dos componentes
- d) dos fases y dos componentes

6.- Se dispone de las siguientes sustancias: sal (NaCl), agua, vinagre, alcohol etílico, hielo, dióxido de carbono (CO₂), un trozo de cobre y arena. Proponga sistemas que cumplan con las siguientes condiciones:

- a) tres fases y tres componentes
- b) tres fases y cinco componentes
- c) dos fases y cuatro componentes

7.- Ud. dispone de los siguientes materiales: un trozo de madera, sal, aceite, hielo, agua, dióxido de carbono. Construya sistemas materiales con las siguientes características:

- a) dos fases y dos componentes
- b) dos fases y tres componentes
- c) tres fases y cuatro componentes
- d) dos fases y un componente

8.- Un recipiente contiene agua, arena, hielo y alcohol:

- a) ¿Cuántas fases hay en el sistema dado?
- b) ¿Cuántos componentes tiene el sistema dado?
- c) Escriba los nombres de los componentes de la fase líquida.
- d) ¿Qué ocurre si extraemos el hielo del vaso ?
 - aumenta el número de componentes
 - disminuye el número de componentes
 - no varía el número de fases ni de componentes
 - disminuye el número de fases
 - aumenta el número de fases
- e) ¿Qué ocurre si se disuelve sal en la fase líquida ?
 - aumenta el número de componentes
 - disminuye el número de componentes
 - no varía el número de fases ni de componentes
 - disminuye el número de fases
 - aumenta el número de fases

9.- Dar un ejemplo de un sistema formado por:

- a) Tres fases y dos componentes.
- b) Una fase y tres componentes.
- c) Tres fases y un componente.
- d) Cuatro fases y dos componentes.

CAMBIOS FISICOS Y QUIMICOS - FENOMENOS FISICOS Y QUIMICOS

Todo lo que nos rodea sufre continuamente cambios y transformaciones. Algunos cambios son rápidos y otros tan lentos que apenas si los apreciamos; estos cambios o transformaciones que sufre la materia, se denominan fenómenos.

Definimos **fenómeno** a toda transformación que sufre la materia.

Los fenómenos que sufre la materia se pueden clasificar en físicos y químicos o una combinación de ambos.

Fenómeno Físico:

Es aquel en que varían una o más propiedades físicas de la materia, pero no hay cambios de composición, permaneciendo inalterables suficientes propiedades como para que pueda identificarse la sustancia original.

Uno de los ejemplos más familiares es la fusión del hielo. Si se comparan las propiedades del agua en estado sólido (hielo) y en estado líquido, ambos a 0°C, no hay duda que cambian algunas propiedades físicas. Un análisis del hielo y del agua demuestran idéntica composición: 88,9% de oxígeno y 11,1% de hidrógeno. Las propiedades químicas sin embargo son idénticas: se comporta de igual manera en contacto con las otras sustancias, ocurren el mismo tipo de reacciones, se forman los mismos productos, lo único que varía es la velocidad de reacción.

Cuando se calienta un alambre de platino, cambian varias propiedades físicas: se expande, se modifican su densidad, su conductividad y su maleabilidad, etc., pero un análisis demuestra que el alambre calentado tiene 100% de platino como cuando estaba frío. Sus propiedades químicas permiten reconocer el platino del alambre, antes, durante y después del calentamiento.

Los fenómenos físicos poseen dos características importantes:

- 1.- el cambio que sufre la materia no es permanente
- 2.- pueden repetirse con la misma porción de materia tantas veces como se desee

Fenómeno Químico:

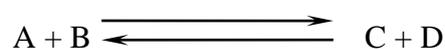
Es aquel que provoca modificaciones sustanciales en la materia de los cuerpos que intervienen, cambiando sus propiedades físicas y químicas.

Por ejemplo cuando se calienta una cinta de magnesio se obtiene un resultado diferente al del calentamiento del alambre de platino. La cinta se inflama emitiendo una intensa luz blanco-azulada, el magnesio se desmorona dando un polvo blanco que posee distintas propiedades físicas que la sustancia original: solubilidad, punto de fusión, punto de ebullición, densidad, color, etc.

También sus propiedades químicas son totalmente diferentes a las del magnesio. Un análisis muestra que el polvo blanco tiene 60% en peso de magnesio y 40% en peso de oxígeno, es una sustancia diferente al magnesio.

Los fenómenos químicos también poseen dos características importantes:

- 1.- se producen cambios en la composición química de la materia que pueden apreciarse fácilmente en casos extremos en los que la diferencia es evidente (fenómenos irreversibles). Los casos de fenómenos reversibles, no son extremos porque siempre quedará parte de la materia inicial sin reaccionar.



2.- no pueden repetirse con la misma porción de materia.

La química y la física prestan actualmente atención especial no solo a las modificaciones que experimenta la materia sino también a las transformaciones cualitativas y cuantitativas de la energía asociada a dichos fenómenos. Bajo este aspecto energético se puede también diferenciar los fenómenos físicos de los químicos. Con raras excepciones, los cambios químicos desprenden o absorben mucho más energía que los cambios físicos.

Por ejemplo: la formación química de un gramo de agua líquida a partir de los gases oxígeno e hidrógeno, desprende 47 veces más energía que cuando se forma físicamente 1 gramo de hielo por congelación de agua.

ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA

Todas las clases de materia que existen pueden encontrarse ordinariamente en *tres estados físicos diferentes*. Definimos estado físico como la capacidad para conservar una forma y un volumen dado.

Estos estados de la materia son: **Sólido, Líquido y Gaseoso**, y se denominan estados de agregación de la materia.

El estado de agregación en que se presenta una sustancia depende del tipo de material, de la temperatura y de la presión. Por ejemplo variando las condiciones de presión y temperatura, el agua puede encontrarse en cualquiera de los tres estados.

Cada uno de estos estados tiene características físicas propias que permiten diferenciarlos.

De un modo general diremos que:

Sólido: *es todo cuerpo que posee forma y volumen propio*

Líquido: *es todo cuerpo que posee volumen propio y adopta la forma del recipiente que lo contiene*

Gas: *es todo cuerpo que posee la forma y el volumen del recipiente que lo contiene*

El estudio de las características de los estados de agregación se puede profundizar teniendo en cuenta la teoría cinético-molecular. Los principios básicos de esta teoría son los siguientes:

- 1.- La materia está compuesta por partículas discretas, extraordinariamente pequeñas llamadas moléculas
- 2.- Estas moléculas están dotadas de energía cinética y por lo tanto poseen movimiento
- 3.- La energía cinética depende exclusivamente de la temperatura. A mayor temperatura, mayor energía cinética de las moléculas
- 4.- Las moléculas están dotadas de campos de fuerza, de manera que cada una de ellas ejerce una atracción sobre las restantes

La fuerza de atracción que tiende a aproximar una molécula a las otras recibe el nombre de **fuerza de cohesión**. Por otro lado, debido a los choques que se producen entre las moléculas como consecuencia de su movimiento, se manifiesta una fuerza contraria a la cohesión que es la **fuerza de repulsión**.

Cada estado en particular resulta de la acción de estas dos fuerzas: las de atracción, llamadas también de van der Waals, que como vimos tienden a unir a las moléculas de manera que ocupen el menor espacio posible y las de repulsión o térmicas que tienden a separarlas. Dichas fuerzas actúan simultáneamente y dependiendo de la intensidad relativa de las mismas será el estado físico en que se encuentre la materia y el orden molecular en el cuerpo considerado. Este orden sirve como base de clasificación de la materia respecto a la forma en que se agregan y este criterio se aplica solo a materiales homogéneos, pues las propiedades de la materia heterogénea varían de muestra a muestra.

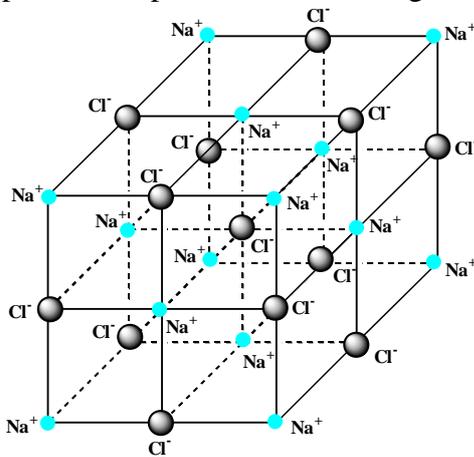
Descripción Cinético-Molecular de los Estados de Agregación

Estado Sólido:

Se caracteriza por fuerzas de cohesión grandes, mucho mayores que las de repulsión. Como consecuencia, los espacios intermoleculares son mínimos, el orden es perfecto y las partículas se mantienen en posiciones rígidas. Los sólidos poseen **volumen propio**.

Las moléculas, átomos o iones ocupan posiciones específicas en una estructura tridimensional. Cada partícula posee energía cinética suficiente como para vibrar alrededor de una posición de equilibrio pero no le permite el desplazamiento desde esa posición. La libertad de movimiento molecular es muy restringida, **no pueden fluir**. Los sólidos poseen **forma propia**.

Si por ejemplo consideramos un sólido cristalino cuyos iones se encuentran ordenados en el espacio y suponemos que el cristal pertenece al sistema cúbico, podemos representarlo con el siguiente esquema:



cristal de cloruro de sodio

Cada ion tiene una posición fija en el espacio. Esto le confiere forma y volumen propios al cuerpo.

En esa posición fija, cada partícula (molécula, átomo o ion) vibra sin cesar.

Los sólidos cristalinos poseen una estructura ordenada de largo alcance.

Pueden formar cristales gigantes.

Existen otros sólidos con ordenamiento al azar y corto alcance, denominados amorfos, por ejemplo gomas y plásticos.

Estado Líquido:

Se caracteriza por el equilibrio entre las fuerzas de cohesión y de repulsión. El orden de las partículas es inferior al del sólido y de corto alcance. Se forman pequeños grupos de partículas debido a las fuerzas de cohesión presentes. El orden aumenta

cuando se disminuye la temperatura a valores próximos a la congelación porque disminuye la energía cinética. Toda molécula de un líquido se encuentra dentro del campo de atracción de las moléculas vecinas. Los espacios intermoleculares son mayores que en el estado sólido.

La energía cinética de las moléculas de un líquido es mayor que la energía cinética de las moléculas de un sólido y menor que la energía cinética de las moléculas de un gas, considerándolos todos a la misma temperatura. El valor de energía cinética es tal que no permite que las moléculas abandonen el campo de atracción de las restantes, pero es lo suficientemente elevada como para que las mismas puedan desplazarse, cambiando constantemente de vecinas. Esto se traduce, en que **el volumen de un líquido no cambia pero si la forma**, (dada por el recipiente que contiene el líquido) y por consiguiente los líquidos **pueden fluir**.

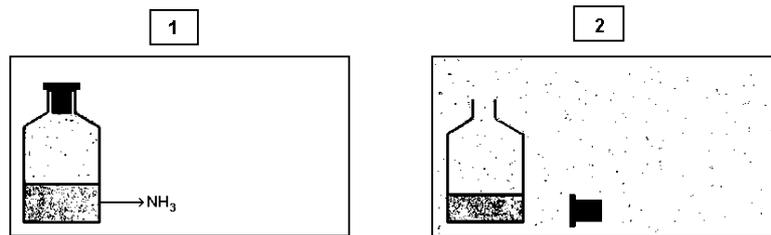
Cuando se hallan en reposo presentan una superficie plana horizontal, límite bien definido pero sin rigidez.

Las moléculas de un líquido poseen los tres grados de libertad, vibración, traslación y rotación, pero atenuados.

Estado Gaseoso:

Las fuerzas de repulsión son mucho mayores que las fuerzas de cohesión.

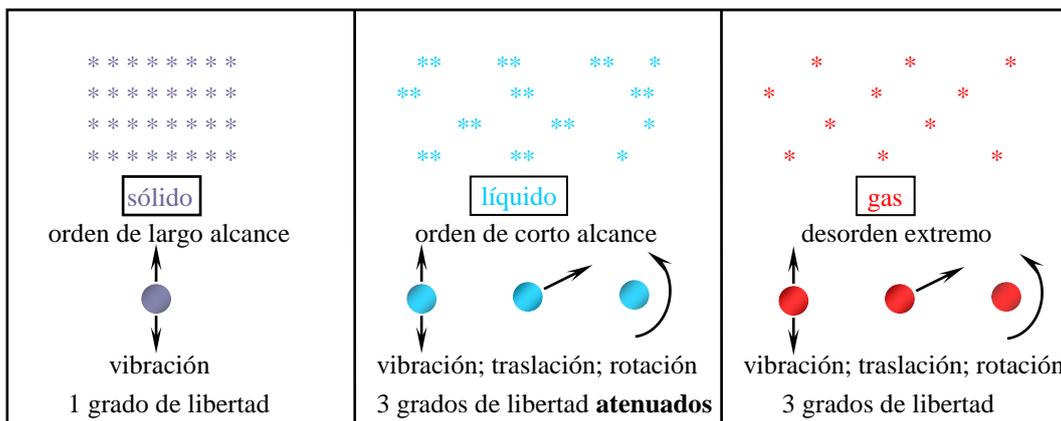
El valor de la energía cinética es tal que permite a las moléculas del gas aumentar el espacio intermolecular sin otro límite que el de la pared del recipiente que lo contiene, llenándolo totalmente. **No poseen forma ni volumen propios**.



En los gases a presión normal las moléculas se hallan en completo desorden, siendo grande el espacio intermolecular, en relación con su tamaño, razón por la cual son fácilmente compresibles.

Debido a su gran energía cinética las moléculas se encuentran en continuo movimiento. Poseen los tres grados de libertad: vibración, traslación y rotación y como consecuencia **gran capacidad de fluir**.

Resumiendo lo expresado respecto de los tres estados de agregación, se puede hacer la siguiente representación:



Los tres estados de la materia se pueden caracterizar también si se comparan las trayectorias libres medias (distancia promedio entre choques moleculares) y el diámetro de las moléculas.

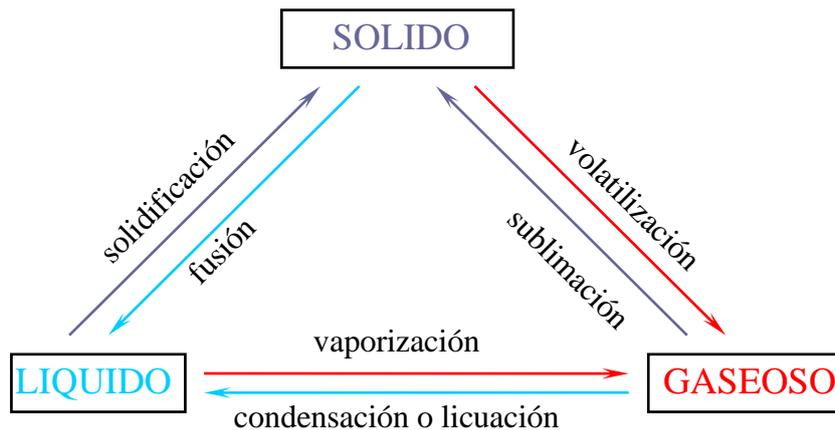
En un gas la trayectoria libre media es mucho mayor que el diámetro de una molécula. En los sólidos es menor que un diámetro molecular y en los líquidos es aproximadamente igual al diámetro molecular.

Cambios de Estado

El estado de agregación no caracteriza a una sustancia, es decir que una misma sustancia puede encontrarse en los tres estados físicos. Por ejemplo: vapor de agua, agua líquida y agua sólida.

Las moléculas serán siempre iguales desde el punto de vista de su constitución, solo se diferencian en el valor de su energía cinética.

La energía cinética depende de la temperatura del sistema, por lo tanto aumentando o disminuyendo la misma podrán lograrse cambios de estado. Estos pasajes se esquematizan en el siguiente gráfico:



Generalmente se utiliza el término sublimación para referirse al ciclo completo de sólido a vapor y nuevamente a sólido.

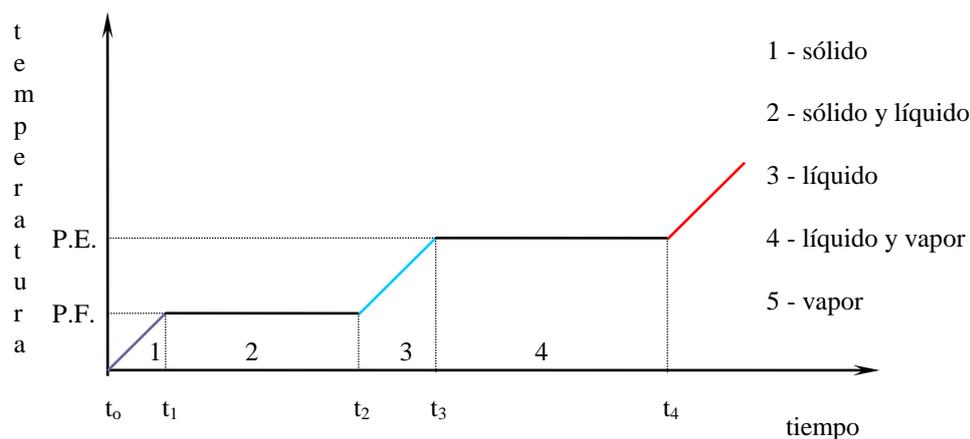
Los cambios de estado fusión, vaporización y volatilización son procesos desordenadores.

Punto de Fusión y Ebullición

Los puntos de fusión y ebullición son propiedades intensivas ya que no dependen de la cantidad de materia.

El siguiente gráfico de calentamiento indica que le sucede a una sustancia sólida cristalina cuando se le suministra calor a ritmo uniforme durante cierto tiempo.

Gráfico de Calentamiento



En el instante t_0 la sustancia se encuentra al estado sólido. Al suministrarle calor progresivamente, sus partículas empiezan a oscilar a uno y otro lado de su posición en el retículo cristalino (que representa el centro del movimiento vibratorio).

A medida que se añade más calor aumenta la amplitud de las vibraciones y el cristal se va desmoronando poco a poco de modo progresivo.

El calor incrementa la energía cinética de las partículas y se mide por la temperatura, que aumenta hasta alcanzar el punto de fusión de la sustancia. En ese punto -en el gráfico P.F.- las vibraciones son tan amplias que cualquier cantidad adicional de calor se gastará en romper las fuerzas de enlace entre las partículas próximas. En consecuencia, desde t_1 a t_2 el suministro de calor no aumenta la energía cinética, sino que se almacena aumentando la energía potencial.

Como la energía cinética no varía y es directamente proporcional a la temperatura, ésta permanece constante hasta que todo el sólido se transforma en líquido. Entre t_1 y t_2 disminuye continuamente la cantidad de sólido y aumenta la de líquido.

Fusión

Es el pasaje del estado sólido al líquido a temperatura constante.

La temperatura a la cual coexisten ambas fases -sólida y líquida- se denomina temperatura de fusión o **Punto de Fusión** de la sustancia.

Al cumplirse el tiempo t_2 , todo el sólido se ha fundido y al aumentar el calor aumenta la energía cinética de las partículas del líquido, ahora con incremento de la temperatura, hasta alcanzar el punto de ebullición. La temperatura de ebullición se mantiene constante, desde t_3 a t_4 , hasta que todo el líquido se ha transformado en vapor.

Ebullición

Es el pasaje del estado líquido al gaseoso desde toda la masa del líquido a temperatura constante. Se diferencia de la evaporación porque ésta es un fenómeno de superficie que se produce a cualquier temperatura.

El punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual el líquido hierve, esta temperatura se mantiene constante mientras existan las dos fases: líquido y vapor.

La presión atmosférica tiene importancia e influye en el punto de ebullición (P.E.) por lo que debemos definirlo teniendo en cuenta este factor. **Punto de Ebullición** es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido iguala a la presión atmosférica.

De acuerdo con la definición el P.E. aumenta cuando aumenta la presión atmosférica.

NATURALEZA DE LA MATERIA

En esta sección utilizaremos nociones de átomo y molécula. Por ello y para una mejor comprensión de estos conceptos presentaremos en primer lugar una síntesis de la teoría atómica tradicional, tal como se desarrolló históricamente y luego veremos a que modificaciones debió ser sometida para ajustarse a los hechos experimentales.

Toda teoría científica recurre a modelos estructurales. Un modelo no es la reproducción en menor escala de la realidad, sino una estructura imaginaria que representa más o menos completamente esa realidad. Cuando un modelo deja de ser conveniente porque no reproduce los hechos experimentales, se lo modifica o se lo reemplaza por otro. Este cambio de modelo no modifica la realidad, sino que mejora su comprensión.

Teoría Atómica de Dalton

Si se especula acerca de la materia, como está constituida y el por qué de sus propiedades podemos proponer dos alternativas extremas: la materia es continua ó discontinua.

Ahora bien, que significan estas dos proposiciones. Si suponemos que la materia es continua, cuando tomamos una barra de cobre y la fraccionamos en porciones cada vez menores, éstas tendrán siempre las mismas propiedades independientemente del tamaño que logremos alcanzar, por pequeño que éste sea. Por lo tanto las propiedades no dependerán del grado de subdivisión.

