

TEMA 1. ESTEQUIOMETRÍA.

TRANSFORMACIÓN QUÍMICA. LEYES PONDERALES. TEORIA DE DALTON.

LEY DE GAY-LUSSAC. HIPOTESIS DE AVOGADRO.

1.- CAMPO DE ESTUDIO DE LA QUIMICA.

La química es la ciencia que estudia la composición, estructura, transformaciones de la materia y las leyes que describen estos cambios: Propiedades de las sustancias, cambios materiales (estequiometría), cambios energéticos (termodinámica), velocidad de la reacción (cinética) y hasta donde llega una reacción (equilibrio)...

La química abarca casi todos los aspectos de nuestra vida: alimentos, bebidas, tejidos, plásticos, aleaciones, medicamentos, pilas y baterías, productos de limpieza, productos para la agricultura, pinturas, perfumes, jabones, vidrios, películas fotográficas, pantallas de televisión, barnices, cosméticos, cerámicas, filtros... también sustancias peligrosas, explosivos, armas químicas, contaminación ambiental, enfermedades profesionales...

Se trata de una ciencia extraordinariamente extensa y por ello se ha determinado su subdivisión en distintas ramas, cada una de las cuales estudia un campo especializado:

- Química analítica: determinar los constituyentes y la proporción en que se encuentran.
- Química física: estudio de los principios teóricos que explican los cambios químicos, la constitución y estructura de los átomos, la velocidad de las reacciones y los procesos electroquímicos.
- Química orgánica: estudia la estructura, propiedades, aplicaciones y síntesis de los compuestos derivados del carbono.
- Química inorgánica: estudia la estructura, propiedades, aplicaciones y síntesis de los compuestos del resto de elementos.
- Química técnica o ingeniería química: estudio de las instalaciones necesarias para la industria química.
- Bioquímica: estudia los compuestos constituyentes de los seres vivos.

2.-CLASIFICACION DE LAS SUSTANCIAS SEGUN LA POSIBILIDAD DE

SEPARACIÓN DE SUS COMPONENTES.

HETEROGENEA (MEZCLA)

ELEMENTOS

MATERIA

SUSTANCIA PURA

HOMOGENEA COMPUESTOS

DISOLUCIÓN (MEZCLA)

HETEROGENEA: formada por dos o más porciones diferentes separadas por superficies claramente definidas. Tiene propiedades distintas en cada punto. A cada porción se le llama fase.

HOMOGENEA: propiedades y composición iguales en cualquier punto.

SUSTANCIA PURA: composición uniforme e invariable. No pueden separarse en diversos componentes por métodos físicos (evaporación, filtración, destilación...)

DISOLUCIÓN: pueden separarse por métodos físicos los componentes, de composición variable.(ver apartado 12).

MEZCLAS: formadas por varias sustancias sin unión química entre ellas que conservan las propiedades específicas y de composición variable.

ELEMENTOS: sustancias que no pueden separarse en otras más sencillas por ningún método. Son los constituyentes más sencillos de la materia. están representados en la tabla periódica.

COMPUESTOS: formados por dos o más elementos unidos por reacción química que solo pueden descomponerse en éstos por métodos químicos y presentan propiedades diferentes a los elementos que los constituyen.

Otra clasificación:

ELEMENTOS

SUSTANCIAS PURAS

COMPUESTOS

MATERIA

HOMOGENEAS (DISOLUCIONES)

MEZCLAS

HETEROGENEAS

3.- LEYES PONDERALES.

Estas leyes reciben el nombre de ponderales por referirse al peso de las sustancias que reaccionan. Son leyes empíricas.

3.1.- Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier. 1789

Para Lavoisier los cambios en las sustancias no producían la creación o destrucción de materia. Experimentalmente (utilizó y perfeccionó la balanza) demostró que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos. " Durante un cambio químico no existe cambio en la masa de los reactivos al convertirse en productos". " La materia no se crea ni se destruye, sino que se transforma".

– ¿El hierro al oxidarse gana masa? ¿La madera al quemarse pierde masa?

