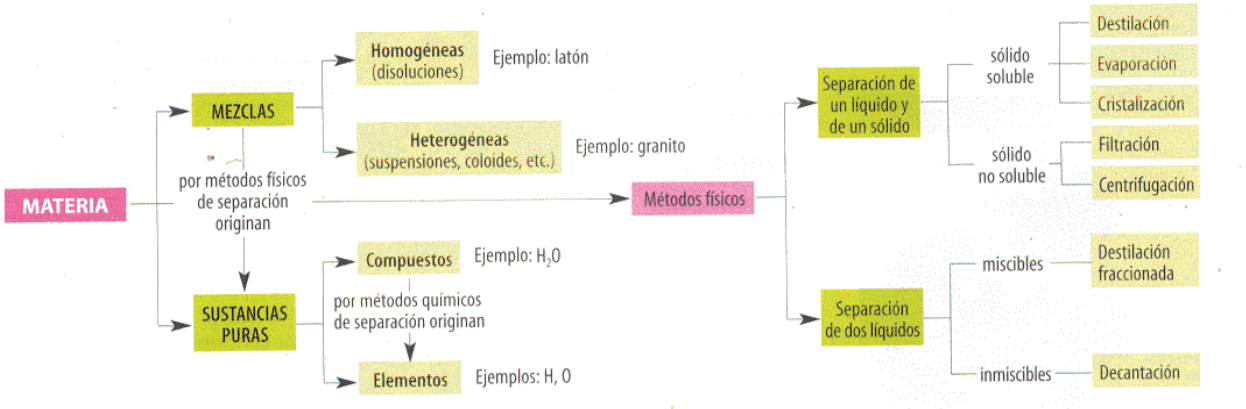
Tema 01
Aspectos cuantitativos en química

IES Padre Manjón
Diego Navarrete Martínez
Eduardo Eisman Molina

1.- Composición de la materia: elementos y compuestos.

- La composición de la materia es muy variada. Si miras a tu alrededor, observarás que la materia está formada por **sustancias puras o por mezclas**.
- Así, lo que habitualmente denominamos agua no es una sustancia pura, sino una mezcla de distintas sustancias; para obtener la sustancia pura (H_2O) se utilizan diferentes métodos físicos de separación.
- El siguiente esquema muestra una clasificación sencilla de los distintos tipos de materia según su composición.



- **Sustancia pura** es cualquier tipo de materia homogénea que no podemos descomponer por medio de procesos fisicoquímicos sencillos.
- **Elemento** es cualquier sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias químicamente más simples.
- **Compuesto** es cualquier sustancia pura formada por combinación de dos o más elementos diferentes.

1.- Composición de la materia: símbolos y fórmulas químicas.

- **Símbolo químico:** Cada elemento químico tiene un símbolo característico que, en general, es la primera letra (mayúscula) del nombre de procedencia del elemento seguida, cuando así sea necesario de una segunda letra (minúscula).
- Así, el símbolo del flúor es F y para el hierro, Fe, observándose la necesidad de una segunda letra para poder diferenciar ambos elementos.

- **Fórmula química:** Los compuestos se representan mediante fórmulas químicas, que expresan la composición cualitativa y cuantitativa que tiene una sustancia dada.
- La fórmula contiene los símbolos de los elementos que forman la sustancia y unos números en forma de subíndices que indican el número de átomos en lo que se denomina **entidad elemental**.

- Decir, por ejemplo, que el ácido etanoico (o ácido acético) tiene de fórmula química CH_3COOH significa que:

1. El compuesto está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno.
2. La entidad mínima que caracteriza a la sustancia está constituida por 2 átomos de C, 4 átomos de H y 2 átomos de O.

- Cuando estamos ante una **especie iónica,** la fórmula lleva un superíndice que indica la carga eléctrica neta de dicho ion.
- Así, por ejemplo, el ion amonio se representa por NH_4^+ y el anión sulfato, por SO_4^{2-}.

- Por último, a veces interesa escribir la **fórmula estructural,** sobre todo en los compuestos de carbono debido al fenómeno de isomería.

$CH_3 - CH_2 - CHO$ *propanal* (C_3H_6O)

$CH_3 - CO - CH_3$ *propanona* o *acetona* (C_3H_6O)

2.- La cantidad en química. Concepto de mol.

2.1.- La unidad de masa atómica (u)

- **La unidad de masa atómica (u)** es la correspondiente a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12.
- Dicho de otra forma, la masa de un átomo de ^{12}C es exactamente 12 u, o bien, que su masa atómica relativa, es 12.
- La masa atómica relativa indica el número de veces que dicha masa es mayor que la unidad de masa atómica; al ser un cociente de dos masas no tiene unidades.

- Con una técnica que se denomina espectrometría de masas, se puede determinar experimentalmente la masa de los distintos átomos.
- En concreto, para el C se obtiene el valor de $1{,}9926.10^{-24}$ g lo que nos permite hallar la equivalencia entre las dos unidades:

$$1\,u = \frac{1}{12} 1{,}9926 \,.\, 10^{-23}\, g = 1{,}66 \,.\, 10^{-24}\, g$$

- Una ventaja de utilizar esta unidad es que las masas atómicas coinciden aproximadamente con el número másico del isótopo en cuestión, es decir, con su número de nucleones (protones más neutrones).