Si suponemos que la materia es discontinua, estará formada por pequeñas unidades que serán los bloques constituyentes de la misma. Si continuamos el proceso de subdivisión en trozos cada vez menores, llegará un momento en que alcanzaremos el tamaño de la unidad fundamental. Si persistimos en seguir dividiendo, las propiedades de la materia sufrirán un cambio drástico.

El concepto de que la materia está constituida por diminutas partículas discretas es muy antiguo, tuvo su origen posiblemente en los filósofos griegos (año 400 AC). En efecto la palabra átomo viene del griego y significa sin división. No puede hablarse de una teoría atómica hasta el año 1805 en que John Dalton, apoyado en las leyes gravimétricas y conceptos de elemento -dado por Boyle- enuncia la teoría atómica, que en la actualidad se prefiere llamar Teoría Atómica Molecular Clásica.

La terminología e incluso algunos conceptos de John Dalton han caducado, como consecuencia del conocimiento más profundo de la estructura de la materia, pero la esencia de su teoría ha persistido.

La teoría atómica de John Dalton dió una explicación de las relaciones ponderales de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas y explicó los aspectos gravimétricos de las mismas, pero dejó pendiente algunos problemas, ya que asignó extrema importancia a la masa de los átomos.

Esta teoría postula:

- 1.- La materia es discontinua, está formada por partículas muy pequeñas denominadas átomos que no pueden dividirse por ningún procedimiento físico conocido.
- 2.- Los átomos de un mismo elemento son similares entre sí e iguales en peso.

- 3.- Los átomos de elementos diferentes tienen propiedades diferentes: peso, afinidad, etc.
- 4.- Los compuestos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos en proporciones numéricas sencillas.

Hoy se acepta como realidad la existencia de los átomos.

La teoría de John Dalton no es la que perdura en la química moderna, pues consideraba el átomo indivisible. La idea actual es que mientras los átomos son perdurables en los cambios químicos, pueden ser resueltos (divididos) en sus partes componentes.

Tampoco perdura el segundo postulado, por cuanto el descubrimiento de los isótopos lo modifica.

Toda la materia ordinaria se compone de átomos, siendo el átomo la unidad que conserva su estructura cuando tienen lugar las reacciones químicas y por consiguiente lo que interesa al químico.

Los átomos son sumamente pequeños, del orden de 2 a 5 Å de diámetro. Como unidades estructurales de todos los sólidos, líquidos y gases, son los responsables del nuevo concepto de elemento, de las masas atómicas utilizadas y de las uniones químicas.

Átomo y Molécula

Átomo: *es la unidad más pequeña y sin carga eléctrica de un elemento, que puede tomar parte en una reacción química y entrar en la composición de una molécula.*

Todas las sustancias están formadas por partículas extremadamente diminutas denominadas moléculas y éstas por otras más pequeñas denominadas átomos.

Molécula: *es la porción más pequeña de una sustancia que puede concebirse en condiciones libres sin que se modifiquen sus propiedades específicas.* Condición libre significa sin carga eléctrica.

También se define como grupo de átomos ligados entre sí con tal fuerza que se comportan y reconocen como partículas sencillas.

De la definición surge que no se puede hablar de fracción de moléculas. Esto indica que para caracterizar las sustancias hay una unidad -la molécula- porque una subdivisión mayor, produce unidades con propiedades diferentes a la sustancia original.

La relación entre átomo y molécula de un mismo elemento, depende de las propiedades de éste.

El elemento helio tiene un átomo que puede existir solo y, puesto que la molécula se ha definido como la unidad de existencia, resulta que la molécula de helio es un átomo de helio. Sin embargo muchos elementos tienen átomos que no pueden existir solos, se combinan entre sí para formar una unidad más estable -que no tiene vida efímera- y es la molécula.

Un buen ejemplo es el oxígeno, cuyo átomo es inestable, mientras que dos átomos unidos forman una unidad estable que es la molécula. Esta es diatómica.

*El número de átomos que forman una molécula se llama **atomicidad**, independientemente de que se trate de una sustancia simple o compuesta.*

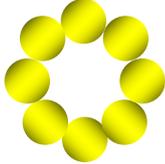
Cuando el oxígeno entra en reacción química -fenómeno químico- la molécula no es la unidad de reacción, sino que intervienen los átomos que la forman.

No todas las moléculas son tan sencillas, por ejemplo una molécula de azufre puede contener, según las condiciones, de uno a ocho átomos.

Además las moléculas pueden estar formadas por átomos de distintos elementos (moléculas compuestas).

Para la denominación de las moléculas según la atomicidad, se emplea un prefijo apropiado. Las moléculas pueden ser: mono, di, tri o poliatómicas.

MOLECULAS

		monoatómicas	diatómicas	triatómicas	poliatómicas
SUSTANCIAS	SIMPLES	 He	 O ₂	 O ₃	 S ₈
	COMPUESTAS	no existen	 LiH	 H ₂ O	 CH ₃ F

En una molécula de fórmula A_pB_q , la atomicidad está dada por la suma de los subíndices p y q, (p+q).

Ejemplo: N₂O₅ atomicidad: 2 + 5 = 7

En las sustancias simples puede haber moléculas de distinta atomicidad:

monoatómicas: Fe, Cu, Pb, Sn, Ag, gases nobles, etc.

bi o diatómicas: H₂, O₂, Cl₂, Br₂, I₂, N₂, F₂

poliatómicas: S₈, P₄

En algunos casos, con la atomicidad puede explicarse un concepto muy importante: alotropía.

Alotropía de un elemento

Son las distintas formas (amorfas o cristalinas) en las que puede presentarse un elemento, en el mismo estado de agregación.

Las variedades alotrópicas de un elemento son sustancias simples que a pesar de estar constituidas exclusivamente por dicho elemento tienen distintas propiedades específicas.

Veremos algunos ejemplos de alótropos:

1) Las variedades alotrópicas del elemento fósforo (P) son las siguientes:

Fósforo blanco P ₄	Fósforo rojo P ₈	Fósforo negro
sólido blanco δ = 1,83 g/cm ³ a 1 atm. Funde a 44 °C se inflama fácilmente P.E. a 1 atm. = 287°C molécula tetraatómica	polvo rojizo δ = 2,20 g/cm ³ a 50 atm funde aprox. A 600 °C se inflama con dificultad a 1 atm sublima molécula octaatómica	estructura en capas corrugadas red covalente

Estas variedades alotrópicas están formadas por el mismo elemento pero sus formas moleculares difieren.

2) El elemento oxígeno (O) tiene dos variedades alotrópicas:

Oxígeno común = oxígeno	Ozono
atomicidad = 2 fórmula molecular: O ₂ gas incoloro e inodoro P.E. a 1 atm = 90 K P.F. a 1 atm = 77 K	atomicidad = 3 fórmula molecular : O ₃ gas incoloro, olor picante P.E. a 1 atm = 161 K P.F. a 1 atm = 24 K

En estos dos ejemplos la alotropía se justifica por la atomicidad de cada una de las variedades alotrópicas.

3) El carbono posee dos variedades alotrópicas: diamante y grafito, con distintas propiedades y formas cristalinas: diamante cúbico y grafito hexagonal. Actualmente se ha descubierto otra variedad alotrópica del carbono llamada “fullereno”.

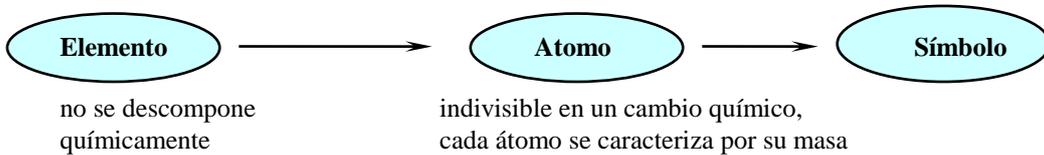
En este caso la alotropía se relaciona con la forma cristalina de las variedades alotrópicas.

4) El azufre presenta seis variedades alotrópicas que se justifican por la atomicidad y el estado cristalino, siendo las más comunes el azufre rómbico, el azufre monoclinico y el llamado azufre plástico.

A diferencia de los cambios de estado, el pasaje de una forma alotrópica a otra, es un fenómeno químico.

Nota: las sustancias compuestas también pueden presentar alotropía, por ejemplo el sulfuro de cinc (ZnS) tiene dos formas: blenda y wurtzita.

Hoy es imposible prescindir de los conceptos de átomo y molécula.



Los átomos de diferentes elementos se agrupan formando:



todas las sustancias están constituidas simples por moléculas	sustancias	moléculas formadas por átomos iguales	→ variedades alotrópicas
	sustancias compuestas	moléculas formadas por átomos diferentes	

ELEMENTOS Y COMPUESTOS

Veremos rápidamente los conceptos de **análisis** y **síntesis**.

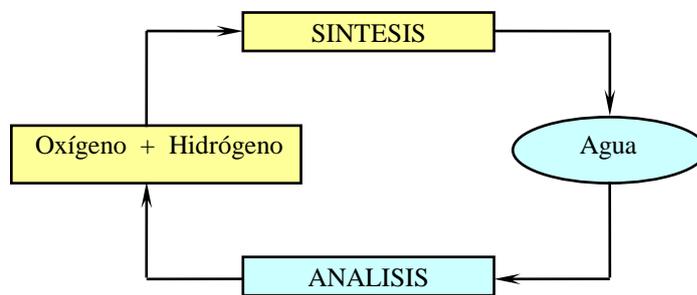
Se entiende por análisis químico la división del todo en sus partes para determinar su composición.

Analizar químicamente el agua, por ejemplo, nos permite determinar que la misma se encuentra formada por oxígeno e hidrógeno.

El análisis puede ser cualitativo o cuantitativo, el primero determina la clase de elementos que forman el todo y el segundo la cantidad de los mismos.

Síntesis es la unión de las partes para formar el todo.

Por ejemplo unir oxígeno con hidrógeno a través de un fenómeno químico para formar agua.



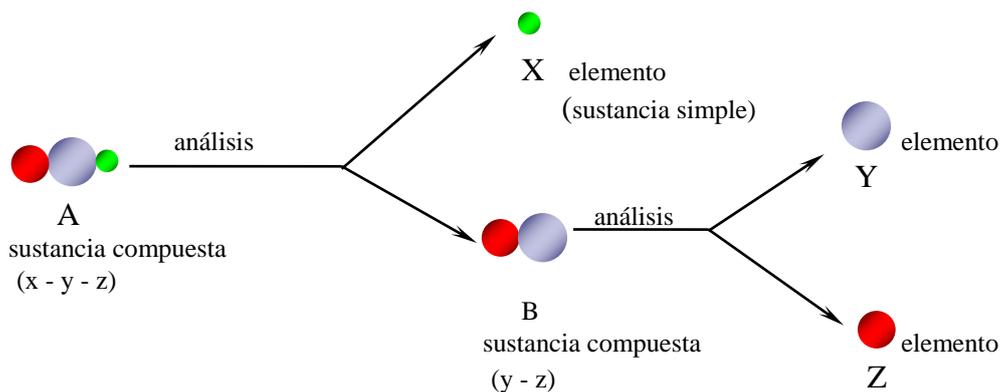
Elementos

El enorme número de sustancias que se conocen se caracterizan por su composición invariable y por tener propiedades específicas invariables, definidas a determinadas temperatura y presión. La gran mayoría de ellas puede transformarse en otras más sencillas al someterlas a la acción del calor u otras formas de energía (eléctrica, luminosa, etc.), es decir someterlas al análisis químico.

El azúcar es una sustancia que al calentarla se transforma en vapor de agua y carbón.

El carbón -en su forma pura, carbono- no puede transformarse en otra sustancia más sencilla, pero el agua puede descomponerse mediante el pasaje de la corriente eléctrica (electrólisis). En el electrodo positivo se desprende un gas que aviva la combustión y sostiene la vida: es el oxígeno (componente activo de la atmósfera) y en el electrodo negativo se desprende otro gas mucho más liviano que el aire y que arde en el seno de éste originando nuevamente agua: es el hidrógeno.

El carbono, el oxígeno y el hidrógeno no pueden descomponerse en otras sustancias más sencillas. Son la última expresión del análisis químico y se los denomina elementos, lo que significa que son el constituyente elemental de la materia.



Los elementos Y y Z componen a la sustancia B. Los elementos componentes de A son X, Y y Z.

El concepto de elemento ha variado a través del tiempo, en el siglo XVII Robert Boyle decía que un elemento es una sustancia que gana peso al sufrir un cambio químico.

También se lo ha definido como el último término del análisis químico, o sea como sustancia elemental que posee átomos de una sola clase.

Esta última definición está en un todo de acuerdo con el concepto daltoniano del átomo (los átomos de un mismo elemento son similares entre sí e iguales en peso).

En 1913 Thompson separó los átomos de Neón en dos especies con diferentes pesos atómicos.

Soddy dio el nombre de **isótopos** a los átomos de un mismo elemento que tienen las mismas propiedades químicas pero diferentes masas.

El hidrógeno tiene tres isótopos: *protio*, *deuterio* y *tritio*, de masas 1, 2 y 3 respectivamente. Estos isótopos tienen en común un protón en su núcleo, por lo tanto tienen todos número atómico 1. Estas tres clases de átomos constituyen el elemento hidrógeno, lo que nos obliga a modificar la definición de elemento:

en la actualidad se define **elemento químico** como *el material formado por átomos que tienen el mismo número atómico*.

Esta materia no puede descomponerse por métodos químicos en otras sustancias más simples.

Como la diferencia entre los isótopos reside en la masa atómica será necesario prestar atención a los respectivos núcleos, porque en ellos se concentra la masa y entonces, la diferencia entre los isótopos quedará expresada mediante los dos números que regulan la composición del núcleo atómico: número atómico y número másico.

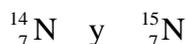
Los isótopos son *átomos de igual número atómico y distinto número másico*.

Número Atómico (Z): *es igual al número de protones y por consiguiente igual al número de electrones* (para un átomo neutro)

Número Másico (A) = número de protones + número de neutrones (N)

$$A = Z + N$$

Ejemplos:





Esta forma de simbolizar la composición de los núcleos se define como núclidos.

Los elementos son designados generalmente con el mismo nombre que a la sustancia simple correspondiente; el término oxígeno puede asignarse al elemento oxígeno (caracterizado por sus átomos) o también a la sustancia simple oxígeno (caracterizada por sus moléculas).

Los elementos conocidos son ciento dieciocho, noventa y uno se encuentran en la naturaleza y los restantes son artificiales. Cada uno de ellos tiene distintas propiedades y se lo identifica con un símbolo.

De la combinación de estos elementos se originan todas las sustancias simples y compuestas, orgánicas e inorgánicas que existen en nuestro planeta y probablemente en el universo.

Clasificación de los Elementos

La materia está formada por la combinación de los elementos químicos. Pocos elementos se encuentran al estado libre (nitrógeno, oxígeno, gases nobles, azufre, oro, platino, etc.), la mayoría se hallan combinados con otros elementos.

En términos muy generales, se puede clasificar a los elementos en tres grandes categorías, basadas en algunas propiedades físicas y químicas: metales, no metales y gases nobles o elementos inertes.

Metales

Se caracterizan por poseer las siguientes propiedades:

- son conductores del calor y la electricidad
- son sólidos a temperatura ambiente, con excepción del mercurio que es líquido y del cesio y el galio que se presentan en estado líquido por encima de 28,5°C y 29,78°C que son sus respectivos puntos de fusión
- se comportan como electropositivos (tienden a perder electrones)
- sus moléculas se consideran monoatómicas y se combinan con oxígeno dando óxidos básicos y con hidrógeno dando los hidruros metálicos

Son ejemplos de metales hierro, sodio, potasio, calcio, litio, cobre, cinc, etc..

No Metales:

Se caracterizan por poseer las siguientes propiedades:

- son malos conductores del calor y la electricidad (con excepción del carbono que es conductor de la electricidad)
- se pueden presentar en los tres estados de agregación: sólido (carbono, azufre, yodo, etc.), líquido (bromo) y gaseoso (oxígeno, cloro, nitrógeno, etc.)
- sus moléculas son generalmente poliatómicas
- se combinan con el oxígeno dando óxidos ácidos o anhídridos y con el hidrógeno dando hidruros no metálicos

Son ejemplos de no metales flúor, hidrógeno, fósforo, selenio, etc..

Gases Nobles

También llamados gases inertes, presentan las siguientes propiedades:

- son malos conductores del calor y la electricidad
- sus moléculas son monoatómicas

- la característica esencial es su casi total inactividad química, es decir que prácticamente no se combinan entre sí, ni con otros elementos

Hasta hace algunos años se consideraba que los gases inertes eran completamente inactivos; en la actualidad se ha logrado obtener algunos compuestos de kriptón y xenón.

Los gases nobles son: Helio, Neón, Argón, Kriptón, Xenón y Radón.

Algunos están presentes en la atmósfera en pequeñas proporciones.

Compuestos

Existen sustancias formadas por dos o más elementos unidos químicamente. Estas sustancias se denominan compuestos. Se puede definir un **compuesto** como *aquella sustancia que puede descomponerse en dos o más sustancias simples, o que puede producirse por la unión química de dos o más sustancias simples.*

Los compuestos están formados por la unión de átomos de modo que:

- 1.- Sólo la acción química puede separarlos.
- 2.- Los diferentes elementos que forman el compuesto no pueden ser identificados por sus propiedades individuales.

Ya hemos visto que el azúcar es un compuesto formado por carbono, oxígeno e hidrógeno unidos químicamente. Es un sólido cristalino, blanco, dulce, fácilmente soluble en agua y tiene propiedades muy diferentes a cualquiera de los tres elementos que lo forman.

Diferencias entre Mezclas y Compuestos

Además de los compuestos, existen otros sistemas formados por dos o más sustancias, en los cuales aún cuando las partículas se encuentren íntimamente mezcladas, cada sustancia puede ser reconocida por sus propiedades originales.

Estos sistemas formados por dos o más elementos y/o compuestos que no están unidos químicamente, se denominan **mezclas**.

Las mezclas se diferencian de los compuestos por:

- 1.- Los componentes de las mezclas pueden separarse por métodos físicos; los componentes de los compuestos no.
- 2.- Las mezclas tienen propiedades relacionadas a sus componentes; los compuestos tienen propiedades específicas distintas a las de los elementos que lo forman.
- 3.- Los componentes en las mezclas pueden encontrarse en cualquier proporción; los compuestos se forman a partir de los elementos en proporciones definidas.
- 4.- La formación de un compuesto va siempre acompañada de desprendimiento o absorción de calor, mientras que en la formación de una mezcla ese calor es nulo o despreciable.
- 5.- Las mezclas pueden ser homogéneas ó heterogéneas, los compuestos son siempre homogéneos.

SIMBOLOS Y FORMULAS

Los químicos han desarrollado un sistema de símbolos, fórmulas y ecuaciones que pueden expresar un cambio químico (fenómeno químico) de manera muy práctica y efectiva.

Es la expresión cualitativa y cuantitativa de relaciones que el químico debe entender y dominar por completo.

Los símbolos son las abreviaturas que representan a los elementos químicos. Los símbolos modernos de representación de los elementos se deben a Jakob Berzelius, quien propuso en 1814, en lugar de un símbolo arbitrario, la primera letra mayúscula del nombre latino del elemento. Como existen varios elementos que comienzan con la misma letra, se agrega una segunda letra en minúscula representativa del sonido característico del nombre.

Berzelius tomó como base el nombre latino, debido a que el latín era entonces la lengua internacional utilizada en la terminología científica. Además los elementos conocidos tenían nombres distintos en los diversos países; por ejemplo el hierro en Francia fer, en Inglaterra iron, en Alemania eisen, etc. Por ello los símbolos basados en un idioma determinado no hubieran sido aceptados fácilmente.

Como nuestro idioma deriva del latín, la mayoría de los símbolos coinciden con el nombre en castellano, salvo algunas excepciones como:

Antimonio - stibium (Sb)
Azufre - sulphur (S)
Cobre - cuprum (Cu)
Hierro - ferrum (Fe)
Fósforo - phosphorous (P)
etc.

El sistema de J. Berzelius para los elementos químicos, también se emplea para la notación abreviada de los compuestos.

Así como un elemento se representa por un símbolo, un compuesto se representa por una fórmula que consiste en los símbolos de los elementos que lo constituyen colocados uno a continuación del otro, ordenados convencionalmente, cada uno con un subíndice a su derecha que indica la cantidad de átomos de ese elemento.

Por ejemplo: la fórmula del agua es H_2O , la del cloruro de cinc $ZnCl_2$, y la del óxido de aluminio Al_2O_3 . Estos ejemplos fueron seleccionados para demostrar claramente los aspectos cualitativo y cuantitativo de la fórmula química.