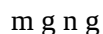
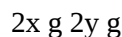
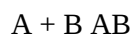
En un sistema cerrado (Sin intercambiar materiales con el exterior) la masa total de las sustancias existentes no varía aunque se produzca cualquier reacción química entre ellas.

En las reacciones nucleares (no en las reacciones químicas habituales) hay una relación entre masa y energía $E=mc^2$. La masa se puede transformar en energía y la energía se puede transformar en masa. $100 \text{ kcal} = 4.65 \times 10^{-12} \text{ Kg}$.

3.2.-Ley de las proporciones definidas o de la composición constante o ley de Proust. 1801.

Cuando dos o más elementos o compuestos se combinan para formar un mismo compuesto determinado, lo hacen siempre en una proporción en peso fija y constante. La composición centesimal de cualquier compuesto se mantiene constante.

La ley de Proust no se cumple exactamente. La causa es que la masa atómica promedio depende de la composición isotópica del elemento. Esta puede variar según su origen. Tampoco cumplen esta ley algunos sólidos iónicos, como el óxido de cinc o el sulfuro de cobre (II) o los semiconductores extrínsecos, debido a defectos en la red cristalina. Estas sustancias se llaman compuestos no estequiométricos o bertólidos en honor a Berthollet.

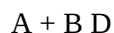
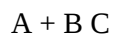


$$x/y = 2x/2y = m/n = \text{cte.}$$

3.3.- Ley de Dalton de las proporciones múltiples. 1803

Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos están en una relación de números enteros sencillos.

Si dos elementos forman más de un compuesto, las diferentes masas de uno de ellos que se combinan con la misma cantidad del otro, están en una proporción de números enteros y sencillos.



$$y/z = \text{relación de números enteros y sencillos.}$$

3.4.-Ley de Richter o de las proporciones recíprocas o equivalentes, masas de combinación o masas equivalentes. 1792

Las masas de elementos diferentes que se combinan con una misma masa de un elemento dado son las masas con que se combinan entre sí, o bien múltiplos a submúltiplos de dichas masas.

Se define la masa de combinación o peso equivalente de un elemento como la masa de este que se combina con 8 g de oxígeno. Se halló que la masa equivalente más pequeña era la del hidrógeno, a esta masa se le asignó el valor uno y se tomó como referencia. El peso equivalente de un elemento depende del tipo de compuesto formado.

Compuestos	Oxígeno	Hidrógeno	Cloro	Carbono	Calcio	Azufre
1	1.0000g	0.1260g				
2	1.0000g		4.4321g			
3	1.0000g			0.3753g		
4	1.0000g				2.5050g	
5	1.0000g					1.0021g
6		0.1260g	4.4321g			
7			4.4321g	0.3753g		
8			4.4321g			4.0082g
9		0.1260g		0.3753g		
10					2.5050g	2.0042g

4.- TEORIA ATOMICA DE DALTON.1808

Dalton supuso que la materia era discontinua y que estaba formada por partículas indivisibles llamadas átomos.

- 1.- Los elementos están constituidos por átomos, partículas discretas de materia, que son indivisibles e inalterables (no se crean ni se destruyen).
- 2.- Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en masa y propiedades.
- 3.- Los átomos de distintos elementos tienen diferente masa y propiedades.
- 4.- Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación constante y sencilla en número.
- 5.- Los átomos no cambian en el transcurso de una reacción química.

Justificación de las leyes ponderales basándose en la teoría atómica de Dalton:

*Ley de conservación de la masa: si los átomos son indivisibles e indestructibles, las reacciones químicas deben ser reagrupamientos de átomos sin ninguna variación, por tanto, en la masa.

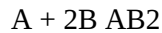
*Ley de las proporciones definidas: Si un compuesto C se ha formado por la combinación de n átomos de A y m de B y los pesos respectivos de cada uno de estos átomos son a y b, la relación en peso de los elementos na/mb será constante.