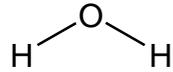
En la fórmula del compuesto óxido de aluminio, Al_2O_3 , los subíndices indican que hay tres átomos de oxígeno unidos con dos átomos de aluminio.

Cuando el subíndice es igual a 1 se omite, como en el caso del cloruro de hidrógeno: HCl.

Las fórmulas vistas son llamadas **empíricas o brutas**, y nos dan el mínimo de información sobre el compuesto, se limitan a indicar clase y número de átomos que lo forman.

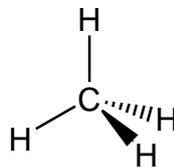
La clase y número de átomos, su distribución en la molécula y la forma de la misma se representan por las llamadas **fórmulas estructurales**, que revelan las uniones existentes entre los átomos.

Por ejemplo la molécula de agua:



Las líneas indican las uniones entre los átomos. Estas uniones se llaman enlaces químicos. Los enlaces químicos pueden ser covalentes (se comparten electrones) ó iónicos (se transfieren electrones)

Las fórmulas estructurales también dan la forma de las moléculas. En el caso del agua la molécula es angular y en el metano (CH_4) tetraédrica.



ESTRUCTURA ATOMICA

Hasta fines del siglo XIX, el átomo era considerado como una minúscula esfera indivisible, distinto uno de otro y de cuya unión resultaban las moléculas.

Sin embargo estas creencias sólo podían explicar ciertas características generales de la materia. La existencia de ciertos fenómenos físicos y químicos impuso la necesidad de considerar al átomo como un sistema complejo.

El átomo es un conjunto fundamentalmente físico y su estudio ha sido realizado por físicos y químicos.

El átomo fue resuelto en más de treinta partículas subatómicas elementales, de las cuales las más importantes para nuestros fines son tres: protones, electrones y neutrones. Los electrones son iguales entre sí; los protones son iguales entre sí y los neutrones son iguales entre sí.

Los protones son materiales y poseen carga eléctrica positiva. Los electrones son materiales y su carga es negativa; la carga del electrón es la unidad de carga eléctrica, siendo la carga más pequeña que se conoce y es igual en valor absoluto a la carga del protón. Como su nombre lo indica, los neutrones no tienen carga eléctrica y son materiales.

El átomo es un ente eléctricamente neutro; es lógico suponer que para que se mantenga dicha neutralidad, el número de protones debe ser igual al número de electrones. *El número que indica la cantidad de protones* (y por consiguiente el número de electrones) *fué definido por Henry G.J. Moseley en el año 1913 como **Número atómico***.

La masa del protón es muy similar a la del neutrón (una unidad de masa atómica - u.m.a.) y la masa del electrón es 1840 veces menor que la del protón, razón por la cual se considera a la masa del electrón comparativamente despreciable.

MODELO ATOMICO

Como consecuencia de varias experiencias, Rutherford dedujo que el átomo está constituido en su mayor parte por espacios vacíos y elaboró un modelo atómico formado por una partícula central, a la que denominó núcleo, y una nube electrónica.

Núcleo atómico

Es el centro del átomo, posee carga positiva y en él se encuentra concentrada casi toda la masa del mismo. En el núcleo se alojan todos los protones y neutrones que posee el átomo.

El tamaño del núcleo es sumamente pequeño en relación al tamaño del átomo.

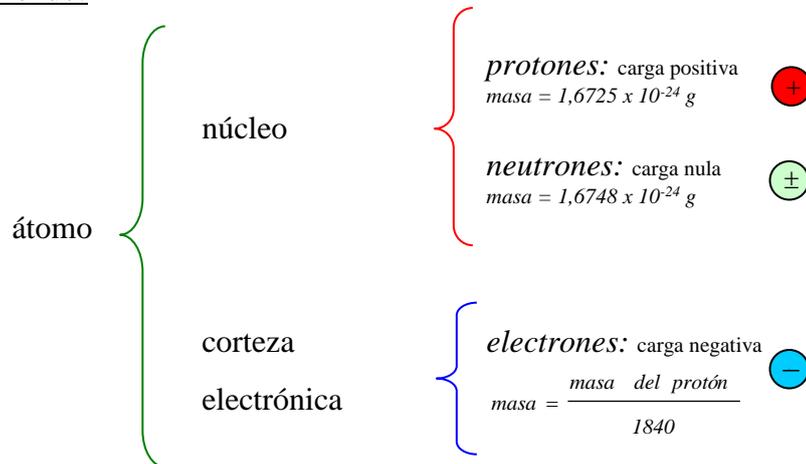
$$\begin{aligned} \text{diámetro del átomo} &= 10^{-8} \text{ cm} = 0,00000001 \text{ cm} \\ \text{diámetro del núcleo} &= 10^{-12} \text{ cm} = 0,000000000001 \text{ cm} \end{aligned}$$

El diámetro del átomo es aproximadamente 10.000 veces mayor que el diámetro del núcleo.

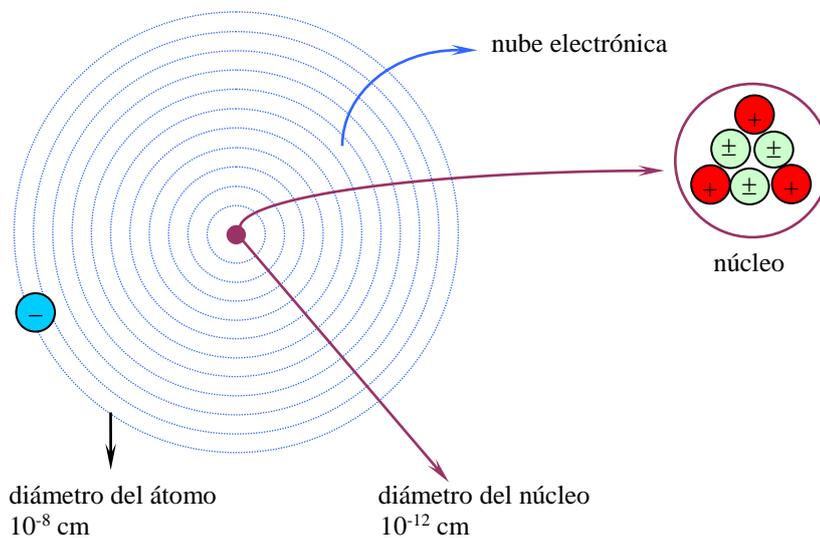
Nube electrónica

Es la zona del espacio que rodea al núcleo donde se encuentran los electrones, en un número necesario para compensar la carga nuclear, dando así un conjunto eléctricamente neutro; los electrones giran alrededor del núcleo, alejados del mismo.

Resumiendo:



Modelo atómico (representación de un átomo)



El núcleo es el responsable de las propiedades físicas y la nube electrónica (específicamente los electrones externos, llamados electrones de valencia) de las propiedades químicas del átomo.

Este modelo es el propuesto por Rutherford incluyendo las posteriores modificaciones propuestas por Bohr y continuadores. No es el que perdura actualmente, pero debido a su simplicidad lo presentamos con fines didácticos.

NUMERO MASICO

Recordemos que el número atómico indica el número de protones presentes en el núcleo de un átomo y se representa con la letra Z.

Definiremos a continuación **Número másico**: *es un número entero igual a la suma del número de protones más el número de neutrones presentes en el núcleo de un átomo*. Se representa con la letra A, su valor es aproximadamente igual al peso atómico. El número de neutrones se representa con la letra N.

La relación entre A, Z y N es por lo tanto:

$$A = Z + N$$

o también:

$$N = A - Z$$

Ejemplo:

Determinar la estructura atómica de un isótopo del elemento cloro, sabiendo que:

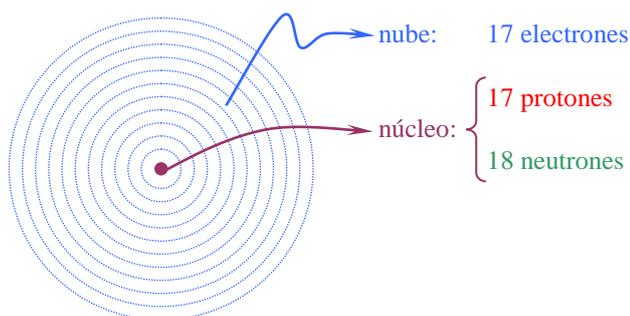
$$A = 35; Z = 17$$

$Z = 17$ significa que el átomo posee 17 protones en su núcleo. Además, siendo eléctricamente neutro, significa que posee 17 electrones en su nube.

Para el núcleo:

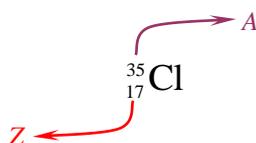
$$\begin{array}{r} A = 35 \text{ (protones + neutrones)} \\ - \\ Z = 17 \text{ (protones)} \\ \hline N = 18 \text{ (neutrones)} \end{array}$$

La estructura del átomo de cloro se indica en la figura:



Los números A y Z se escriben generalmente como supraíndice y subíndice respectivamente, del símbolo que representa al elemento.

Por ejemplo para el cloro:



EJERCICIOS:

1.- Identifique los siguientes elementos :

- a) ${}_{17}\text{X}$ b) ${}_{11}\text{X}$ c) ${}_{53}\text{X}$ d) ${}_{18}\text{X}$

2.- Calcule el número de protones y de neutrones en el núcleo de cada uno de los siguientes núclidos y el número de electrones correspondientes al átomo neutro:

- a) ${}^{238}\text{Pu}$ b) ${}^{65}\text{Cu}$ c) ${}^{52}\text{Cr}$ d) ${}^4\text{He}$
e) ${}^{60}\text{Co}$ f) ${}^{54}\text{Cr}$ g) ${}^{15}\text{N}$ h) ${}^3\text{H}$
i) ${}^{207}\text{Pb}$ j) ${}^{151}\text{Eu}$ k) ${}^{107}\text{Ag}$ l) ${}^{109}\text{Ag}$

3.- Calcule el número de protones, electrones y neutrones presentes en los siguientes iones ó átomos:

- a) Mg b) Mg^{2+} c) Co d) Co^{2+}
e) Co^{3+} f) Ni g) Ni^{2+} h) Ru

PESOS ATOMICOS Y PESOS MOLECULARES

Los elementos se representan por símbolos: Fe, Cu, H, O, etc. y los compuestos por fórmulas: H₂O, HCl, CaCO₃, etc..

Dichas representaciones no son meramente cualitativas, sino también cuantitativas. Así el símbolo de un elemento o la fórmula de un compuesto representan un peso definido de ese elemento o compuesto.

Se entiende por peso atómico: el peso del átomo.

El peso atómico puede expresarse como: peso atómico real o absoluto, peso atómico relativo y peso atómico gramo.

Peso atómico real o absoluto:

Es lo que realmente pesa un átomo, expresado en gramos.

La teoría atómica de Dalton resultó tan satisfactoria para explicar las leyes gravimétricas que se aceptó casi inmediatamente. Es evidente que la razón del éxito había sido el concepto de que cada elemento tenía una masa atómica característica. El interés inmediato de los químicos fue medir esa masa atómica que evidentemente es muy pequeña.

Recordemos que el diámetro de un átomo, si lo consideramos esférico, oscila entre 1 y 2 Å.

$$\begin{aligned} 1 \text{ \AA} &= 0,00000001 \text{ cm} = 10^{-8} \text{ cm} \\ 1 \text{ cm} &= 100.000.000 \text{ \AA} = 10^8 \text{ \AA} \end{aligned}$$

y si se tiene en cuenta que el instrumento que permite un mayor aumento de imágenes, el microscopio electrónico, no supera las 300.000 veces el tamaño original del objeto, el átomo es imposible de visualizar. La evidencia de su existencia la tenemos en forma indirecta.

De la misma manera, la masa de los átomos es sumamente pequeña, del orden de 10⁻²³ gramos.

Para tener una idea de las pequeñas dimensiones atómicas diremos que los instrumentos más sensibles con que se cuenta actualmente, permiten determinar masas de 10⁻⁶ gramos. Es evidente que la masa de un solo átomo no puede ser medida por instrumento alguno. Queda claro entonces que los átomos no pueden ser vistos ni pesados en forma unitaria.

Observar que los términos peso atómico y masa atómica se usan indistintamente, aunque ya hemos visto cual es la diferencia entre ambos conceptos.

Peso atómico relativo:

El peso atómico absoluto es tan pequeño que prácticamente no tiene significado y es difícil de manejar en los cálculos.

Lo que realmente interesa conocer es la masa relativa de los átomos comparados unos con otros, eligiendo a uno de ellos como patrón (término de comparación). El patrón ha de ser siempre el mismo a los efectos de uniformidad.

Este peso atómico se denomina peso atómico relativo.

Comparar significa efectuar cocientes, por lo tanto como los pesos atómicos absolutos se expresan en gramos, la relación es adimensional.

$$\text{peso atómico relativo} = \frac{\text{masa de un átomo del elemento } A}{\text{masa de un átomo del elemento patrón}} = \frac{g}{g} = N^{\circ} \text{ adimensional}$$

Como no es posible medir directamente la masa de un átomo del elemento A ni del patrón, se trabaja con masas de sustancias en las cuales se supone igual número de átomos de A y del patrón.

Veremos al estudiar gases como se procede para que en las masas de A y del patrón haya la misma cantidad de átomos.

Actualmente se define **peso atómico relativo** de un átomo como *un número abstracto que expresa cuantas veces es mayor la masa de ese átomo que la unidad de masa atómica*.

La selección de un elemento de referencia -patrón- para determinar los pesos atómicos relativos, está basada en su disponibilidad como una sustancia elemental, en la facilidad con que reacciona químicamente con otros elementos y en la pureza de los productos que se obtienen en las reacciones químicas.

Dalton tomó como base para estas determinaciones al hidrógeno y le asignó arbitrariamente el valor 1 (uno), por ser el más liviano de los átomos. Es decir que el peso atómico relativo de un elemento indicaba el número de veces que está contenida la masa del hidrógeno (valor uno) en dicho elemento.

A fines del siglo pasado, Ostwald tomó como unidad al oxígeno y le asignó el valor arbitrario 16,0000, a partir de su relación de masa con el hidrógeno.

Se dejó de lado el hidrógeno porque presentaba dificultades técnicas: es sumamente combustible y la preparación y purificación de compuestos hidrogenados es muy peligrosa.

En 1929 se descubrieron dos isótopos naturales del oxígeno con pesos diferentes de 16,0000. Estos isótopos estables son ${}_{8}\text{O}^{17}$ y ${}_{8}\text{O}^{18}$. Aunque ninguno de ellos es abundante en la naturaleza, se reconoce que los pesos atómicos basados en el ${}_{8}\text{O}^{16}$ tienen que ser alterados cuando se realizan trabajos de gran exactitud.

Así aparecieron dos tablas de pesos atómicos, las que toman solamente el isótopo ${}_{8}\text{O}^{16}$ y las que consideran todos los isótopos del oxígeno.

En 1961 se acordó establecer un patrón internacional único para definir los pesos atómicos y moleculares.

Las nuevas definiciones se basan en el isótopo 12 del carbono: ${}_{6}\text{C}^{12}$. La elección de este isótopo obedece a que se trata de la variedad más estable y abundante del carbono.

Aceptándose entonces como unidad la 12ava parte de la masa del átomo de carbono 12.

$$\text{Unidad} = \frac{1}{12} \text{ masa atómica del Carbono, dicha unidad se denomina } \mathbf{u.m.a.}, \mathbf{unidad de}$$

masa atómica.

El cociente entre la masa de un átomo del elemento A y la u.m.a. representa el peso atómico relativo y nos dice cuantas veces es mayor la masa de un átomo del elemento A que la 12ava parte de la masa del átomo de carbono.

Teniendo en cuenta que todos los elementos poseen isótopos, surge el concepto de peso atómico relativo.

El **peso atómico relativo** de un elemento se define como: *el promedio de los pesos atómicos relativos de todos los isótopos que forman ese elemento, teniendo en cuenta sus abundancias relativas.*

Antiguamente los pesos atómicos se determinaban por vía química, con procedimientos bastante complicados y no se diferenciaban los distintos isótopos que forman un elemento. En la actualidad los pesos atómicos se calculan utilizando un aparato denominado espectrómetro de masa, éste nos brinda información sobre la masa de los isótopos que forman un elemento y la abundancia relativa de cada uno de ellos.

Si se realiza la determinación de los isótopos del oxígeno en el espectrógrafo de masa, se obtienen los siguientes resultados:

Isótopos del elemento oxígeno	Peso atómico o masa atómica (u.m.a.)	Abundancia relativa
${}_8\text{O}^{16}$	15,995	99,759 %
${}_8\text{O}^{17}$	16,991	0,037 %
${}_8\text{O}^{18}$	17,991	0,204 %

El peso atómico promedio de la mezcla de isótopos de un elemento se determina por la siguiente fórmula:

$$\text{Peso atómico} = \sum_i \frac{N_i M_i}{100}$$

donde: N_i = abundancia relativa (% de cada isótopo)

M_i = masa de cada isótopo

Para el caso del oxígeno:

$$\text{Peso atómico del oxígeno} = \frac{(99,759 \times 15,995) + (0,037 \times 16,991) + (0,204 \times 17,991)}{100} = 15,999$$

En resumen:

El peso atómico relativo de un elemento puede calcularse a partir de la abundancia relativa de sus isótopos y las masas de los mismos. Ambos datos se determinan experimentalmente con notable exactitud por técnicas de espectrometría.

Aunque el número másico de un isótopo y el número atómico del mismo son siempre números enteros, el peso atómico del elemento no, porque es el peso promedio de las masas de sus isótopos.

En muchos casos el número que indica el peso atómico se aproxima a un número entero porque predomina un isótopo sobre los demás. El ${}_1\text{H}^1$ se encuentra en una proporción del 99,385 % y el peso atómico del hidrógeno es casi 1 (1,0079), el peso atómico del oxígeno es casi 16 (15,999) porque el ${}_8\text{O}^{16}$ se encuentra en un 99,759 %. Por el contrario, el peso atómico del cloro es casi 35,5 (35,453) porque en la naturaleza abundan dos isótopos, el ${}_{17}\text{Cl}^{35}$ y el ${}_{17}\text{Cl}^{37}$ en proporciones de 75 % y 25 % respectivamente.

Peso atómico gramo:

La química es una ciencia experimental, es necesario efectuar mediciones de masas y resolver problemas concretos. Por ello se adopta un concepto más práctico: el peso atómico gramo o átomo-gramo.

Se define **peso atómico gramo** o simplemente **átomo-gramo** como *el peso atómico relativo de un elemento expresado en gramos*.

Ejemplo:

Carbono:

$$\text{peso atómico relativo} = 12,1115$$

$$\text{átomo-gramo} = 12,1115 \text{ gr}$$

Peso Molecular:

Así como la partícula mínima de un elemento es el átomo, la partícula mínima de un compuesto es la molécula.

La molécula es un conjunto de átomos unidos entre sí, en una estructura relativamente fija, por fuerzas llamadas enlaces químicos.

La distancia entre los átomos vecinos en una molécula es del orden de 3 a 4 Å, lo que demuestra que su tamaño es sumamente pequeño.

Se entiende por peso molecular: el peso de la molécula.

Como en el caso de los pesos atómicos, los pesos moleculares pueden ser expresados como: peso molecular real o absoluto, peso molecular relativo y peso molecular gramo.

Peso molecular real o absoluto:

Es lo que realmente pesa una molécula expresado en gramos. Se trata de un valor sumamente pequeño que solo puede determinarse indirectamente.

Peso molecular relativo:

Es el peso de una molécula en relación a la 12ava parte de la masa del isótopo ${}^{12}_6\text{C}$ del carbono puro, al cual se le ha asignado por convención 12,000 u.m.a.

El peso molecular relativo de una molécula se obtiene sumando los pesos atómicos relativos de todos los átomos que la forman.

El peso molecular relativo es también un número adimensional, aunque también es expresado en u.m.a.

Peso molecular gramo:

Es el peso molecular relativo expresado en gramos. También se lo llama **molécula gramo** o **mol**.

Oxígeno: O₂

$$\text{peso molecular relativo} = 31,998$$

$$\text{peso molecular gramo} = 31,998 \text{ gr}$$

Agua: H₂O

$$\text{peso molecular relativo} = 18,016$$

$$\text{peso molecular gramo} = 18,016 \text{ gr}$$

ATOMO GRAMO - NUMERO DE AVOGADRO - MOL

Habíamos definido átomo-gramo como el peso atómico relativo expresado en gramos. La tabla de pesos atómicos indica por ejemplo para los elementos azufre y sodio valores de 32,064 y 22,989 respectivamente, siendo sus pesos atómicos gramos 32,064 gr y 22,989 gr respectivamente.

Cabe preguntarse ¿Qué número de átomos contiene el peso atómico gramo de cada elemento?

El Número de Avogadro es el número de átomos de un elemento que hay en su respectivo átomo-gramo. Como tiene idéntico valor para todos los elementos es una constante universal cuyo valor es: $6,023 \cdot 10^{23}$.

Ejemplo:

$$\text{en un átomo-gramo de } \left\{ \begin{array}{l} H (1gr) \\ Al (27 gr) \\ Pb (207 gr) \end{array} \right\} \text{ hay } N = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

N se ha determinado con precisión por varios métodos, siendo el mejor valor obtenido hasta ahora $6,02296 \cdot 10^{23}$.

Si escribimos el número de Avogadro con todas sus cifras podemos observar que es inmensamente grande:

$$N = 6022960000000000000000000$$

Para visualizar la magnitud de este número veamos un ejemplo: si el territorio continental de los EE.UU. estuviera cubierto por $6,023 \cdot 10^{23}$ granos de arena, el espesor de dicha capa de arena sería de 3 metros.

Utilizando el peso atómico gramo y N es posible calcular el peso atómico absoluto promedio de cualquier elemento.

Por ejemplo, el peso promedio en gramos de un átomo de C se obtiene dividiendo el peso atómico gramo por N :

$$\frac{12,0115 \text{ gr}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ gr/átomo}$$

La millonésima parte de un gramo - μg - ($1 \cdot 10^{-6}$ g) es una masa pequeña, apenas si se alcanza a registrar en las balanzas más sensibles, pero 1 μg (microgramo) de cualquier elemento contiene un número increíblemente grande de átomos.

Por ejemplo, si calculamos el número de átomos que hay en 1 μg de C:

$$\begin{array}{l} 12 \text{ gr C} \text{ ————— } 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 1 \cdot 10^{-6} \text{ gr C} \text{ ————— } X \end{array}$$

$$X = \frac{1 \cdot 10^{-6} \text{ gr C} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{12 \text{ gr C}} = 5 \cdot 10^{16} \text{ átomos}$$

o sea 50.000 billones de átomos de C. El peso de esta inmensa cifra de átomos apenas puede ser registrado en una micro balanza.

Debemos reconocer que aún los mejores instrumentos resultan burdos cuando se trata de percibir los átomos.

Como consecuencia del uso de N surge una nueva unidad de cantidad de materia en el sistema internacional denominada **mol** y que corresponde al número de partículas constitutivas de una cantidad determinada de sustancia.

Por ejemplo, para un elemento (cuyas partículas individuales son átomos) un mol es la cantidad de dicho elemento que contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos del mismo.

Cuando esa cantidad se expresa en gramos, recibe el nombre de átomo-gramo.

Recordemos que el peso molecular gramo de un compuesto es el peso molecular expresado en gramo, llamado molécula-gramo o simplemente mol. Así 1 mol de CH_4 pesa 16 gr.

Es importante entender que los químicos usan el término peso molecular en el sentido de peso molecular gramo, por lo que esto no debe causar confusión.

Lo mismo que hay N átomos en un átomo-gramo de cualquier elemento, hay N moléculas en 1 mol o molécula-gramo de cualquier compuesto.

En 16 gramos de CH_4 (1 mol) hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de CH_4 y en 98 gramos de H_2SO_4 (1 mol) hay $6,023 \cdot 10^{23}$ de moléculas de H_2SO_4 .

Se puede determinar la masa real de una molécula y la masa real de un átomo usando el valor de N.

Por ejemplo para el CH_4 :

$$\frac{16 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}}{6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} = 2,65 \cdot 10^{-23} \frac{\text{gr}}{\text{molécula}}$$

El término **mol** ha empezado a adquirir un significado más general.

Un mol puede utilizarse como sinónimo de N y hablamos de 1 mol de electrones, un mol de átomos de sodio, un mol de iones de Na^+ , etc., significando con ello $6,023 \cdot 10^{23}$ electrones, átomos de sodio o iones sodio respectivamente.

Podemos hablar de 1 mol de cloruro de sodio, compuesto iónico; así cuando decimos un mol de cloruro de sodio nos referimos a una cantidad de este compuesto que contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ iones Na^+ y $6,023 \cdot 10^{23}$ iones Cl^- .

Esta distinción entre compuestos iónicos y moleculares resultará clara cuando se estudie enlaces químicos.

Por ahora es importante comprender que 1 mol de cualquier sustancia molecular es un conjunto de $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de esa sustancia.

Mol es la cantidad de materia de un sistema que contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas elementales.

Esa cantidad de materia, cuando se trata de un elemento es el átomo-gramo y cuando se trata de una sustancia (simple o compuesta) es la molécula-gramo.

- 14.- Calcule la cantidad de moles de :
- b) 2,22 g de Cu
 - c) 8,96 g de Fe
- 15.- Determine el número de átomos en 3,97 moles de Xe
- 16.- ¿Cuál de las muestras en cada uno de los siguientes pares contiene el mayor número de moles de átomos?
- a) 25 g de C ó 35 g de Si
 - b) 1g de Au ó 1 g de Hg
 - c) 23 g de Na ó 39 g de K
 - d) $2,49 \times 10^{22}$ átomos de Au ó $2,49 \times 10^{22}$ átomos de Hg
- 17.- Determine la masa de Al que tiene el mismo número de átomos contenidos en :
- a) 6,29 g de Ag
 - b) 6,29 g de Au
- 18.- Calcule el número de moles y moléculas en cada uno de los siguientes casos:
- a) 1 kg de agua
 - b) 1 kg de etanol (C_2H_5OH)
 - c) 3 g de dióxido de carbono
 - d) 3 g de dióxido de nitrógeno
- 19.- Calcular el peso en gramos de 3.01×10^{23} moléculas de:
- a) hidróxido de calcio: $Ca(OH)_2$
 - b) carbonato de sodio: Na_2CO_3
- 20.- Si 0.87 moles de una sustancia pesan 5.3 g ¿cuál es su peso molecular?

LEYES GENERALES DE LAS COMBINACIONES QUIMICAS LEYES GRAVIMETRICAS

La invención de la balanza constituyó un avance de gran importancia, pues dio lugar a las primeras mediciones gravimétricas cuantitativas y permitió establecer conclusiones sobre bases sólidas.

Las reacciones químicas entre elementos para formar compuestos y las reacciones de los compuestos entre sí, se producen cumpliendo una serie de leyes llamadas gravimétricas, debido a que se refieren a pesos de reactivos y productos.

No haremos el estudio de estas leyes en el orden cronológico en que fueron enunciadas, sino que utilizaremos el orden más apropiado desde el punto de vista didáctico:

1.- Ley de Lavoisier o de la conservación de la masa

2.- Ley de Proust o de las proporciones definidas

3.- Ley de Dalton o de las proporciones múltiples

4.- Ley de Richter o de los pesos equivalentes

Estas leyes se consideran fundamentales, ya que sin ellas la química no habría podido desarrollarse como ciencia exacta.

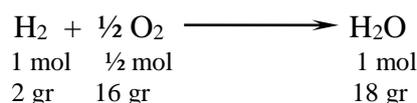
Antes de entrar de lleno en el estudio de estas leyes mencionaremos el llamado **principio de conservación de los elementos**.

Este principio establece que si en una reacción química (que se produce en un sistema cerrado) intervienen cierto número de elementos, estos subsisten en el sistema una vez terminada la misma.

Ejemplo 1:

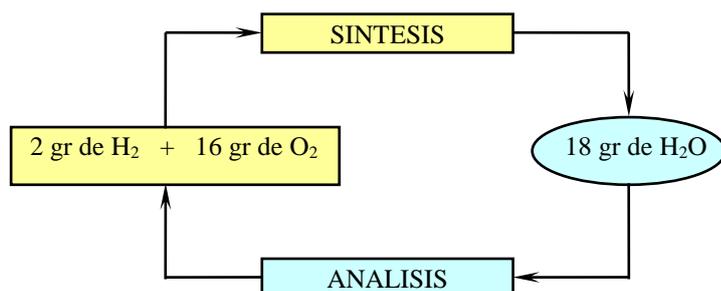
Por síntesis se prepara a partir de sus elementos una determinada cantidad de un compuesto. Si luego se lo somete a un método apropiado de análisis químico, se regeneran los elementos iniciales.

Tomemos la formación del agua: cuando se opera en un sistema cerrado resulta que por combustión del hidrógeno en el seno del oxígeno se forma agua

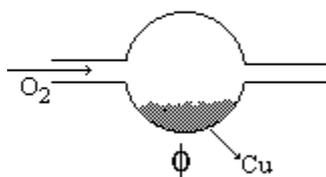


Si descomponemos el agua obtenida por medio de la electrólisis, obtenemos nuevamente oxígeno e hidrógeno. Es decir, el número y clase de los elementos del sistema se han conservado.

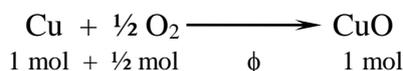
En conclusión:



Ejemplo 2:

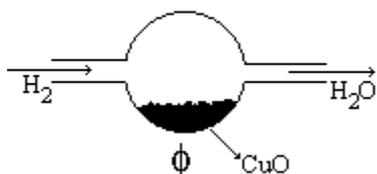


Si en un tubo de vidrio difícilmente fusible se introduce una cantidad perfectamente pesada de cobre en polvo y, calentando fuertemente, se le hace pasar una corriente de aire, se observa la formación de una cantidad determinada de óxido cúprico.

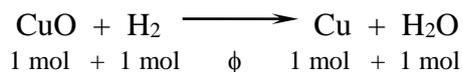


Cuando todo el cobre pasa del color rojo al negro, se suspende el pasaje de aire.

El aumento de peso que se observa se debe a la incorporación de oxígeno por parte del cobre, formándose el óxido correspondiente.



Si ahora al óxido formado se lo reduce mediante una corriente de hidrógeno en caliente (se deben tener precauciones para realizar esta operación) se formará vapor de agua, quedando libre el cobre.



El peso del metal obtenido será exactamente igual al empleado en el momento de iniciar la experiencia.

A través de todo el proceso se han observado cambios, pero la masa de cobre ha permanecido constante.

Este principio implica que un elemento no puede desaparecer, es decir no puede transformarse en otro u otros. No es aplicable a sustancias radiactivas por cuanto el proceso de desintegración de las mismas no se considera reacción química. En todas las reacciones químicas comunes que se llevan a cabo en el laboratorio y en la industria se cumple rigurosamente.

Ley de Lavoisier o de la conservación de la masa:

Esta ley fue enunciada por Lavoisier en forma general: *en la naturaleza nada se crea y nada se pierde, todo se transforma.*

Experimentalmente Lavoisier comprobó esta ley trabajando en sistemas cerrados, midiendo la masa del sistema antes y después de la reacción y llegó al siguiente enunciado:

en todo sistema cerrado, la masa total del mismo no varía, cualquiera sean las transformaciones que en él se produzcan.

Si representamos el sistema reaccionante por A y B y los productos de la reacción por C y D:



diremos aplicando la ley de la conservación de la masa

$$m_A + m_B + m_C + m_D = \text{constante}$$

$$\sum m_i = \sum m_f$$

donde:

i = estado inicial y f = estado final

siendo m_A , m_B , m_C y m_D las respectivas masas de A, B, C, D.

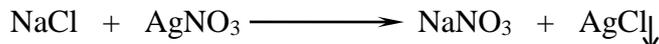
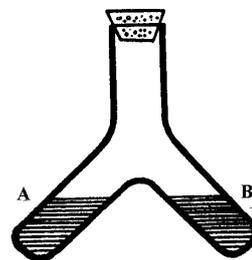
De la expresión anterior podemos deducir que:

la suma de las masas de las sustancias reaccionantes -estado inicial- es igual a la suma de las masas de los componentes del sistema una vez terminada la reacción -estado final.

En el laboratorio se puede comprobar esta ley con una sencilla experiencia:

En un tubo como el que muestra la figura, se introduce una solución de cloruro de sodio en la rama A y una solución de nitrato de plata en la rama B. El sistema se pesa y luego se inclina el tubo para que las soluciones entren en contacto y puedan reaccionar. La reacción se evidencia, en este caso, por la formación de un precipitado blanco de cloruro de plata.

Se pesa nuevamente y se comprueba que la masa total del sistema no ha variado, es decir que se ha producido un fenómeno químico, sin aumento ni pérdida de masa.



Algunos investigadores, entre ellos Landolt, trabajaron con balanzas capaces de apreciar hasta 10^{-5} gramos y aún de mayor precisión y las diferencias observadas eran tolerables dentro de los errores experimentales.

Por lo tanto la ley sigue siendo válida hasta tanto no aparezcan aparatos suficientemente sensibles como para que con ellos se haga posible su invalidación.

Toda ecuación química exactamente balanceada se basa en esta ley.

Puesto que la materia no puede ser creada ni destruida, cada elemento que aparece como reactivo debe estar representado en los productos y viceversa.



Vemos que reactivos y productos poseen los mismos elementos aunque formando distintos compuestos.

Ahora bien, como cada elemento en una reacción química retiene su identidad (y por lo tanto su masa) necesariamente se ha de concluir que el peso total no ha variado durante la reacción. Es decir que la masa total del sistema no cambia por efecto de una reacción química.

Como vimos al comienzo, el universo se encuentra formado por materia y energía. Al igual que la materia, la energía puede transformarse pero la suma de todas las energías permanece constante.

En 1905 **Einstein** estableció que la materia y la energía son manifestaciones distintas de una misma entidad física.

La materia puede convertirse en energía y viceversa de acuerdo con la siguiente equivalencia:

$$E = m \cdot c^2 \quad \text{ó} \quad \Delta E = \Delta m \cdot c^2 \quad \text{ecuación de Einstein}$$

donde E es la cantidad de energía equivalente a una masa m , siendo c la velocidad de la luz en el vacío.

Einstein ha afirmado que en toda reacción química que libera energía hay una pérdida de masa. La variación de masa Δm es:

$$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$$

donde Δm es la pérdida de masa y es directamente proporcional a la energía liberada.

Hagamos el cálculo para el caso de la formación de un mol de agua por síntesis. Recordemos:

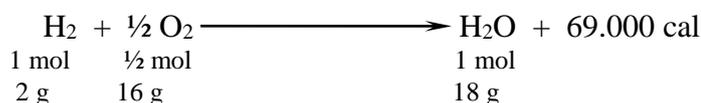
$$1 \text{ cal} = 4,18 \cdot 10^7 \text{ erg.}$$

$$1 \text{ ergio} = \frac{\text{g} \cdot \text{cm}^2}{\text{seg}^2}$$

$$c = 300.000 \frac{\text{km}}{\text{seg}}$$

$$c = 30.000.000.000 \frac{\text{cm}}{\text{seg}} = 3 \cdot 10^{10} \frac{\text{cm}}{\text{seg}} \text{ (c.g.s.)}$$

La reacción de formación de un mol de agua es:



El cálculo respectivo:

$$\Delta m = \frac{69.000 \cdot 4,18 \cdot 10^7 \text{ g} \cdot \text{cm} / \text{seg}^2}{(3 \cdot 10^{10} \text{ cm} / \text{seg})^2}$$

$$\Delta m = \frac{69.000 \cdot 4,18 \cdot 10^7 \text{ g} \cdot \text{cm}^2 / \text{seg}^2}{9 \cdot 10^{20} \text{ cm}^2 / \text{seg}^2}$$

$$\Delta m = \frac{69 \cdot 4,18 \cdot 10^{10} \text{ g} \cdot \text{cm}^2 / \text{seg}^2}{9 \cdot 10^{20} \text{ cm}^2 / \text{seg}^2}$$

efectuando operaciones:

$$\Delta m = \frac{3,2 \cdot 10^{11} \text{ g} \cdot \text{cm}^2 / \text{seg}^2}{10^{20} \text{ cm}^2 / \text{seg}^2} = \frac{3,2 \cdot 10^{11} \text{ g}}{10^{20}} = 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ g}$$

Es prácticamente imposible apreciar la pérdida de masa en la síntesis del agua; lo mismo sucede con otras reacciones exotérmicas.

Luego, la ley de conservación de la masa seguirá siendo válida, hasta que existan instrumentos de medida que puedan apreciar pérdidas de masa tan pequeñas.

Como dijimos las balanzas más sensible aprecian 10^{-6} g o sea 0,000001 g; entonces será necesario que una reacción química produzca aproximadamente 20.000 kcal para que la pérdida de masa sea apreciable, lo que no se puede lograr fácilmente con cantidades razonables de reactivos en el laboratorio.

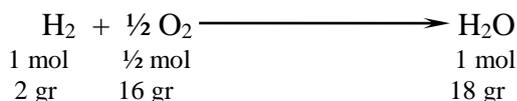
Para tener una idea de comparación, diremos que la combustión total de 12 g de carbono -1 átomo-gramo- desprende alrededor de 100 kcal; necesitaríamos quemar aproximadamente 2,5 kg de carbono para apreciar una pequeña pérdida de masa.

Las leyes de conservación de la masa y de la energía pueden combinarse en una sola: *La materia y la energía pueden transformarse mutuamente, pero la suma total de ambas permanece constante.*

Ley de Proust o ley de las proporciones definidas

Cuando dos elementos reaccionan para formar un compuesto determinado, lo hace siempre en una relación ponderal constante.

Es decir: en un compuesto la relación de pesos entre los elementos que lo constituyen es constante

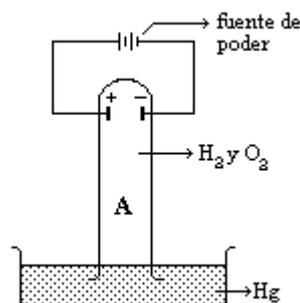


Siempre que se unan hidrógeno y oxígeno para formar agua, la relación de pesos de combinación será 2:16

Esto se puede comprobar con la siguiente experiencia del eudiómetro.

Si la proporción de oxígeno e hidrógeno colocados en el tubo A es 2:16, se combinan totalmente. En cambio si alguno de ellos estuviera en exceso, el análisis del ambiente en A después de la reacción indicará un residuo del gas que corresponde a ese exceso.

La relación 2:16 será invariable para la reacción que estamos estudiando, es decir 4 gr de hidrógeno se combinan con 32 gr de oxígeno, etc., relación constante 2:16 ó 1:8.



Entonces:

$$\frac{m_H}{m_O} = \frac{2 \text{ gr}}{16 \text{ gr}} = \frac{4 \text{ gr}}{32 \text{ gr}} = \frac{6 \text{ gr}}{48 \text{ gr}} = \dots\dots\dots \frac{1}{8} = \text{constante}$$

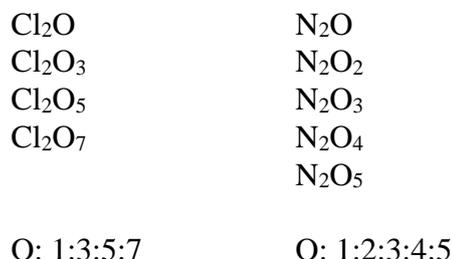
o simbólicamente:

$$\frac{m_H}{m_O} = K, \text{ valor que depende del compuesto en estudio.}$$

Ley de Dalton o ley de las proporciones múltiples

Cuando dos elementos se unen formando varios compuestos, se cumple que, mientras la cantidad en peso de uno permanece constante, las cantidades del otro varían según una relación numérica sencilla.

Como ejemplos: sean el cloro ó nitrógeno que se combinan (por separado) con el oxígeno para dar una serie de compuestos:

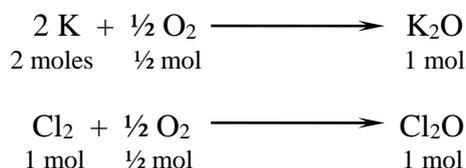


La cantidad en gramos de cloro ó nitrógeno es la misma en todos los compuestos y la de oxígeno varía en una relación numérica sencilla, es decir, números enteros y no mayores de siete.

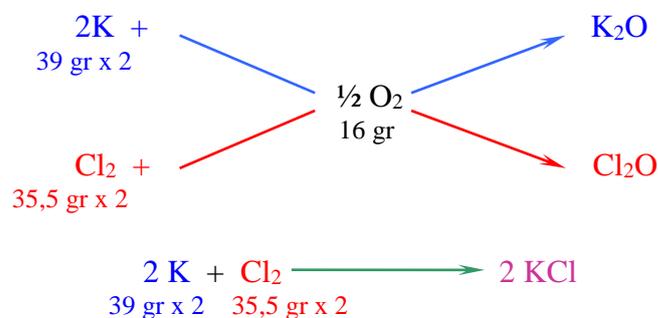
Ley de Richter o de los pesos equivalentes ó de las proporciones recíprocas

Cuando masas diferentes de dos elementos diferentes, se combinan separadamente con un peso fijo de un tercer elemento, los pesos de aquellos son los mismos con que se combinan entre sí, o bien múltiplos o submúltiplos de estos.