*Ley de las proporciones múltiples:

A + B AB

na mb

$mb/2mb=1/2$

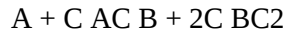


na 2mb

*Ley de las proporciones recíprocas:



$x_a y_b \quad y_b z_c$



$x_a z_c \quad y_b 2z_c$

Fallos que presenta:

- El átomo es divisible.
- Los átomos de un mismo elemento no son siempre todos iguales en masa, sino que existen isótopos.
- Los compuestos pueden ser agrupaciones no sencillas.
- Los átomos pueden transformarse unos en otros como ocurre en las reacciones nucleares.
- No explica la ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac.

5.- LEY DE LOS VOLUMENES DE COMBINACIÓN DE GAY-LUSSAC. 1808

Ley empírica descubierta al estudiar los volúmenes de los gases reaccionantes y resultantes.

Los volúmenes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química están en una relación de números enteros sencillos.

1 vol + 2 vol $\rightarrow$ 2 vol

Oxígeno Hidrógeno Agua

1 vol + 3 vol $\rightarrow$ 2 vol

Nitrógeno Hidrógeno Amoníaco

1 vol + 1 vol $\rightarrow$ 2 vol

Cloro Hidrógeno ác. Clorhídrico

DALTON $X + X + Y + Y \rightarrow XY + XY$

AVOGADRO $XX + XX + YY + YY \rightarrow XY + XY + XY + XY$

$XX + XX + YY + YY \rightarrow XY + XY + XY + XY$

6.- HIPOTESIS DE AVOGADRO.1811-1858

La ley de los volúmenes de combinación no podrá explicarse con la teoría atómica de Dalton, según la cual, en volúmenes iguales de hidrógeno y cloro deberían existir Igual número de átomos y al unirse uno a uno para formar un átomo de cloruro de hidrógeno debería obtenerse el mismo volumen de cloruro de hidrógeno. La explicación la da Avogadro: Volúmenes iguales de todos los gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

Las últimas partículas que integran los gases no son los átomos sino agrupaciones de átomos con una composición fija llamadas moléculas.

Las moléculas de los elementos gaseosos son diatómicas a excepción de los gases nobles. también pueden existir otras moléculas poliatómicas como el ozono O₃.

Se establece la primera diferenciación entre átomo y molécula. Además permite uno de los primeros métodos para la determinación de fórmulas.

7.- MASA ATÓMICA RELATIVA (Ar) Y MASA MOLECULAR RELATIVA (Mr).

La masa de los átomos es demasiado pequeña para medirla con una unidad corriente de masa como es el gramo. Incluso el átomo mas pesado tiene una masa Inferior a 0.000000000000000000005 g.

Para evitar estas cifras tan pequeñas se tomó como patrón el átomo más ligero, el hidrógeno, al que se le asignó el valor 1. Así, si un elemento tiene una masa atómica de 16. quiere decir que sus átomos tienen una masa 16 veces mayor que la del átomo de hidrógeno.

Actualmente se define la masa atómica relativa (Ar) como la relación entre la masa de un átomo y la masa del átomo de ¹²C que recibe el valor 12. La unidad de masa atómica corresponde a la doceava parte de la masa de dicho átomo.

En un compuesto la masa molecular (Mr) es la suma de las masas atómicas de los átomos que lo constituyen.

Como un mismo elemento puede presentar varios isótopos con distintas masas, la masa atómica se determina como la media ponderada de las masas de los isótopos teniendo en cuenta su abundancia en la naturaleza.

8.- MOL. MASA MOLAR. CONSTANTE DE AVOGADRO.

De la misma manera que algunas cosas se cuentan a docenas, a millares o a millones, es muy útil para los químicos contar en moles las cantidades como átomos, moléculas o iones que se presentan en unas cantidades enormes.

Mol (átomo-gramo o molécula-gramo) se define como la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 12 g de carbono-12. Este número de partículas que hay en un mol es de 6.023x10²³ (Número de Avogadro).