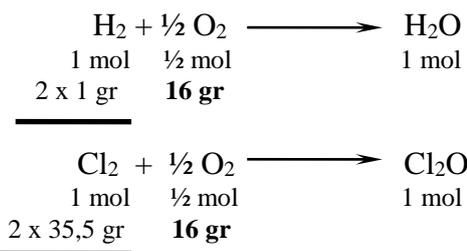
Como ejemplo aclaratorio de esta ley, sean el potasio y el cloro que se combinan cada uno por separado con el oxígeno para dar respectivamente K₂O y Cl₂O.



La cantidad de oxígeno es la misma en ambos compuestos (16 gr.). Pues bien, cuando ambos elementos (potasio y cloro) se combinan entre sí para dar cloruro de potasio, las cantidades de ellos guardan la misma relación de peso (39: 35,5)



Otro ejemplo:



La relación de hidrógeno a cloro es 1: 35,5

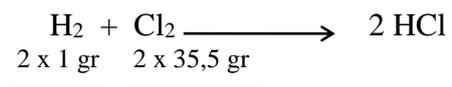


TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS CONSIDERACIONES GENERALES

La actual tabla periódica de los elementos se basa en la LEY PERIODICA, que establece: *las propiedades de los elementos químicos y sus compuestos dependen de la estructura del átomo y varían sistemáticamente con el número atómico (Z) de los elementos.*

Teniendo en cuenta la estructura básica de un átomo, el número de partículas positivas (protones) contenidas en el núcleo del átomo de un elemento es el número atómico (Z) y permite identificarlo.

Las partículas negativas que giran alrededor del núcleo se denominan electrones. El número y la distribución de los electrones en el espacio da origen a las configuraciones electrónicas de los elementos.

La unión de los átomos para formar las diferentes sustancias (propiedades químicas) se realiza a través de la capa de electrones más externos, también llamados electrones de valencia, con el fin de adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo (estado de menor energía o mayor estabilidad).

Los elementos se ubican en la tabla periódica en orden creciente de su número atómico (Z), dando origen a columnas verticales y filas horizontales.

Las columnas verticales reciben el nombre de **grupos** y los elementos que la constituyen poseen igual número de electrones externos o de valencia y en consecuencia comportamiento químico similar.

Los grupos se indican con números romanos:

<p>Grupos A ELEMENTOS REPRESENTATIVOS</p>	}	<p>I A - Metales alcalinos II A - Metales alcalino-térreos III A - IV A - V A - VI A VI A - Calcógenos VII A - Halógenos VIII A - Gases nobles</p>	} <div style="display: inline-block; vertical-align: middle; margin-left: 5px;"> <p>metales livianos</p> </div>
<p>Grupos B ELEMENTOS DE TRANSICIÓN</p>	}	<p>Elementos de transición propiamente dichos Elementos de transición interna (Lantánidos o tierras raras y Actínidos)</p>	

La clasificación periódica moderna utiliza para los grupos numeración arábiga correlativa desde 1 a 18.

Las filas horizontales reciben el nombre de **períodos**. En ellas el número de protones o número atómico de los elementos aumenta de uno en uno; lo mismo ocurre con el número de electrones.

Los períodos se indican con número arábigos, del 1 al 7.

Un elemento puede ser ubicado en la tabla periódica a partir de:

- a) su nombre
- b) su símbolo
- c) su número atómico (Z)
- d) grupo y período al que pertenece
- e) su configuración electrónica

La tabla periódica permite obtener importante información de los elementos químicos, entre las que podemos mencionar:

símbolo, nombre, número atómico, peso atómico, estados o números de oxidación, densidad, punto de fusión y de ebullición, estructura electrónica, estado físico, electronegatividad, potencial de ionización, etc.

Los elementos también pueden clasificarse según el carácter metálico en:

Semimetales:

Algunos de los elementos que se encuentran inmediatamente por encima y por debajo de la escalera remarcada (ver tabla periódica) que comienza con el Boro (B) y termina con el Astatato (At) son semimetales.

Poseen algunas propiedades metálicas, principalmente al estado elemental, pero químicamente se comportan como no metales.

Metales:

Son los elementos que se encuentran a la izquierda de los semimetales, incluyendo los lantánidos y actínidos.

Tienen propiedades metálicas como: conductores del calor y de la electricidad, etc. Estos elementos son electropositivos.

No Metales:

Son los elementos que se encuentran a la derecha de los semimetales.

No poseen propiedades metálicas. Estos elementos son electronegativos.

Un dato de interés: en general, el grupo al que pertenece un elemento coincide con su mayor número oxidación. Así el sodio, del grupo I A (1), tiene número de oxidación +1; el manganeso, del grupo VII B (7), tiene número de oxidación +7; el aluminio, del grupo III A (13), tiene número de oxidación +3.

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

GRUPOS →

PERIODOS ↓

Halógenos ↓

Gases Nobles ↓

NO METALES

ELEMENTOS DE TRANSICION METALES PESADOS

ELEMENTOS DE TRANSICION INTERNA

Alcalinos Alcalino-terreos

METALES LIVIANOS

Lantánidos

TIERRAS RARAS

Actínidos

NUMERO ATOMICO ← **30** → SIMBOLO

PESO ATOMICO ← **65,37**

 Sólido a temperatura ambiente
 Líquido a temperatura ambiente
 Gas a temperatura ambiente

1	2											13	14	15	16	17	18
I A	II A											III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1 H 1,00797																	2 He 4,0026
3 Li 6,939	4 Be 9,0122	ELEMENTOS DE TRANSICION METALES PESADOS										5 B 10,811	6 C 12,0111	7 N 14,0067	8 O 15,9994	9 F 18,9984	10 Ne 20,183
11 Na 22,9898	12 Mg 24,312	3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8	9	10	11 I B	12 II B	13 Al 26,9815	14 Si 28,086	15 P 30,9738	16 S 32,064	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948
19 K 39,102	20 Ca 40,08	21 Sc 44,956	22 Ti 47,90	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,847	27 Co 58,933	28 Ni 58,71	29 Cu 63,54	30 Zn 65,37	31 Ga 69,72	32 Ge 72,59	33 As 74,922	34 Se 78,96	35 Br 79,909	36 Kr 83,80
37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,905	40 Zr 91,22	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc (98)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,905	46 Pd 106,4	47 Ag 107,870	48 Cd 112,40	49 In 114,82	50 Sn 118,69	51 Sb 121,75	52 Te 127,60	53 I 126,904	54 Xe 131,30
55 Cs 132,905	56 Ba 137,34	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,948	74 W 183,85	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,09	79 Au 196,967	80 Hg 200,59	81 Tl 204,37	82 Pb 207,19	83 Bi 208,980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (272)	112 Cn (277)	113 Nh (284)	114 Fl (289)	115 Mc (288)	116 Lv (293)	117 Ts (294)	118 Og (294)
Alcalinos Alcalino-terreos		ELEMENTOS DE TRANSICION INTERNA															
METALES LIVIANOS		58 Ce 140,12	59 Pr 140,907	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,35	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97		
		Lantánidos	90 Th 232,038	91 Pa (231,04)	92 U 238,04	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)	
		TIERRAS RARAS	Actínidos														

PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS

GRUPO	NOMBRE	SIMBOLO	Z	NUMEROS DE OXIDACION	ELECTRO-NEGATIVIDAD	PF °C	PE °C
1 (I A)	Hidrógeno	H	1	-1; 1	2,1	-259,2	-252,7
	Litio	Li	3	1	1,0	108,5	1330
	Sodio	Na	11	1	0,9	97,8	892
	Potasio	K	19	1	0,8	63,7	760
	Rubidio	Rb	37	1	0,8	38,9	688
	Cesio	Cs	55	1	0,7	28,7	690
	Francio	Fr	87	1	0,7	(27)	
2 (II A)	Berilio	Be	4	2	1,5	1277	2770
	Magnesio	Mg	12	2	1,2	650	1107
	Calcio	Ca	20	2	1,0	838	1440
	Estroncio	Sr	38	2	1,0	768	1380
	Bario	Ba	56	2	0,9	714	1640
	Radio	Ra	88	2	0,9	700	
3 (III B)	Escandio	Sc	21	3	1,3	1539	2730
	Itrio	Y	39	3	1,3	1509	2927
	Lantano	La	57	3	1,1	920	3470
	*lantánidos						
	Actinio	Ac	89	3	1,1	1050	
	*actínidos						
4 (IV B)	Titanio	Ti	22	4; 3	1,5	1668	3260
	Circonio	Zr	40	4	1,4	1852	3580
	Hafnio	Hf	72	4	1,3	2222	5400
5 (V B)	Vanadio	V	23	5; 4; 3; 2	1,6	1900	3450
	Niobio	Nb	41	5; 3	1,6	2415	3300
	Tantalio	Ta	73	5	1,5	2996	5425
6 (VI B)	Cromo	Cr	24	6; 3; 2	1,6	1875	2665
	Molibdeno	Mo	42	6; 5; 4; 3; 2	1,8	2610	5560
	Wolframio	W	74	6; 5; 4; 3; 2	1,7	3410	5930
7 (VII B)	Manganeso	Mn	25	7; 6; 4; 2; 3	1,5	1245	2150
	Tecnecio	Tc	43	7	1,9	2200	
	Renio	Re	75	7; 6; 4; 2; 1	1,9	3180	5900
8 (VIII)	Hierro	Fe	26	2; 3	1,8	1536	3000
	Rutenio	Ru	44	2; 3; 4; 6; 8	2,2	2500	4900
	Osmio	Os	76	2; 3; 4; 6; 8	2,2	2700	5500
9 (VIII)	Cobalto	Co	27	2; 3	1,8	1495	2900
	Rodio	Rh	45	2; 3; 4	2,2	1966	4500
	Iridio	Ir	77	2; 3; 4; 6	2,2	2454	5300
10 (VIII)	Niquel	Ni	28	2; 3	1,8	1453	2730
	Paladio	Pd	46	2; 4	2,2	1552	3980
	Platino	Pt	78	2; 4	2,2	1769	4530
11 (I B)	Cobre	Cu	29	2; 1	1,9	1083	2595
	Plata	Ag	47	1	1,9	960,8	2210
	Oro	Au	79	3; 1	2,4	1063	2970

artificial

GRUPO	NOMBRE	SIMBOLO	Z	NUMEROS DE OXIDACION	ELECTRO-NEGATIVIDAD	PF °C	PE °C
12 (II B)	Cinc	Zn	30	2	1,6	419,5	906
	Cadmio	Cd	48	2	1,7	320,9	765
	Mercurio	Hg	80	2; 1	1,9	-38,4	357
13 (III A)	Boro	B	5	3	2,0	(2030)	
	Aluminio	Al	13	3	1,5	660	2450
	Galio	Ga	31	3	1,6	29,8	2237
	Indio	In	49	3	1,7	156,2	2000
	Talio	Tl	81	3; 1	1,8	303	1457
14 (IV A)	Carbono	C	6	-4; 4; 2	2,5	3727g	4830
	Silicio	Si	14	4	1,8	1410	2680
	Germanio	Ge	32	4	1,8	937,4	2830
	Estaño	Sn	50	4; 2	1,8	231,9	2270
	Plomo	Pb	82	4; 2	1,8	327,4	1725
15 (V A)	Nitrógeno	N	7	-3; 3; 5; 4; 2	3	-210	-195,8
	Fósforo	P	15	-3; 3; 5; 4	2,1	280	280
	Arsénico	As	33	-3; 3; 5	2,0	817	613
	Antimonio	Sb	51	-3; 3; 5	1,9	630,5	1380
	Bismuto	Bi	83	3; 5	1,9	271,3	1560
16 (VI A)	Oxígeno	O	8	-2	3,5	-218,8	-183
	Azufre	S	16	6; 3; 4; -2	2,5	119	444,6
	Selenio	Se	34	6; 4; -2	2,4	217	685
	Telurio	Te	52	6; 4; -2	2,1	449,5	989,8
	Polonio	Po	84	4; 2	2,0	254	
17 (VII A)	Fluor	F	9	-1	4,0	-219,6	-188,2
	Cloro	Cl	17	-1; 1; 3; 5; 7	3,0	-101	-34,7
	Bromo	Br	35	-1; 1; 3; 5; 7	2,8	-7,2	58
	Yodo	I	53	-1; 1; 3; 5; 7	2,5	113,7	183
	Astato	At	85		2,2	(302)	
18 (VIII A)	Helio	He	2	0	-	-269,7	-268,9
	Neón	Ne	10	0	-	-248,6	-246
	Argón	Ar	18	0	-	-189,4	-185,8
	Kriptón	Kr	36	0	-	-157,3	-152
	Xenón	Xe	54	0	-	-111,9	-108
	Radón	Rn	86	0	-	(-71)	(-61,8)
Lantánidos	Cerio	Ce	58	3; 4	1,1	795	3468
	Praseodimio	Pr	59	3; 4	1,1	935	3127
	Neodimio	Nd	60	3	1,2	1024	3027
	Promecio	Pm	61			(1027)	(1027)
	Samario	Sm	62	3; 2	1,2	1072	1900
	Europio	Eu	63	3; 2		826	1439
	Gadolinio	Gd	64	3	1,1	1312	3000
	Terbio	Tb	65	3; 4	1,2	1356	2800
	Disprobio	Dy	66	3		1407	2600
	Holmio	Ho	67	3	1,2	1461	2600
	Erbio	Er	68	3	1,2	1497	2900
	Tulio	Tm	69	3; 2	1,2	1545	1727
	Iterbio	Yb	70	3; 2	1,1	824	1427
	Lutecio	Lu	71	3	1,2	1652	3327

artificial

GRUPO	NOMBRE	SIMBOLO	Z	NUMEROS DE OXIDACION	ELECTRO-NEGATIVIDAD	PF °C	PE °C	
Actínidos	Torio	Th	90	4	1,3	1750	3850	
	Protactinio	Pa	91	5; 4	1,5	(1230)		
	Uranio	U	92	6; 5; 4; 3	1,7	1132	3818	
	Neptunio	Np	93	6; 5; 4; 3	1,3	637		artificial
	Plutonio	Pu	94	6; 5; 4; 3		640	3235	artificial
	Americio	Am	95	6; 5; 4; 3				artificial
	Curio	Cm	96	3				artificial
	Berkelio	Bk	97	4; 3				artificial
	Californio	Cf	98	3				artificial
	Einsteinio	Es	99					artificial
	Fermio	Fm	100					artificial
	Mendelevio	Md	101					artificial
	Nobelio	No	102					artificial
	Lawrencio	Lw	103					artificial
	Rutherfordio	Rf	104					artificial
	Dubnio	Db	105					artificial
	Seaborgio	Sg	106					artificial
	Bhorio	Bh	107					artificial
	Hassio	Hs	108					artificial
	Meitnerio	Mt	109					artificial
	Darmstadio	Ds	110					artificial
	Roentgenio	Rg	111					artificial
	Copernicio	Cn	112					artificial
	Nihonium	Nh	113					artificial
	Flerovio	Fl	114					artificial
	Moscovium	Mc	115					artificial
	Livermorio	Lv	116					artificial
	Tennessine	Ts	117					artificial
	Oganesson	Og	118					artificial

ACTIVIDAD I

TEMARIO:

Materia - Atomo - Elemento - Sustancia: elementos y compuestos - Mezclas - Molécula - Atomicidad - Símbolo de los elementos químicos - Número de oxidación - Electronegatividad - Ejercitación.

Desarrollo

MATERIA: todo lo que posee masa, inercia y ocupa un lugar en el espacio.

ATOMO: es la menor porción de materia que puede reaccionar químicamente y forma parte de las moléculas.

ELEMENTO: es el constituyente común de una sustancia simple y sus variedades alotrópicas (diferentes agrupamientos moleculares o cristalinos en que pueden presentarse las sustancias simples, en un mismo estado de agregación).

Ejemplos:

O_2 = sustancia simple: oxígeno (g)	}	estado de agregación gaseoso
O_3 = variedad alotrópica: ozono (g)		

constituyente común: elemento oxígeno

También se da el nombre de elemento (genéricamente) a los átomos de la tabla periódica.

SUSTANCIA: porción de materia con propiedades físicas y químicas propias.

Ejemplos:

cloruro de sodio (sal de mesa)
óxido de calcio (cal viva)
agua
cobre
etc.

Sustancias elementales o simples: sustancias formadas por uno o más átomos de un mismo elemento, unidos químicamente

Ejemplos:

O_2 ; O_3 ; N_2 ; Cl_2 ; He; Ar; Cu; Ag; etc.

Sustancias compuestas: sustancias formadas por dos o más átomos de diferentes elementos unidos químicamente.

Ejemplos:

$Ca(OH)_2$ - hidróxido de calcio (cal apagada)
 $NaHCO_3$ - bicarbonato de sodio
 $NaCl$ - cloruro de sodio

MEZCLAS: asociación de dos o más sustancias diferentes, las que conservan sus propiedades individuales

La proporción de los componentes de una mezcla es variable y no existe unión química entre las sustancias.

MOLECULA: es la menor porción de sustancia que se encuentra al estado libre, es eléctricamente neutra y conserva las propiedades del todo. Se representa mediante la fórmula molecular.

Ejemplos:

- CaO - óxido de calcio
- HCl - cloruro de hidrógeno
- H₂ - hidrógeno
- Cl₂ - cloro
- Na - sodio

ATOMICIDAD: es el número total de átomos que forman la molécula.

Para determinar la atomicidad es necesario conocer la fórmula molecular de una sustancia.

- los gases nobles presentan moléculas monoatómicas
- los halógenos (Cl₂, Br₂, I₂, F₂) y los gases nitrógeno (N₂), hidrógeno (H₂) y oxígeno (O₂) presentan moléculas diatómicas
- Los metales al estado libre presentan moléculas monoatómicas (Na, K, Cu, Ag, etc.)

Ejemplos:

sustancias	fórmula molecular	atomicidad
nitrógeno	N ₂	2
oxígeno	O ₂	2
ozono	O ₃	3
helio	He	1
calcio	Ca	1
anhídrido sulfuroso	SO ₂	3
pentóxido de difósforo	P ₂ O ₅	7

SIMBOLO DE LOS ELEMENTOS QUIMICOS: son abreviaturas (1, 2 ó 3 letras) que derivan del nombre del elemento en latín. La presencia del símbolo representa un átomo de un elemento, cuantitativamente.

Símbolo de una letra: coincide con la primera letra del nombre del elemento en latín y siempre en mayúscula

Símbolo de dos letras: se usa cuando la primera letra ha sido asignada a otro elemento. La primera letra es la del nombre en latín y en mayúscula; la segunda letra es otra característica del sonido de dicho nombre, **pero en minúscula.**

Ejemplos:

nombre en Castellano	nombre en Latín	símbolo
Nitrógeno	Nitrum	N
Sodio	Natrium	Na
Fósforo	Phosphorus	P
Potasio	Kalium	K
Azufre	Sulphur	S
Antimonio	Stibium	Sb

Símbolo de tres letras: nomenclatura especial usada para elementos a partir de z = 110.

NUMERO DE OXIDACION: es un número generalmente entero al que se le antepone un signo (+) o negativo (-), que indica:

Número entero: número de electrones de un átomo, que participan en las uniones con otros átomos, en la molécula de una sustancia.

Signo positivo (+): se antepone al número entero, cuando el átomo considerado tiende a ceder electrones en sus uniones (elementos menos electronegativos).

Signo negativo (-): se antepone al número entero, cuando el átomo considerado tiende a atraer electrones en sus uniones (elementos más electronegativos).

Nota: a los átomos que constituyen las sustancias simples o elementales, se les asigna, por convención, un número de oxidación cero (0).

ELECTRONEGATIVIDAD: es una medida de la tendencia de los átomos a atraer electrones en sus uniones con otros átomos, en los compuestos.

Podemos agrupar a los elementos de la tabla periódica, tomando como referencia la escalera que comienza con el elemento boro (B) y termina con el astato (At) (remarcada en la tabla periódica), sin considerar los que están inmediatamente por encima y por debajo de la misma:

Menos electronegativos: todos los elementos que se encuentran a la izquierda de dicha escalera, principalmente hacia abajo.

Ejemplos: Na, K, Ca, Ba, etc.

Más electronegativos: todos los elementos que se encuentran a la derecha de la escalera, principalmente hacia arriba.

Ejemplos: Cl, F, O, etc.

Nota: en muchos casos, para comparar dos elementos, es necesario utilizar los valores de electronegatividad que aparecen en la tabla periódica.

Ejercitación

1.- Con la ayuda de la tabla periódica de los elementos, complete los siguientes cuadros:

Símbolo	Nombre	Números de oxidación más comunes
Na		
K		
Li		
Ca		
Mg		
Sr		
Cd		
Cu		
Hg		
Fe		
Co		
Ni		
N		
P		
As		
Sb		

Símbolo	Nombre	Números de oxidación más comunes
	cloro	
	bromo	
	iodo	
	flúor	
	bario	
	cinc	
	aluminio	
	estaño	
	plomo	
	carbono	
	azufre	
	selenio	
	cromo	
	wolframio	
	plata	
	manganeso	
	hidrógeno	
	oxígeno	

2.-A partir del cuadro anterior, agrupar los elementos más electronegativos y menos electronegativos, según su ubicación en la tabla periódica. (no considerar los elementos que se encuentran inmediatamente debajo y arriba de la escalera)

2 a.- **Elementos más electronegativos:**

.....

.....

2 b.- **Elementos menos electronegativos:**

.....

.....

3.-A partir del ejercicio 1, agrupe los elementos con igual número de oxidación. Observe su ubicación en la tabla periódica. ¿Qué conclusión obtiene? (Considere solo los elementos representativos - grupos A)

.....

.....

.....

4.-Indicar, de acuerdo al cuadro del ejercicio 1, entre qué valores extremos varían los números de oxidación.

.....

5.-Dadas las siguientes sustancias, indique:

- a.- **ozono: O₃** Atomicidad:
 ¿Sustancia Elemental?:
 ¿Molécula?:
 Número de Oxidación del O:
- b.- **xenon: Xe** Atomicidad:
 ¿Sustancia Elemental?:
 ¿Molécula?:
 Número de Oxidación:
- c.- **anhídrido carbónico: CO₂** Atomicidad:
 ¿Sustancia Elemental?:
 ¿Molécula?:
 Número de Oxidación del C:
 Número de Oxidación del O:
- d.- **hidrógeno: H₂** Atomicidad:
 ¿Sustancia Elemental?:
 ¿Molécula?:
 Número de Oxidación del H:
- e.- **sulfuro de hidrógeno: H₂S** Atomicidad:
 ¿Sustancia Elemental?:
 ¿Molécula?:
 Número de Oxidación del S:
 Número de Oxidación del H:
- f.- **cobre: Cu** Atomicidad:
 ¿Sustancia Elemental?:
 ¿Molécula?:
 Número de Oxidación:
- g.- **sodio: Na** Atomicidad:
 ¿Sustancia Elemental?:
 ¿Molécula?:
 Número de Oxidación:
- h.- **hidrógeno: H** Atomicidad:
 ¿Sustancia Elemental?:
 ¿Molécula?:

Nota: Responder Si ó No a las preguntas.

ACTIVIDAD II

TEMARIO:

Clasificación de las sustancias inorgánicas - Fórmulas químicas - Compuestos Binarios: Clasificación - Obtención de la Fórmula Química - Regla del número de oxidación cruzado - Hidruros: Metálicos y No Metálicos - Obtención de la fórmula química - Nomenclatura. Acidos hidrácidos: nomenclatura. Sales neutras derivadas de hidrácidos: Nomenclatura Fórmula química.

Desarrollo

CLASIFICACION DE LAS SUSTANCIAS INORGANICAS: Según las clases de átomos que constituyen la fórmula química de la sustancia (ver pág. siguiente).

FORMULA QUIMICA: es la representación más sencilla de la clase y número de átomos que caracterizan e identifican a una sustancia.

Las clases de átomos se representan con los símbolos y la cantidad de cada átomo con números enteros como subíndices de los símbolos. El 1 se omite porque lo indica la presencia del símbolo.

Ejemplos:

Nombre de la sustancia	Fórmula química
nitrate de potasio	KNO_3
agua oxigenada	H_2O_2
amoníaco	H_3N

COMPUESTOS BINARIOS: son aquellos cuya fórmula química contiene 2 (dos) clases de elementos (independientemente del número de cada uno de ellos).

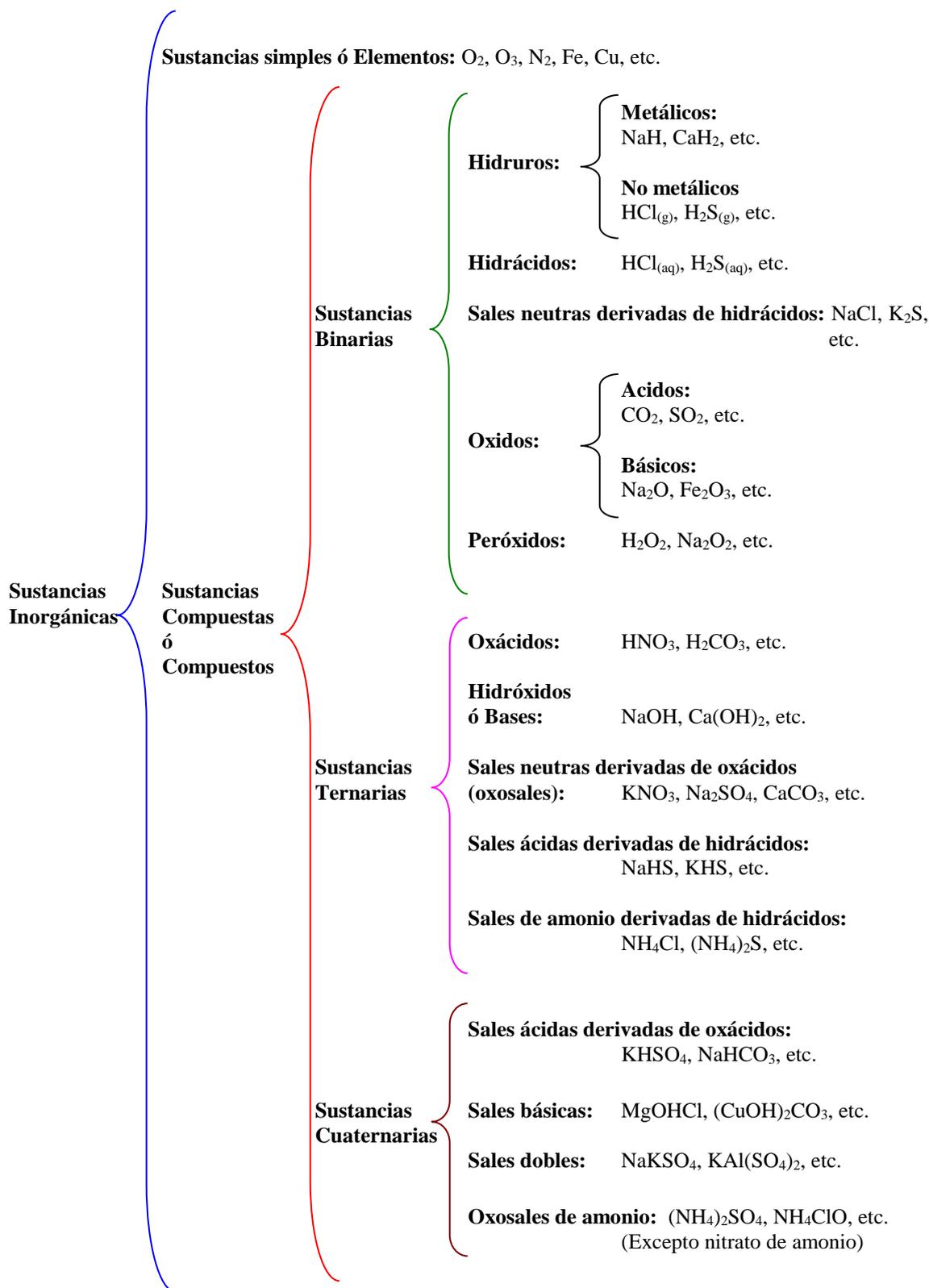
Clasificación: ver cuadro página siguiente.

Previo al desarrollo del método para obtener la fórmula química mediante el método del número de oxidación cruzado, veremos algunas reglas necesarias:

- 1.-El número de oxidación del H en la mayoría de sus combinaciones es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1.
- 2.-El número de oxidación del O en la mayoría de sus combinaciones es -2, excepto en los peróxidos que es -1.
- 3.-Los elementos de los grupos I A y II A (representativos) de la tabla periódica, tienen números de oxidación +1 y +2, respectivamente.
- 4.-El número del grupo al que pertenece un elemento indica su máximo número de oxidación (son excepciones, para los elementos representativos: O, F y Po).
- 5.-El número de oxidación negativo con que actúan algunos de los elementos no metálicos (o más electronegativos) se puede determinar restando 8 al número de grupo al que pertenece. Ej: N; O; S; X (halógenos).
- 6.-El número de oxidación de los átomos de las sustancias elementales o simples es por convención, cero (0).
- 7.-El número de oxidación del átomo de iones monoatómicos es de igual magnitud y signo que su carga.

Un **ion** es un átomo o grupo de átomos cargado eléctricamente.

Clasificación de las sustancias inorgánicas



Ejemplo: (regla 7)

Iones monoatómicos	Carga	Número de Oxidación
Na ⁺	1+	+1
Ca ²⁺	2+	+2
S ²⁻	2-	-2

8.-La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de un ion poliatómico, es igual a su carga eléctrica.

Ejemplo:

Iones poliatómicos	Carga	Número de oxidación	suma algebraica
CO ₃ ²⁻	2-	C : +4	+4 + (-2).3 = -2
		O : -2	
		S : +6	
SO ₄ ²⁻	2-	O : -2	+6 + (-2).4 = -2

9.-La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de un compuesto neutro, multiplicado por el número de cada átomo, es cero (0).

Ejemplo:

Compuesto neutro	Número de oxidación	suma algebraica
HCl	Cl : -1	-1 + 1 = 0
	H : +1	
	K : +1	
KNO ₃	N : +5	+1 + 5 + (-2).3 = 0
	O : -2	

REGLAS DEL NUMERO DE OXIDACION CRUZADO PARA OBTENER LA FORMULA QUIMICA DE COMPUESTOS BINARIOS (no puede aplicarse a peróxidos y compuestos del Hg(I), respecto a la regla 5).

- 1.-Dada la nomenclatura de un compuesto binario, escribir el símbolo de cada átomo. Indicar arriba y a su derecha el número de oxidación correspondiente (tener en cuenta las reglas vistas antes).
- 2.-Ordenar los símbolos de mayor a menor número de oxidación; esto significa ordenarlos de menos a más electronegativos (si es necesario usar la tabla de electronegatividades).
- 3.-Para compuestos inorgánicos neutros (de los que nos ocuparemos en adelante), la suma algebraica de los números de oxidación, multiplicados por el número de cada átomo, debe ser igual a cero (0). En esto se basa el método, que implica colocar como subíndice de cada átomo, el valor (sin signo) del número de oxidación del otro átomo.
- 4.-El símbolo indica la presencia de 1 átomo en la fórmula química de un compuesto, por lo que el subíndice 1 se omite; siempre que sea mayor que 1 debe indicarse.
- 5.-La fórmula química de los compuestos debe representar la menor cantidad de átomos que permita la neutralidad, por lo cual siempre que sea factible se divide a ambos subíndices por el mayor número posible (simplificar). Para los peróxidos y compuestos de Hg(I) no puede aplicarse esta regla.

Ejemplos de aplicación de las reglas:

1.-Dada la nomenclatura sulfuro de sodio, se deduce que es un compuesto formado por los elementos azufre (S) y sodio (Na).

La terminación uro, como veremos más adelante, nos indica que el azufre actúa con su menor número de oxidación que es -2, mientras que el sodio tiene un solo número de oxidación +1 (pertenece al grupo IA de la tabla periódica).

En consecuencia:



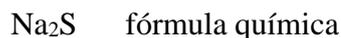
Ordenando de mayor a menor número de oxidación:



Cruzando y colocando como subíndices las magnitudes de los números de oxidación:



El subíndice 1 se omite, pues el símbolo indica la presencia de un átomo de azufre.



En esta caso la regla 5 no puede aplicarse

2.-Dada la nomenclatura óxido de calcio se deduce que es un compuesto formado por oxígeno (O) y calcio (Ca). Sabemos que el oxígeno tiene, según las reglas vistas, número de oxidación -2 y el calcio +2 ya que pertenece al grupo IIA de la tabla periódica:



Ordenando de mayor a menor número de oxidación:



Aplicando la regla 3 del método:



La regla 4 en este caso no tiene aplicación.

Según la regla 5, se debe simplificar, con lo que la fórmula química del compuesto es:



Nota: cuando persisten dudas respecto al signo del número de oxidación de un elemento, consultar en la tabla periódica su electronegatividad.

HIDRUROS: son compuestos binarios cuya fórmula química contiene **hidrógeno** y **otro elemento** (metálico ó no metálico).

El elemento unido al hidrógeno (H), actúa con su menor número de oxidación.

Hidruros metálicos o iónicos o salinos: su fórmula química contiene hidrógeno y un elemento metálico.

Ejemplos:



Hidruros no metálicos: su fórmula química contiene hidrógeno y un elemento no metálico.

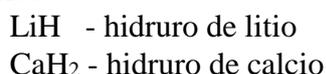
Ejemplos:



Nomenclatura

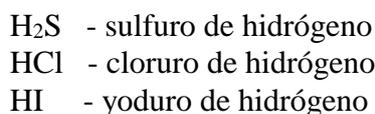
Hidruros metálicos: se antepone la palabra **hidruro** a la preposición **de**, seguida del **nombre del elemento metálico**.

Ejemplos:

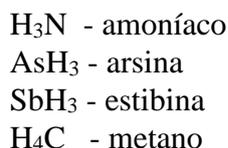


Hidruros no metálicos: **nombre del elemento no metálico**, terminado en **uro**, seguido de **de hidrógeno**

Ejemplos:



Excepciones:

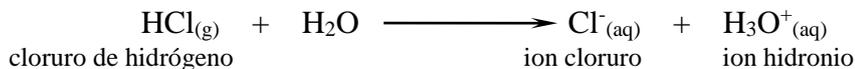


Ejercitación:

- Escribir las fórmulas químicas de los siguientes hidruros, aplicando las reglas del número de oxidación cruzado.
 hidruro de calcio
 bromuro de hidrógeno
 hidruro de potasio
 sulfuro de hidrógeno
 metano
- Dadas las siguientes fórmulas químicas, escriba la nomenclatura correspondiente.
 HCl
 NaH
 HI
 HF
 H₃N

ACIDOS HIDRACIDOS: su fórmula química contiene **hidrógeno** y **elemento no metálico**. Se obtienen por disolución de los halogenuros de hidrógeno y el sulfuro de hidrógeno en agua (que se encuentran al estado gaseoso)

Ejemplos:



por convención, el H_3O^+ , se escribe como H^+ :



Lo que sintéticamente puede representarse:



Nomenclatura

Se antepone la palabra **ácido** al **nombre del no metal** terminado en **hídrico**.

Ejemplos:

HCl - ácido clorhídrico

H₂S - ácido sulfhídrico

Ejercitación:

A partir de los halogenuros de hidrógeno y sulfuro de hidrógeno, escriba la reacción que se produce al disolverlos en agua. Dé sus nomenclaturas.

.....

.....

.....

.....

.....

SALES BINARIAS (sales neutras derivadas de hidrácidos): son compuestos cuya fórmula química esta constituida por **elemento metálico** y **elemento no metálico**.

Ejemplos:

NaCl, FeS

Nomenclaturas:

1.- Nomenclatura Clásica

- a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación, por ejemplo Na, Li, K, Ca, etc.

Nombre del **elemento no metálico**, terminado en **uro**, seguido del nombre del **elemento metálico**

Ejemplos:

NaCl - cloruro de sodio

K₂S - sulfuro de potasio

ACTIVIDAD III

TEMARIO:

Compuestos binarios - Óxidos - Óxidos básicos: Definición - Nomenclaturas - Fórmulas químicas - Ejercitación. Óxidos ácidos: Definición - Nomenclaturas - Fórmulas químicas - Ejercitación.

Desarrollo

ÓXIDOS: son compuestos cuya fórmula química contiene *oxígeno y elemento metálico* (óxidos básicos) ó *no metálico* (óxidos ácidos)

Ejemplos:

CaO, Na₂O, CO₂, N₂O₅

1.- ÓXIDOS BÁSICOS: son compuestos cuya fórmula química contiene: **oxígeno y elemento metálico.**

Ejemplos:

CaO, Na₂O, FeO, Fe₂O₃

El carácter básico se debe a que cuando el óxido reacciona con un ácido da una sal como producto. Los óxidos básicos solubles en agua, dan bases o hidróxidos.

Nomenclaturas:

1.- Nomenclatura clásica o funcional

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación (Na, K, Li, Ca, Mg, etc.):

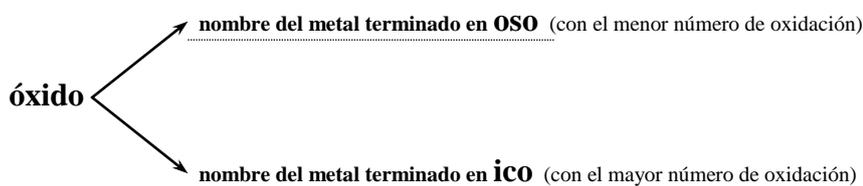
óxido de nombre del metal

Ejemplos:

Li₂O - óxido de litio

Al₂O₃ - óxido de aluminio

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación (Fe, Co, Ni, Cu, Sn, Pb, etc.)



Ejemplos:

FeO - óxido ferroso

Fe₂O₃ - óxido férrico

2.- Nomenclatura Moderna - Sistemática de Stock

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación: ídem a la nomenclatura clásica o funcional

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:

óxido de nombre del metal (número de oxidación del metal en números romanos)

Ejemplo:

Fe₂O₃ - óxido de hierro (III)

3.- Nomenclatura estequiométrica ó de prefijos griegos

Número de átomos de oxígeno (monóxido, dióxido, trióxido etc.), seguido de la preposición **de** y del **número de átomos del elemento metálico** con su correspondiente **nombre** (el prefijo mono se omite respecto del elemento metálico).

Ejemplos:

- Li₂O - monóxido de dilitio
- Al₂O₃ - trióxido de dialuminio
- FeO - monóxido de hierro
- Fe₂O₃ - trióxido de dihierro

Ejercitación:

1.- Dadas las siguientes nomenclaturas de óxidos básicos, escriba las fórmulas químicas correspondientes y las nomenclaturas posibles:

- óxido mercuríco
- monóxido de diplata
- óxido de níquel (III)
- óxido de estroncio
- monóxido de níquel
- óxido cúprico
- óxido estánnico

2.- Dadas las siguientes fórmulas químicas de óxidos básicos, escriba las nomenclaturas posibles:

- CoO
- SnO₂.....
- BaO
- PbO
- Cu₂O.....
- Co₂O₃.....
- MgO
- SnO

2.- OXIDOS ACIDOS: son compuestos binarios cuya fórmula química contiene **oxígeno y elemento no metálico**.

Ejemplos:

CO₂, N₂O₃, SO₃

El carácter ácido se debe a que el óxido reacciona con una base para dar una sal como producto. Los óxidos ácidos que se disuelven en agua dando ácidos, se denominan anhídridos.

Los no metales forman óxidos ácidos con sus números de oxidación (+), dado que el oxígeno es más electronegativo (excepto el F que tiene mayor electronegatividad que el oxígeno).

Nomenclaturas:

1.- Nomenclatura clásica o funcional (para anhídridos):

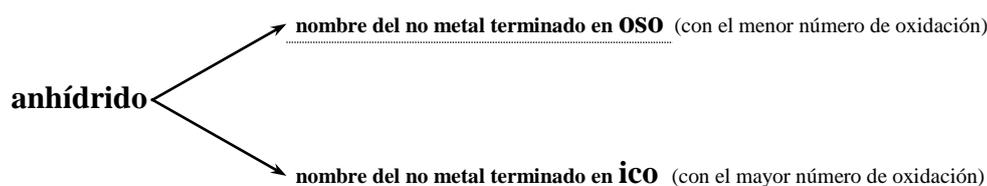
a) Elementos no metálicos que forman anhídrido con un solo número de oxidación

anhídrido nombre del no metal terminado en **íco**

Ejemplo:

CO₂ - anhídrido carbónico

b) Elementos no metálicos que forman anhídridos con dos números de oxidación



Ejemplos:

SO₂ - anhídrido sulfuroso

N₂O₃ - anhídrido nitroso

SO₃ - anhídrido sulfúrico

N₂O₅ - anhídrido nítrico

c) Elementos no metálicos que forman anhídridos con cuatro números de oxidación (cloro, bromo, iodo)

I.- Con los dos menores números de oxidación (+1 y +3)

+1 **anhídrido hipo** nombre del no metal; terminado en **OSO**

+3 **anhídrido** nombre del no metal terminado en **OSO**

II.- Con los dos mayores números de oxidación (+5 y +7)

+5 **anhídrido** nombre del no metal terminado en **íco**

+7 **anhídrido per** no metal terminado en **íco**

Ejemplos:Cl₂O - anhídrido hipoclorosoCl₂O₃ - anhídrido clorosoCl₂O₅ - anhídrido clóricoCl₂O₇ - anhídrido perclórico**2.- Nomenclatura Moderna - Sistemática de Stock**

a) Elementos no metálicos que forman óxido ácido con un solo número de oxidación.