CURIOSIDAD: Supongamos que se pudieran contar todas las moléculas que hay en un mol de agua (18g), cantidad que en un vaso ocupa aproximadamente un dedo de altura. Si participaran en esta operación los 5000 millones de habitantes de la Tierra, contando a razón de 100 moléculas por segundo sin descanso durante las 24 horas del día, en llegar al final se tardaría mas de 36000 años.

La masa de un mol de una sustancia se llama masa molar de dicha sustancia, es un número de gramos que coincide con su peso atómico o peso molecular. $Mol = g/Ar$ o Mr

* Calcular la masa de un átomo de oxígeno.

Volumen molar de gases: Un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso ocupa el mismo volumen en idénticas condiciones. Y si estas son condiciones normales (1 atm y 0°C), el volumen ocupado es de 22,4 l.

9.- DETERMINACION DE LA MASA MOLAR DE UN GAS.

a) Método de los pesos relativos.

Según la ley de Avogadro, volúmenes iguales de gases en igualdad de condiciones, contienen el mismo número de moléculas y, por lo tanto, de moles. Utilizando un gas A de peso molecular conocido podrá hallarse el peso molecular del gas problema X, simplemente pesando dos volúmenes iguales de ambos gases.

$$\text{mol X} = \text{mol A} \quad g \text{ X } g \text{ A}$$

$$\text{-----} = \text{-----}$$

$$M_r \text{ X } M_r \text{ A}$$

b) Método del volumen molar.

Como un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso ocupa 22,4 l en condiciones normales, determinando cuánto pesan 22,4 l de dicha sustancia en condiciones normales tendremos su masa molar, es decir, su peso molecular.

c) Método de las densidades de los gases.

Consiste en comparar las densidades de dos gases conociendo la masa molecular de uno de ellos. $D_A = m_A/V$
 $D_X = m_X/V$

$$D_X \quad m_X/V \quad M_r \text{ X } \cdot n$$

$$\text{-----} = \text{-----} = \text{-----}$$

$$D_m \quad M_A/V \quad M_r \text{ A } \cdot n$$

10.- DETERMINACION DE PESOS ATOMICOS.

a) Método de Cannizaro.

En una serie amplia de compuestos que contuvieran un cierto elemento, alguno de ellos tendría que contenerlo una sola vez por molécula. Por tanto, encontrando la masa de este elemento contenida en un mol de cada compuesto y escogiendo la menor de ellas, se obtendría la masa atómica buscada.

M_r Masa de

compuesto (22,4 l) O (g)

$$\text{-----}$$

Agua 18 16

Oxido de N. 30 16

Oxido de diN. 44 16

Dióxido de N. 46 32

Dióxido de S. 64 32

Dióxido de C. 44 32

Oxigeno 32 32

Ozono 48 48

Trióxido de S. 80 48

Tetraox. de diN. 92 64

Masa de C (g)

Metano 16 12

Metano 16 12

Cloroformo 119.5 12

Tetracloruro de C. 154,5 12

Etano 30 24

Cloruro de etilo 64,5 24

Benceno 78 72

b) Ley de Dulong y Petit

Determinaron los calores específicos de varios metales en cal/°C.g y observaron que en muchos casos el producto del calor específico por el peso atómico era aproximadamente igual a 6,3.

$$Ar \times Ce = 6,3$$

c) Peso de combinación

La masa atómica es un múltiplo entero del peso equivalente.

$$Ar = Peq. \times Val$$

d) Espectrógrafo de masas.

El espectrógrafo de masas es un aparato capaz de separar partículas que tengan la misma carga eléctrica pero diferente masa. Está basado en que los campos magnéticos perpendiculares a la dirección del movimiento de las partículas cargadas, las obligan a describir trayectorias circulares cuyo radio depende de la masa de las

partículas.

Comparando las desviaciones sufridas por partículas de masa desconocida con las que sufren otras partículas de masa conocida, tomadas como referencia, se puede calcular la masa de las primeras.

11.- ESTUDIO DE LOS GASES IDEALES.

Se considera que un gas es ideal si no hay fuerzas entre sus moléculas y si el volumen ocupado por las moléculas es despreciable frente al volumen total ocupado por el gas.

a) Ley de Avogadro.