óxido de nombre del no metal**Ejemplo:**SiO₂ - óxido de silicio

b) Elementos no metálicos que forman óxidos ácidos con más de un número de oxidación

óxido de nombre del no metal (número de oxidación del no metal en números romanos)**Ejemplos:**SO₂ - óxido de azufre (IV)SO₃ - óxido de azufre (VI)Cl₂O - óxido de cloro (I)Cl₂O₅ - óxido de cloro (V)Cl₂O₇ - óxido de cloro (VII)**3.- Nomenclatura estequiométrica o de prefijos griegos**

Número de átomos de oxígeno (monóxido, dióxido, trióxido etc.), seguido de la preposición **de** y del **número de átomos del elemento no metálico** con su correspondiente **nombre** (el prefijo mono se omite respecto del elemento no metálico).

Ejemplos:SO₂ - dióxido de azufreSO₃ - trióxido de azufreCl₂O - monóxido de dicloroCl₂O₅ - pentóxido de dicloroCl₂O₇ - heptóxido de dicloro**CASOS ESPECIALES**

El cromo (Cr) y el manganeso (Mn) como elementos (con número de oxidación cero) tienen propiedades metálicas; pero cuando actúan con sus mayores números de oxidación (+6 y +7 para Mn y +6 para Cr), poseen carácter no metálico, formando óxidos ácidos y los ácidos oxácidos correspondientes.

- (+6) MnO_3 - anhídrido mangánico
- (+7) Mn_2O_7 - anhídrido permangánico
- (+6) CrO_3 - anhídrido crómico

Manganeso con números de oxidación +2 y +3 forma óxidos de carácter básico; con +4 forma MnO_2 de carácter anfótero.

Cromo con números de oxidación +2 y +3 forma óxidos básicos.

Ejercitación:

- 1.- A partir de las siguientes nomenclaturas de óxidos ácidos, escriba sus fórmulas químicas y otras nomenclaturas posibles:
 - anhídrido hipobromoso.....
 - trióxido de difósforo
 - óxido de iodo (V)
 - heptóxido de dimanganeso.....
 - trióxido de manganeso
 - óxido de cromo (VI)
 - anhídrido fosfórico

- 2.- Dadas las siguientes fórmulas químicas, escriba las nomenclaturas posibles:
 - SO_3
 - N_2O_3
 - Br_2O_7
 - CO_2
 - SO_2

ACTIVIDAD IV

TEMARIO:

Compuestos ternarios: Definición - Clasificación. Acidos oxácidos: Definición - Nomenclaturas - Fórmulas químicas - Ejercitación. Bases ó hidróxidos: Definición - Nomenclaturas - Fórmulas químicas - Ejercitación.

Desarrollo

COMPUESTOS TERNARIOS: son compuestos cuya fórmula química está constituida por tres clases de elementos.

Ejemplos:



Clasificación de los compuestos ternarios: ver actividad II - página 72

1.- ACIDOS OXACIDOS: son compuestos cuya fórmula química contiene: **hidrógeno, elemento no metálico y oxígeno.**

Ejemplos:



Nomenclatura

Clásica o funcional

deriva del **nombre del anhídrido** correspondiente, cambiando la palabra **anhídrido por ácido:**

Ejemplo:



En general, se antepone la palabra **ácido** al **nombre del elemento no metálico**, terminado en:

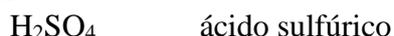
a) **OSO** si el elemento no metálico forma ácidos con dos números de oxidación y actúa con el menor

Ejemplo:



b) **ICO** si el elemento no metálico forma ácidos con dos números de oxidación y actúa con el mayor

Ejemplo:



c) **ICO** si el elemento no metálico forma ácido con un solo número de oxidación.

Ejemplo:

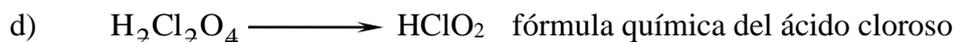
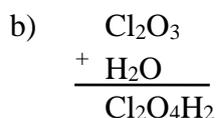


d) Para elementos que pueden formar ácidos con cuatro números de oxidación, tomar como referencia la nomenclatura de los anhídridos correspondientes.

Fórmula Química**Método para obtener la fórmula química de los oxácidos:**

A partir de la nomenclatura clásica ó funcional del oxácido y conociendo la fórmula química del anhídrido correspondiente.

- Escribir la fórmula química del anhídrido, deducida del nombre del ácido.
- Sumarle una molécula de agua, indicando como subíndice las sumatorias de cada átomo.
- Colocar los elementos en el siguiente orden: hidrógeno, no metal, oxígeno
- Simplificar los subíndices siempre que sea posible.

Ejemplo:**ácido cloroso:****Algunas excepciones:**

1.- Acido dicrómico: sumar dos moléculas de anhídrido crómico y una molécula de agua.



2.- Acido ortofosforoso ó fosforoso: sumar una molécula de anhídrido fosforoso y tres moléculas de agua.



3.- Acido pirofosfórico: sumar una molécula de anhídrido fosfórico y dos moléculas de agua



4.- Acido ortofosfórico ó fosfórico: sumar una molécula de anhídrido fosfórico y tres moléculas de agua.



Los ácidos metafosforoso y metafosfórico (a partir de los respectivos anhídridos con una molécula de agua) y el ácido pirofosforoso (anhídrido con dos moléculas de agua) no existen, aunque puede escribirselos teóricamente. Si existen las sales correspondientes

Ejercitación:

- 1.- Dada la nomenclatura de los siguientes oxácidos, escriba su fórmula química.
- ácido perclórico
- ácido yódico
- ácido hipobromoso
- ácido sulfúrico
- ácido crómico
- ácido nitroso
- ácido perbrómico
- ácido dicrómico
- ácido ortofosfórico
- 2.- Dadas las siguientes fórmulas químicas, escriba la nomenclatura:
- HNO₃.....
- HClO₂.....
- HIO
- H₂MnO₄.....
- H₂SO₃.....
- H₄P₂O₇.....
- HBrO₃.....
- HIO₄.....

2.- BASES O HIDROXIDOS: son compuestos cuya fórmula química contiene: **elemento metálico, oxígeno e hidrógeno**. El oxígeno y el hidrógeno unidos formando una especie iónica llamada ion oxhidrilo o hidroxilo: (HO⁻¹).

Ejemplos:

NaOH, Ca(OH)₂, Fe(OH)₃, etc.

Nomenclaturas

1.- Clásica

Se debe diferenciar entre elementos metálicos con un solo número de oxidación y elementos metálicos con dos números de oxidación para formar hidróxidos.

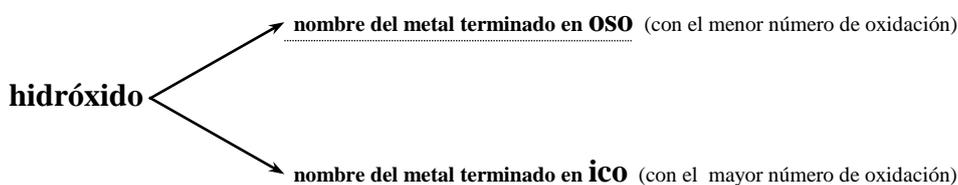
a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación:

hidróxido de nombre del elemento metálico

Ejemplos:

NaOH - hidróxido de sodio
Ba(OH)₂ - hidróxido de bario

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:



Ejemplos:

- Fe(OH)₂ - hidróxido ferroso
- Sn(OH)₂ - hidróxido estannoso
- Fe(OH)₃ - hidróxido férrico
- Sn(OH)₄ - hidróxido estánnico

2.- Moderna o Sistemática de Stock

a) Elementos metálicos con un solo número de oxidación: ídem a la nomenclatura clásica

b) Elementos metálicos con dos números de oxidación:

hidróxido de nombre del metal (número de oxidación del metal en números romanos)

Ejemplos:

- Ni(OH)₂ - hidróxido de níquel (II)
- Ni(OH)₃ - hidróxido de níquel (III)
- Cu(OH)₂ - hidróxido de cobre (II)

Fórmula Química:

Método para obtener la fórmula química de los hidróxidos

Si suponemos la carga del ion HO¹⁻ como un número de oxidación y consideramos al ion como una unidad, puede obtenerse la fórmula química de las bases o hidróxidos aplicando las reglas del número de oxidación cruzado para compuestos binarios.

De esto surge que la fórmula química de una base tiene un átomo del elemento metálico y un número de hidroxilos igual al número de oxidación con que actúa el elemento metálico.

Me(OH)_n donde **n** es el número de oxidación con que actúa el elemento metálico.

Ejercitación:

- 1.- Dada una nomenclatura de las siguientes bases, escriba su fórmula química y otra nomenclatura:
 - hidróxido de litio
 - hidróxido de hierro (III)
 - hidróxido de aluminio
 - hidróxido de mercurio (II)
 - hidróxido de sodio
 - hidróxido de estaño (II)
 - hidróxido cobaltoso
 - hidróxido de níquel (II)
 - hidróxido de plata
 - hidróxido de plomo (IV)

2.- Dadas las siguientes fórmulas químicas, escriba las nomenclaturas posibles:

- Ca(OH)₂
- Zn(OH)₂
- Cu(OH)₂
- Sr(OH)₂
- Fe(OH)₂
- Ni(OH)₃
- Co(OH)₃
- Sn(OH)₄
- Mg(OH)₂

ACTIVIDAD V

TEMARIO

Compuestos ternarios - Sales neutras derivadas de oxácidos (oxosales): Definición - Nomenclaturas - Fórmulas químicas - Ejercitación. Sales ácidas derivadas de hidrácidos: Definición - Nomenclaturas - Fórmulas químicas - Ejercitación. Sales de amonio derivadas de hidrácidos: Ejemplos.

Desarrollo

1.- SALES NEUTRAS DERIVADAS DE OXACIDOS (oxosales): son compuestos cuya fórmula química contiene: **elemento metálico, oxígeno y elemento no metálico** (incluidos Cr(+6), Mn(+6) y Mn(+7) y otros casos especiales). Son excepciones las oxosales de amonio (que no poseen elemento metálico) y los fosfitos neutros que son cuaternarios)

Ejemplos:



Nomenclaturas:

Nomenclaturas Clásica y Moderna

Primera parte de la nomenclatura:

(*) deriva del nombre del oxácido correspondiente y es coincidente para la nomenclatura clásica y la nomenclatura moderna. En todos los casos se parte del nombre del oxácido correspondiente, eliminando la palabra ácido y cambiando la terminación **oso** por **ito** o la terminación **ico** por **ato**.

Segunda parte de la nomenclatura:

- Nomenclatura clásica:

- a) elementos metálicos con un solo número de oxidación: la primera parte del nombre según lo visto en (*), seguido de la preposición **de** y el **nombre del elemento metálico**

(*) **de** nombre del metal

Ejemplos:

carbonato de sodio
nitrato de potasio
sulfato de calcio

- b) elementos metálicos con dos números de oxidación: la primera parte del nombre según lo visto en (*), seguido del **nombre del elemento metálico** terminado en **oso** ó **ico**.



Ejemplos:

sulfato ferroso	FeSO_4
sulfato férrico	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

- Nomenclatura Moderna:

- Elementos metálicos con un solo número de oxidación: ídem a la nomenclatura clásica.
- Elementos metálicos con dos números de oxidación: la primera parte del nombre según lo visto en (*), seguido de la preposición **de** y el **nombre del elemento metálico** indicando a continuación y entre paréntesis el **número de oxidación del mismo** en números romanos.

(*) **de** nombre del metal (número de oxidación del metal en números romanos)

Ejemplos:

sulfato de hierro (II)	FeSO_4
sulfato de hierro (III)	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

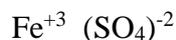
Fórmula Química:**Métodos para obtener la fórmula química de las oxosales ternarias:****Método I: a partir de la fórmula química del oxácido del cual deriva (válida para la nomenclatura clásica y moderna)**

Dada la nomenclatura de la sal: *sulfato férrico*, se deduce que el oxácido del cual deriva es el ácido sulfúrico: H_2SO_4

El método consiste en eliminar todos los hidrógenos del ácido correspondiente, considerando el resto como una unidad y asignarle un supuesto número de oxidación igual al número de hidrógenos eliminados y de signo negativo.



Escribir el elemento metálico correspondiente adelante.



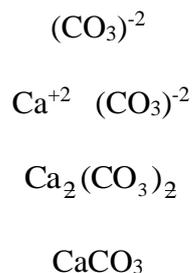
Cruzar números de oxidación como si se tratara de un compuesto binario.



Simplificar siempre que sea factible. Eliminar el paréntesis cuando el subíndice es 1 (uno).

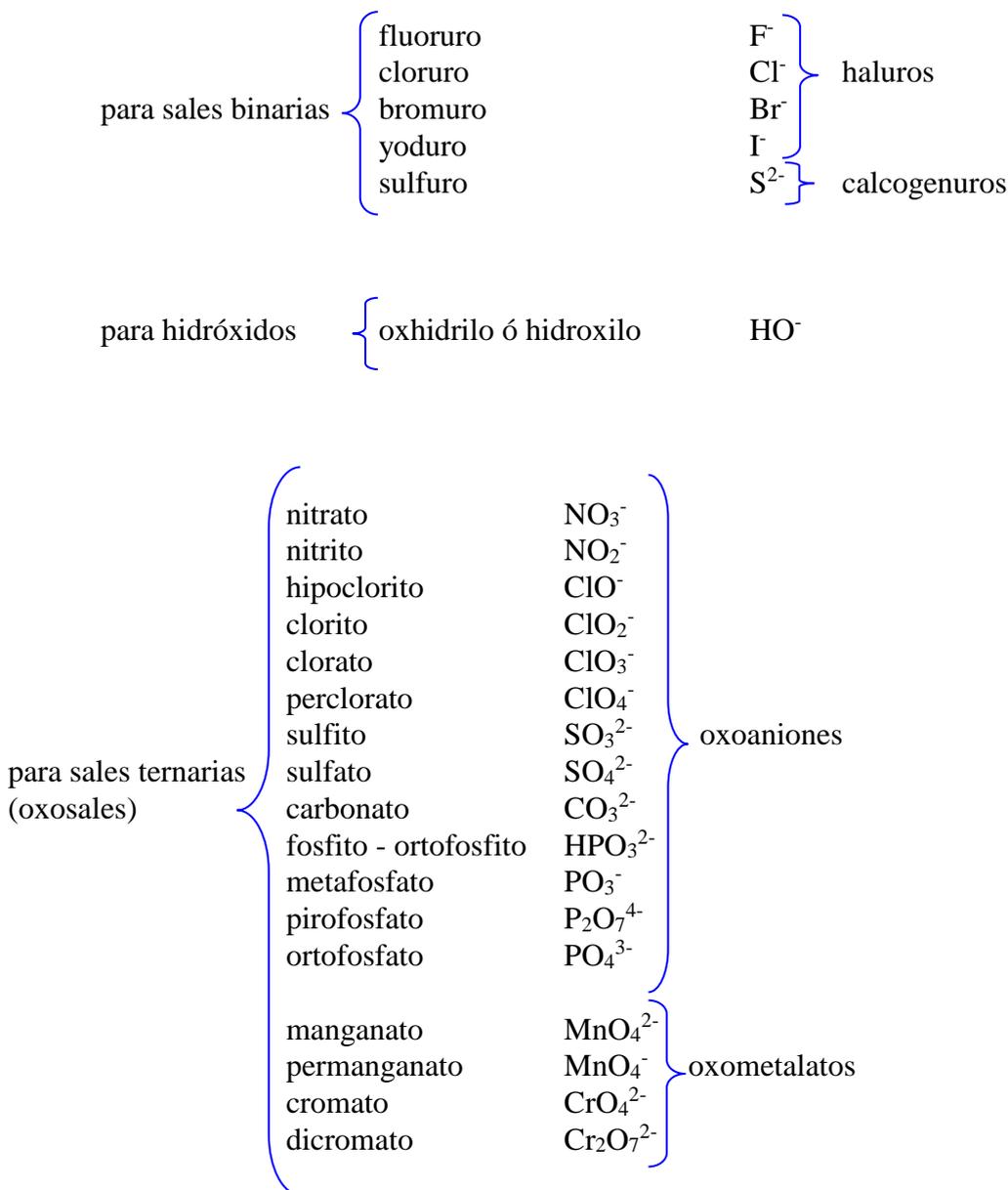
Otro ejemplo:

dado el nombre **carbonato de calcio**:
 deriva del ácido carbónico: H_2CO_3



Método II: este método consiste en memorizar o disponer del nombre y la fórmula de un conjunto de iones (monoatómicos o poliatómicos). Considerando hipotéticamente la carga del ion como su número de oxidación y los iones poliatómicos como una unidad, es posible obtener la fórmula química de la sal aplicando las reglas del número de oxidación cruzado, a partir de cualquier nomenclatura.

Iones negativos más comunes



Iones positivos más comunes

sodio	Na ⁺
potasio	K ⁺
litio	Li ⁺
plata	Ag ⁺
amonio	NH ₄ ⁺
calcio	Ca ²⁺
bario	Ba ²⁺
cadmio	Cd ²⁺
cinc	Zn ²⁺
manganeso (II)	Mn ²⁺
cromo (III)	Cr ³⁺
cobre (I) - cuproso	Cu ¹⁺
cobre (II) - cúprico	Cu ²⁺
mercurio (I) - mercurioso	Hg ₂ ²⁺
mercurio (II) - mercúrico	Hg ²⁺
estaño (II) - estannoso	Sn ²⁺
estaño (IV) - estánnico	Sn ⁴⁺
plomo (II) - plumboso	Pb ²⁺
plomo (IV) - plúmbico	Pb ⁴⁺
hierro (II) - ferroso	Fe ²⁺
hierro (III) - férrico	Fe ³⁺
cobalto (II) - cobaltoso	Co ²⁺
cobalto (III) - cobáltico	Co ³⁺

Ejemplo de aplicación:

dada una nomenclatura: *perclorato de potasio*

escribir los iones, primero el positivo (potasio) y después el negativo (perclorato)



cruzar los números de oxidación



simplificar si fuera posible y eliminar los subíndices 1 y el paréntesis (cuando el subíndice es 1)



El alumno puede optar por cualquiera de estos métodos (u otro) teniendo en cuenta que el objetivo es escribir correctamente la fórmula química bruta o empírica de un compuesto a partir de una nomenclatura conocida.

Ejercitación:

- 1.- Dadas las siguientes nomenclaturas de sales neutras derivadas de oxácidos, escriba en cada caso su fórmula química y otra nomenclatura posible:
 - sulfato de bario
 - nitrate plumboso
 - nitrate de potasio
 - sulfato de cobalto (II)
 - hipoclorito de sodio
 - nitrito de bario
 - sulfato de aluminio
 - nitrate de hierro (III)
 - ortofosfato de sodio
 - fosfato de calcio
 - sulfato de magnesio

- 2.- Dadas las siguientes fórmulas químicas, escriba sus nomenclaturas posibles:
 - MgCO₃
 - CaSO₄
 - CaCO₃
 - KMnO₄
 - KClO₃
 - KClO₄
 - AgNO₃
 - Na₂CO₃
 - NaClO₃
 - BaCO₃
 - ZnSO₄

2.- SALES ACIDAS DERIVADAS DE HIDRACIDOS: son compuestos ternarios cuya fórmula química contiene: **elemento metálico, hidrógeno ácido** (que pueden desprenderse como H⁺) y **elemento no metálico**. En la práctica trabajaremos solo con el H₂S.

Ejemplos:



Nomenclaturas:

a) anteponer el prefijo **bi** a la **nomenclatura clásica de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo:

NaHS - bisulfuro de sodio

b) intercalar la palabra **ácido** a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplo:

NaHS - sulfuro ácido de sodio

c) anteponer el prefijo **hidro** a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente.

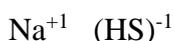
Ejemplo:

NaHS - hidrosulfuro de sodio

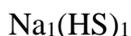
Fórmula Química: dada la nomenclatura, deducir la fórmula química del hidrácido correspondiente. Dejar un hidrógeno en el ácido correspondiente, considerar esto como una unidad y asignarle un supuesto número de oxidación igual al número de hidrógenos eliminados y de signo negativo. Tomemos como ejemplo el hidrosulfuro de sodio



Escribir el elemento metálico correspondiente adelante.



Cruzar números de oxidación como si se tratara de un compuesto binario.



Simplificar siempre que sea factible. Eliminar el paréntesis cuando el subíndice es 1 (uno).



Ejercitación:

Dadas las siguientes nomenclaturas, escribir las fórmulas químicas correspondientes y dar las otras nomenclaturas posibles:

- sulfuro ácido de sodio
- hidrosulfuro de potasio
- sulfuro ácido de calcio
- bisulfuro de bario
- hidro sulfuro de litio
- hidro sulfuro de cobalto (II)

3.- SALES DE AMONIO DERIVADAS DE HIDRACIDOS: son compuestos cuya fórmula química contiene: **hidrógeno, nitrógeno y elemento no metálico**. El hidrógeno con el nitrógeno forman una unidad: ion amonio NH_4^{1+} .

Ejemplos:

NH_4Cl - cloruro de amonio

$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ - sulfuro de amonio

Fórmula Química: considerar el ion $(\text{NH}_4)^{1+}$ como un ion metálico monoatómico y aplicar las mismas reglas que para obtener las fórmulas químicas de sales neutras binarias

ACTIVIDAD VI

TEMARIO:

Compuestos cuaternarios - Sales ácidas derivadas de oxácidos: Definición - Nomenclaturas - Fórmulas químicas - Ejercitación. Sales básicas: Definición - Ejemplos. Sales dobles: Definición - Ejemplos. Oxosales de amonio: Definición - Ejemplos.

Desarrollo

SUSTANCIAS CUATERNARIAS: son compuestos formados por cuatro clases de elementos.

1.- SALES ACIDAS DERIVADAS DE OXACIDOS: son compuestos cuya fórmula química contiene: **elemento metálico, hidrógeno ácido** (que puede liberarse como H^+), **oxígeno y elemento no metálico.**

Ejemplos:



Nomenclaturas:

Sales ácidas derivadas de oxácidos dipróticos como H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2PHO_3 , etc.

Clásica y Moderna

a) anteponer el prefijo **bi** a la **nomenclatura clásica de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplos:

$KHSO_4$ - bisulfato de potasio

$NaHCO_3$ - bicarbonato de sodio

b) intercalar la palabra **ácido** a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente.

Ejemplos:

$KHSO_4$ - sulfato ácido de potasio

$NaHCO_3$ - carbonato ácido de sodio

c) anteponer el prefijo **hidro** a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente

Ejemplos:

$KHSO_4$ - hidrosulfato de potasio

$NaHCO_3$ - hidrocarbonato de sodio

Sales ácidas derivadas de oxácidos con tres o más hidrógenos ácidos como H_3PO_4 , $H_4P_2O_7$, etc.

Clásica y Moderna

a) intercalar la palabra **monoácido, diácido, triácido**, etc. (según el número de hidrógenos de la sal ácida) a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra** correspondiente

Ejemplos:

- NaH₂PO₄ - ortofosfato diácido de sodio
- Na₂HPO₄ - ortofosfato monoácido de sodio

b) anteponer el prefijo **monohidro, dihidro, trihidro**, etc., (según el número de hidrógenos de la sal ácida) a la **nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra**

Ejemplos:

- NaH₂PO₄ - dihidroortofosfato de sodio
- Na₂HPO₄ - monohidroortofosfato de sodio

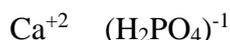
Fórmula Química

Métodos para obtener la fórmula química de sales ácidas derivadas de oxácidos:

Método I: dada la nomenclatura, deducir la fórmula química del ácido correspondiente. Dejar en el ácido tantos átomos de hidrógeno como indica la nomenclatura, considerar esto como una unidad y asignarle un supuesto número de oxidación igual al número de hidrógenos eliminados y de signo negativo. Tomemos como ejemplo el *ortofosfato diácido de calcio*



Escribir el elemento metálico correspondiente adelante.



Cruzar números de oxidación como si se tratara de un compuesto binario.



Simplificar siempre que sea factible. Eliminar el paréntesis cuando el subíndice es 1 (uno).



Método II: a partir del nombre de la oxosal ácida y conociendo los siguientes iones:

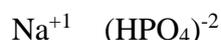
Iones más comunes que contienen hidrógenos ácidos:

sales ácidas ternarias	}	sulfuro ácido - hidrosulfuro	HS ⁻
sales ácidas cuaternarias		}	sulfato ácido - hidrosulfato
	sulfito ácido - hidrosulfito		HSO ₃ ⁻
	carbonato ácido - hidrocarbonato		HCO ₃ ⁻
	fosfito ácido - hidrofosfito		H ₂ PO ₃ ⁻
	fosfato diácido - dihidrofosfato		H ₂ PO ₄ ⁻
	fosfato monoácido - monohidrofosfato	HPO ₄ ²⁻	

El método consiste en considerar el ion correspondiente como una unidad a la que se encierra entre paréntesis y se le asigna un supuesto número de oxidación de igual magnitud y signo que su carga. Escribir adelante el elemento metálico de acuerdo a la nomenclatura y aplicar las reglas como en el Método I.

Ejemplo:

monohidro fosfato de sodio

**Ejercitación:**

1.- Dadas las siguientes nomenclaturas de oxosales ácidas, escriba su fórmula química y dé otras nomenclaturas posibles:

hidrosulfato de sodio
 bicarbonato de potasio
 ortofosfato diácido de sodio
 monohidroortofosfato de calcio

2.- Dadas las siguientes fórmulas químicas de oxosales ácidas, de todas las nomenclaturas posibles:

KH_2PO_4
 $\text{CaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$
 $\text{Ca}(\text{HPO}_3\text{H})_2$
 MgHPO_4

2.- SALES BASICAS: son compuestos cuyas fórmulas químicas contienen: **elemento metálico, hidrógeno, oxígeno y elemento no metálico**. El hidrógeno y el oxígeno unidos forman el ion oxhidrilo ó hidroxilo $(\text{HO})^{1-}$ y que da el carácter básico a estas sales.

Ejemplos:

MgOHCl - cloruro básico de magnesio
 hidroxiclорuro de magnesio

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ - carbonato básico de cobre
 hidroxicarbonato de cobre

3.- SALES DOBLES: son compuestos cuyas fórmulas químicas contienen: **elemento metálico 1, elemento metálico 2, oxígeno y elemento no metálico.**

Ejemplos:

$KAl(SO_4)_2$ - sulfato doble de aluminio y potasio

$LiAl(SO_4)_2$ - sulfato doble de aluminio y litio

$KCr(SO_4)_2$ - sulfato doble de cromo (III) y potasio

$KNaCO_3$ - carbonato doble de sodio y potasio

NH_4MgPO_4 - fosfato doble de magnesio y amonio

4.- OXOSALES DE AMONIO: son compuestos cuyas fórmulas químicas contienen: **hidrógeno y nitrógeno como ion amonio $(NH_4)^{1+}$, oxígeno y elemento no metálico.**

Ejemplos:

$(NH_4)_2SO_4$ - sulfato de amonio

$(NH_4)_2CO_3$ - carbonato de amonio

Nota: para la nomenclatura, ver oxosales neutras. Considerar al ion amonio $(NH_4)^{1+}$ como una unidad a los efectos de obtener la fórmula química de la sal de amonio.

EJERCICIOS

1.- Nombre de todas las maneras posibles los siguientes compuestos

CO_2O_3	K_2O	KHSO_4	LiOH
FeO	Cr_2O_3	HI	NH_3
MgO	CuO	$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	HNO_3
Na_2O	Cu_2O	CuH	H_2CO_3
CaH_2	CaHPO_4	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	HClO
HIO_3	PbO	SnO_2	FeS
MnO_2	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{NH}_4(\text{OH})$	KClO_4
KH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	HgO	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
I_2O_5	HClO_3	$\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	CO_2		

2.- Escriba la fórmula de los siguientes compuestos, dando además otros nombres posibles.

monóxido de dicobre	trióxido de dinitrógeno
óxido de cobre (II)	bromuro de cadmio
sulfuro de aluminio	fosfato diácido de sodio
sulfato ácido de calcio	monóxido de dipotasio
monóxido de estaño	nitrito de plata
óxido de estaño (IV)	perclorato de sodio
óxido plumboso	sulfato de hierro (III)
trióxido de azufre	nitrato de níquel (II)
carbonato de aluminio	fosfato diácido férrico
trióxido de dibromo	ácido perclórico
óxido de plomo (IV)	clorito de sodio
fosfato de amonio	óxido de magnesio
clorato de estaño (IV)	bromato de plomo (II)
ácido periódico	permanganato de potasio
cloruro de manganeso (II)	ácido hipoiódico
ácido carbónico	sulfato de níquel (II)
hidrosulfato de calcio	bisulfito de sodio
ioduro de cromo (III)	fluoruro de litio
hidróxido de cromo (III)	fluoruro de cobre (II)
carbonato ácido de sodio	fosfato diácido de calcio

3.- Clasifique a los compuestos de los puntos 1 y 2 en óxido básico, óxido ácido, hidróxido, oxácido, hidruro, hidrácido y sal.

4.- Escriba la fórmula química ó la nomenclatura de las siguientes sales binarias:

FeS	ioduro de níquel (III)
CoCl_3	sulfuro de cobre (II)
KI	bromuro de sodio
Ag_2S	ioduro plumboso
CaF_2	cloruro de litio

5.- Escriba la fórmula química ó la nomenclatura de los siguientes óxidos:

anhídrido sulfúrico	N_2O_3
óxido de aluminio	SiO_2
óxido de hierro (III)	CaO
anhídrido carbónico	Na_2O

6.- Clasifique los siguientes hidruros en metálicos y no metálicos:

HBr	SbH_3
LiH	PH_3
KH	H_2S
CaH_2	AsH_3
NH_3	BaH_2

Escriba los nombres de los hidruros.

ACTIVIDAD VII

TEMARIO

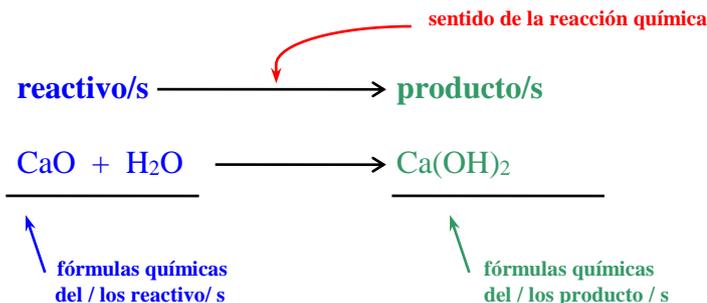
Reacciones químicas - Ecuaciones químicas - Balance - Método de ensayo y error. Tipos de reacciones químicas: Reversibles - Irreversibles - Endotérmicas - Exotérmicas - De combinación - De descomposición - De desplazamiento - De doble desplazamiento - De neutralización - De oxido-reducción. Ejemplos. Ejercitación.

Desarrollo

1.- REACCIONES QUIMICAS: es el proceso en el que, por una redistribución de átomos en un sistema, la/s sustancia/s inicial/es (**reactivo/s**) producen otra/s con propiedad/es física/s y química/s diferente/s (**producto/s**).
En toda reacción química existe una interacción entre átomos, iones o moléculas.

2.- ECUACIONES QUIMICAS: es la representación mediante fórmulas químicas, de la clase y cantidad de cada una de las sustancias que intervienen en una reacción química, sus respectivos productos y el sentido de la reacción.

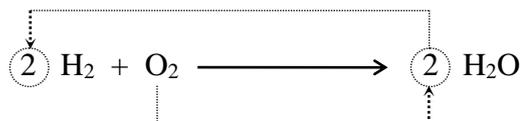
Ejemplo:



3.- BALANCE DE LAS REACCIONES QUIMICAS - Método de ensayo y error: es una aplicación de la ley de Lavoisier o de la Conservación de la Materia : "*En un sistema cerrado en el que se produce una reacción química, la masa total se mantiene constante*".

Se debe cumplir que el número de cada clase de átomo, debe ser igual a la izquierda y a la derecha de la flecha en la ecuación química. Esto se puede lograr por el método de ensayo y error: uso de coeficientes (números enteros) que no modifiquen la fórmula química de la sustancia.

Ejemplo:



4.- TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS:

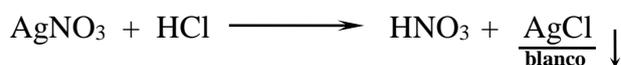
- a) reacciones irreversibles
- b) reacciones reversibles

- c) reacciones exotérmicas
- d) reacciones endotérmicas
- e) reacciones de combinación
- f) reacciones de descomposición
- g) reacciones de desplazamiento
- h) reacciones de doble desplazamiento
- i) reacciones de neutralización
- j) reacciones de oxido-reducción

Nota: considerando que para establecer estos tipos de reacciones se tienen en cuenta diversos parámetros, una misma reacción química puede pertenecer a varios tipos simultáneamente.

a) Reacciones irreversibles: transcurren en un solo sentido con consumo total de al menos uno de los reactivos. Se indica con una sola flecha (\longrightarrow) en la ecuación química.

Ejemplos:

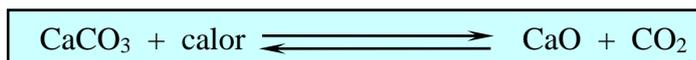


b) Reacciones reversibles: por reacción de el o los productos obtenidos, se vuelven a formar las sustancias originales, alcanzándose un equilibrio.

Se indica con doble flecha en la ecuación química (\rightleftharpoons)

Ejemplo:

sistema cerrado



c) Reacciones exotérmicas: transcurren con desprendimiento de calor.

Ejemplos:



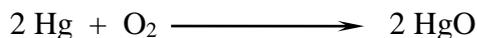
d) Reacciones endotérmicas: transcurren con absorción de calor

Ejemplos:



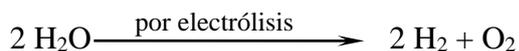
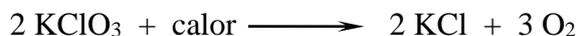
e) Reacciones de combinación: cuando dos o más reactivos dan un solo producto.

Ejemplos:



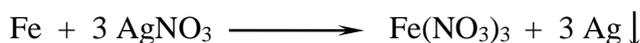
f) Reacciones de descomposición: a partir de un solo reactivo se obtienen dos o más productos.

Ejemplos:



g) Reacciones de desplazamiento: una sustancia simple (elemento metálico) reacciona con un compuesto (ácido o sal) desplazando uno de los componentes (hidrógeno del ácido o elemento metálico de la sal) y uniéndose al resto.

Ejemplos:



potencial de oxidación

Li
K
Ca
Na
Mg
Al
Zn
Cr
Fe
Ni
Sn

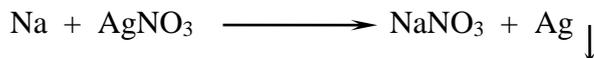
[H]

Cu
Hg
Ag
Au

Para que la reacción sea factible es necesario que el elemento desplazante se encuentre por encima del desplazado en la tabla de potenciales de oxidación de los elementos.

A los fines prácticos el alumno puede manejarse recordando solamente los elementos que se encuentran por debajo del hidrógeno en esta tabla. Cualquier elemento que no sea cobre, mercurio, plata u oro, desplazará a éstos y al hidrógeno de las sales y ácidos respectivamente.

Ejemplos:



Los elementos que poseen mayor potencial de oxidación se oxidan con mayor facilidad (pierden electrones) para dar iones positivos.

h) Reacciones de doble desplazamiento: dos sustancias reaccionan para dar otras dos sustancias de estructura similar.



Consideraciones generales que ayudan a determinar la factibilidad de las reacciones de doble desplazamiento:

I) solubilidad de sales en agua:

solubles: se disuelve más de 1 gr en 100 ml de agua

poco solubles: se disuelve entre 0,1 y 1 gr en 100 ml de agua

insolubles: se disuelve menos de 0,1 gr en 100 ml de agua

- nitratos: todos solubles
- acetatos: todos solubles
- cloruros-bromuros-ioduros: todos solubles, excepto los de Ag, Pb(II), Hg(I) y Cu(I)
- sulfatos: todos solubles; excepto los de Ba, Sr, Pb(II) que son insolubles y los de Ca, Ag y Hg(II) que son poco solubles
- sulfuros: todos insolubles, excepto los de Na, Li, K, NH_4^+ , Ca, Sr y Ba
- carbonatos y ortofosfatos: todos insolubles, excepto los de Na, K, Li y NH_4^+
- cromatos: todos insolubles, excepto los de Li, Na, K y NH_4^+
- las sales de Na, Li, K y NH_4^+ son todas solubles
- sales insolubles de uso frecuente en química inorgánica:

CaCO_3	precipitado de color blanco
AgCl	precipitado de color blanco
BaSO_4	precipitado de color blanco
Ag_2CrO_4	precipitado de color rojo
Ag_2SO_4	precipitado de color blanco

- Nota: en la práctica, el alumno puede manejarse partiendo de una sal soluble (Na, K, Li o amonio), como reactivo para obtener alguna de las insolubles de uso frecuente.

II) solubilidad de bases: son solubles las bases de Na, Li, K y NH_4^+ , poco solubles las de Ca, Ag y Hg(II) y el resto insolubles.

III) volatilidad de bases: en general las bases inorgánicas son fijas, excepto el hidróxido de amonio.

IV) solubilidad de ácidos en agua: en general los ácidos inorgánicos son todos solubles en agua, excepto casos particulares como el ácido metasilícico (H_2SiO_3) y el ácido túngstico (H_2WO_4).

V) volatilidad de ácidos: (para ácidos inorgánicos de uso frecuente en el laboratorio)

volatilidad →							
H_2SO_4	H_3PO_4	HCl	HNO_3	H_2SO_3	H_2S	H_2CO_3	HCN
menos volátil o más fijo							

-Nota: el alumno puede manejarse a partir de esta tabla, usando como reactivo un ácido menos volátil, para obtener como producto uno más volátil.

Reacciones de doble desplazamiento sal + sal



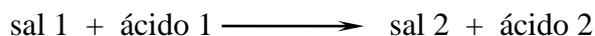
Para que estas reacciones sean factibles al menos una sal producto debe ser más insoluble que las sales reactivas.

Para plantear una reacción de este tipo o establecer su factibilidad, usar los criterios vistos en el tema solubilidad de sales en agua.

Ejemplos:



Reacciones de doble desplazamiento sal + ácido



Para que una reacción entre una sal y un ácido sea factible, se debe cumplir alguna de las siguientes condiciones:

*.- sal 2 más insoluble que sal 1 (ver solubilidad de sales en agua)

Ejemplo:



**.- ácido 2 más insoluble que ácido 1 (considerar solamente H_2SiO_3)

Ejemplo:



***.- ácido 2 más volátil que ácido 1 (ver tabla de volatilidad de ácidos)

Ejemplo:



Reacciones de doble desplazamiento sal + base



Para que una reacción entre una sal y una base sea factible se debe cumplir alguna de las siguientes condiciones

*.- sal 2 más insoluble que sal 1 (ver solubilidad de sales en agua)

Ejemplo:



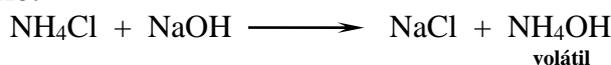
**.- base 2 más insoluble que base 1 (ver solubilidad de bases en agua)

Ejemplo:



***.- base 2 más volátil que base 1 (obtener NH_4OH - base más volátil- como producto)

Ejemplo:



i) Reacciones de neutralización: la neutralización consiste en la unión del H^+ del ácido con el HO^- de la base para producir H_2O (son casos particulares de reacciones ácido-base).

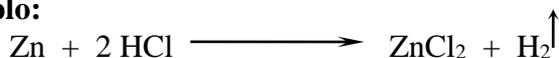
Ejemplos:

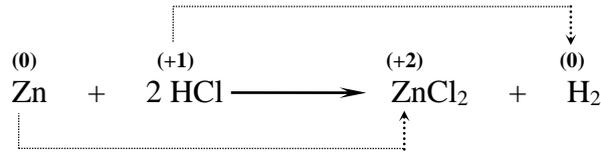


j) Reacciones de oxido-reducción: son aquellas en las que se produce una transferencia de electrones (e^-) entre los reactivos. La especie que pierde electrones se oxida y la especie que gana electrones se reduce.

En una reacción redox se producen cambios en el número de oxidación de al menos 2 (dos) átomos de la o las especies reaccionantes.

Ejemplo:





Las reacciones de desplazamiento son reacciones redox.

Ejercitación:

1.- Escriba y balancee las reacciones de combinación que permiten obtener los siguientes compuestos:

hidruro de litio

hidruro de calcio

cloruro de hidrógeno

amoníaco

óxido ferroso

óxido de sodio

óxido de plata

anhídrido fosforoso

dióxido de carbono

pentóxido de difósforo

anhídrido sulfuroso

ácido sulfuroso

ácido carbónico

ácido perclórico

ácido ortofosfórico

hidróxido de sodio

hidróxido de estroncio

2.- Dadas las siguientes reacciones químicas, indique a que tipos pertenecen:



.....



.....



3.- Dé un ejemplo de cada tipo de reacción (diferente a los vistos hasta ahora)

Reacción de combinación

.....

Reacción de descomposición

.....

Reacción de desplazamiento

.....

Reacción de doble desplazamiento Sal + Sal

.....

Reacción de doble desplazamiento Sal + Acido

.....

Reacción de doble desplazamiento Sal + Base

.....

Reacción de neutralización

.....

4.- Dados los siguientes reactivos, diga si es factible o no la reacción entre ellos.

En caso afirmativo, escriba la ecuación química, balancee y justifique.