En igualdad de condiciones de presión y temperatura, en volúmenes iguales de gases hay el mismo número de moléculas.

b) Ley de Boyle – Marlotte.

A temperatura constante, los volúmenes que ocupa una misma masa de gas son inversamente proporcionales a las presiones que soporta. $P \times V = \text{cte}$ $P \times V = P_0 \times V_0$

c) Ley de Charles – Gay Lussac.

A presión constante, el volumen de una misma masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

A volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta a la cual se encuentre.

d) Ecuación de estado de los gases ideales.

e) Ley de Dalton de las presiones parciales.

La presión total de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de cada gas, siendo la presión parcial de un gas aquella que ejercería si ocupara él solo el recipiente a la misma temperatura.

12.- DISOLUCIONES, MODOS DE EXPRESAR LA CONCENTRACION.

Una disolución (o solución) es una mezcla homogénea de dos o más sustancias y cuya composición puede variarse.

Los componentes de una disolución son al menos dos: el disolvente o medio de dispersión (mayoritario) y el soluto que es la sustancia que se disuelve (minoritario).

El valor de la concentración nos expresa cuál es la proporción de soluto y disolvente de una disolución.

Hay diversos modos de expresar la concentración:

a) Molaridad (M): Es el número de moles de soluto que hay por cada litro de disolución: $M = \text{mol/V}$

b) Normalidad (N): Es el número de equivalentes de soluto que hay por cada litro de disolución. El número de equivalentes son los gramos partido por el peso equivalente. El peso equivalente es el peso molecular partido por la valencia. $N=M \cdot \text{Val.}$

c) Molalidad (m) Es el número de moles de soluto que hay por cada 1000 g de disolvente.

d) Fracción molar (X): Es la relación entre el número de moles de soluto n_s y el número total de moles de la disolución (soluto mas disolvente: $n_s + n_d$). Es decir: $X_s = n_s / (n_s + n_d)$

Siempre se cumple que: $0 < X < 1$ y $X_s + X_d = 1$

e) Porcentaje en peso: Es el número de gramos de soluto que hay por cada 100 g de disolución. (ppm es el número de gramos de soluto por cada millón de gramos de disolución a miligramos por kilogramo) .

En el laboratorio la mayor parte de los reactivos se encuentran dispuestos en forma de disolución porque:

1.- Una reacción entre sólidos tiene lugar lentamente porque sólo puede producirse en la superficie de contacto. En cambio si se disuelve se dispersan como iones o moléculas por lo cual el contacto será más intenso y la reacción mas rápida.

2.- Utilizando disoluciones de concentración conocida podemos disponer de productos en cantidades minúsculas que sería imposible su manejo y la medida exacta de su peso si estuvieran en estado sólido.

13.- DETERMINACION DE FORMULAS EMPIRICAS Y MOLECULARES.

Al igual que los elementos se representan por símbolos, las moléculas se representan por fórmulas químicas. Una fórmula química representa la composición molecular de las sustancias. Además de indicar los elementos que componen la sustancia, ha de informar sobre la proporción y número de átomos de cada elemento en la molécula de la sustancia.

El análisis químico de un compuesto puede proporcionar su composición o porcentaje en peso de cada uno de los elementos que lo forman.

En el caso de las sustancias orgánicas es muy frecuente el análisis por combustión formándose CO_2 y H_2O conocidas las masas de estos productos es fácil calcular las cantidades de carbono e hidrógeno de la muestra.

Con los datos del análisis puede obtenerse la fórmula empírica del compuesto. Esta fórmula molecular da la relación numérica más simple entre los átomos que constituyen la molécula.

La fórmula molecular indica el número real de átomos que forman la molécula. La fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula empírica. Para averiguar la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica es necesario conocer el peso molecular del compuesto.

En muchos compuestos inorgánicos ambas fórmulas coinciden pero en la mayoría de los compuestos orgánicos son distintas.

*** Cálculo de la composición de una sustancia a partir de su fórmula.**

1.- Calcular la masa molecular de la sustancia a partir de las masas de los átomos que la integran.

2.- Multiplicar la masa de cada átomo por el número de veces que está presente en la fórmula.

3.- Dividir las cifras anteriores por la masa molecular y multiplicar por 100.

*** Cálculo de la fórmula a partir de la composición.**

- 1.- Obtener los moles de cada elemento dividiendo sus porcentajes o masas por las respectivas masas atómicas.
- 2.- Dividir estos moles por el más pequeño de todos ellos.
- 3.- Si es necesario se multiplican por algún número para que el resultado sean números enteros, obteniéndose la fórmula empírica.
- 4.- Se calcula la masa molecular y se compara con el peso molecular de la fórmula empírica para encontrar la fórmula molecular.

14.- REACCIONES QUIMICAS.

Una reacción química es aquel proceso en virtud del cual una o más sustancias se transforman en otras de propiedades completamente distintas, produciéndose también un intercambio de energía.

Una ecuación química es la representación abreviada de una reacción. A la izquierda se escriben las formulas de los reactivos (sustancias reaccionantes) y a la derecha los productos (sustancias resultantes) separadas por una a dos flechas.

Para que la ecuación cumpla la ley de la conservación de la masa es necesario que esté ajustada o igualada, es decir que haya el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. Se utilizan entonces coeficientes estequiométricos que son números que se colocan delante de las fórmulas.

En determinados casos se hace necesario especificar el estado físico: sólido (s), líquido (l), gas (g) o disolución acuosa (aq) en que se encuentra cada sustancia en las condiciones de la reacción.

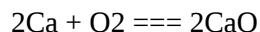
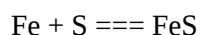
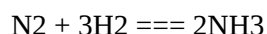
Si en la reacción intervienen iones debe estar ajustada eléctricamente para que cumpla la ley de conservación de la carga.

Una ecuación química no sólo indica las sustancias que se producen al reaccionar otras, sino que también informa sobre las cantidades de estas sustancias, es decir, es una expresión tanto cualitativa como cuantitativa.

***Tipos generales de reacciones químicas.**

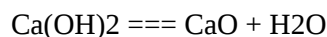
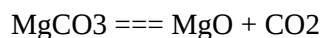
a) Síntesis o combinación: $A + B \rightarrow AS$

Dos o más sustancias reaccionan para dar otra más compleja.



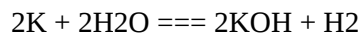
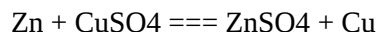
b) Descomposición: $AB \rightarrow A + B$

Una sustancia se descompone formando dos o mas simples. Es el proceso inverso del anterior.



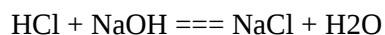
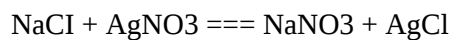
c) Desplazamiento a sustitución: $AB + X \rightleftharpoons XB + A$

Una de los elementos de un compuesto es sustituido por otro elemento.



d) Doble descomposición o intercambio: $AB + XY \rightleftharpoons AY + XB$

Se intercambian tomos entra dos compuestos.



RENDIMIENTO: Hay que tener en cuenta que no siempre se produce el 100% del producto esperado.

cantidad de producto obtenida

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{cantidad de producto obtenida}}{\text{cantidad de producto teórica}} \times 100$$

cantidad de producto teórica

PUREZA DE LOS REACTIVOS: los reactivos pueden presentarse con un porcentaje de impurezas.

REACCIONES CONSECUTIVAS: los productos obtenidos en una reacción pueden reaccionar en una segunda reacción.

REACCION COMUN DE UNA MEZCLA: cuando una mezcla de sustancias reaccionan con un mismo reactivos cada sustancia verifica una reacción independiente, aunque ambas reacciones se produzcan al mismo tiempo. Por tanto, se trata de dos reacciones diferentes.

REACTIVO LIMITANTE: es el que se consume antes y el que determina la cantidad máxima de productos que se puede obtener.