- También: En 1 mol de C-12 que son 12 g, hay el número de Avogadro de átomos: $6{,}023.10^{23}$ átomos de C-12 .

$$1\,u = \frac{1}{12} \,.\, \frac{12{,}000.10^{-3}\, kg\,/\,mol}{6{,}022.10^{23}\, at\,/\,mol} .= 1{,}66.10^{-27}\, kg$$

2.- La cantidad en química. Concepto de mol.

2.2.- Masa atómica promedio y masa molecular.

- Muchos de los elementos se presentan en la naturaleza como mezcla de sus isótopos (átomos de un mismo elemento pero con distinta masa atómica), por lo que la masa de un elemento es, en realidad, la masa atómica promedio, que es la media ponderada de las masas isotópicas.
- El magnesio tiene tres isótopos de masas 23,98; 24,98 y 25,98 con unas abundancias de 78,6; 10,1 y 11,3% respectivamente, por lo que su masa molecular relativa será:

$$A_{relativa} = \frac{(23,98.78,6 + 24,98.10,1 + 25,98.11,3)}{100} = 24,31$$

- En el caso de sustancias moleculares, como por ejemplo el **dióxido de azufre (SO_2),** la masa de esta sustancia se denomina **masa molecular**.
- La masa de la molécula será, pues, la suma de las masas de los átomos que la componen. En nuestro caso, su masa molecular relativa será:

M_r = 1 . 32,06 + 2 . 16,00 = 64,06

- Pero, numerosas sustancias, como es el caso de los compuestos iónicos, no están formadas por moléculas por lo que no es posible hablar de masa molecular.
- En este caso es más correcto hablar de masa fórmula, que es simplemente la suma de las masas de los átomos que aparecen en la unidad fórmula.
- Así para el cloruro de magnesio, de unidad fórmula, $MgCl_2$, al ser las masas atómicas relativas de Mg y Cl 24,31 y 35,45 respectivamente, su masa fórmula relativa será:

M_r = 24,31 + 2 . 35,45 = 95,21

2.- La cantidad en química. Concepto de mol.

2.3.- El mol y el número de Avogadro.

- El estudio en el laboratorio de una determinada reacción química requiere manejar un número muy elevado de átomos y moléculas.
- Así, por ejemplo, en la reacción de combustión de 0,001 g de C, el número de átomos de C que hay en dicha cantidad es:

$$0,001\,g \cdot \frac{1\,u}{1,6605 \cdot 10^{-24}\,g} \cdot \frac{1\,\text{átomo de C}}{12,01\,u} = 5,01.10^{19}\ \text{átomos de C}$$

- Parece razonable, definir una nueva unidad que permita expresar números de este orden.
- La magnitud del S.I. que describe una **cantidad de sustancia** y la relaciona con el número de entidades elementales que contiene es el **mol:**

- **El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales, átomos, moléculas u otras partículas, como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo carbono - 12.**

- El número de átomos de carbono que hay en 12 g de ^{12}C se determina experimentalmente, su unidad es mol^{-1}, y se denomina, en honor al científico italiano A. Avogadro:

Número de Avogadro: N_A = 6,022.10^{23} partículas

1 mol de cualquier sustancia contiene 6,022.10^{23} partículas

2.- La cantidad en química. Concepto de mol.

2.4.- Masa molar de una sustancia es la masa de un mol de dicha sustancia.

- **Sus unidades son g . mol^{-1}.**
- La masa molar, en gramos, de una sustancia (o especie química) viene expresada por un número que coincide con el de la masa en uma de una sola de sus unidades elementales.
- Así, por ejemplo, la masa molecular del SO_2 es 64,06 u, y su masa molar vale:

$$1\ \text{mol} \cdot \frac{6,022.10^{23}\ \text{moléculas}\ SO_2}{1\ \text{mol}} \cdot \frac{64,06\ \text{u}}{1\ \text{molécula}} \cdot \frac{1,6605.10^{-24}\ \text{g}}{1\ \text{u}} = 64,06\ \text{g}$$

- Masas atómicas, moleculares, mol y número de Avogadro para distintas especies químicas:

Especie química	Entidad elemental	Masa de una entidad elemental	Masa de un mol de entidades elementales	Número de entidades elementales en 1 mol
Cobre	Átomo: Cu	63,54 u	63,54 g	$6,022.10^{23}$ átomos de Cu
Dióxido de carbono	Molécula: CO_2	44 u	44 g	$6,022.10^{23}$ moléculas de CO_2
Fluoruro de sodio	Unidad fórmula: NaF	42 u	42 g	$6,022.10^{23}$ unidades fórmula NaF
Ión sulfato	Ión: SO_4^{2-}	96 u	96 g	$6,022.10^{23}$ iones SO_4^{2-}

- Por regla general, cuando hablamos de sustancias elementales, lo normal es referirse a ellas como la especie que existe en la naturaleza O_2, N_2, Cl_2, etc., y no a las especies atómicas.
- La fórmula de una sustancia representa tanto a una molécula como a un mol .
- Así, la fórmula SO_2 indica que:
- a) En una molécula de SO_2 hay 1 átomo de S y 2 átomos de O.
- b) En 1 mol de SO_2 hay 1 mol de átomos de S y 2 mol de átomos de O.

2.- La cantidad en química. Concepto de mol.

• Actividad resuelta 1.

1.- Indica, razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) La misma masa de dos elementos, Fe y Cr, contienen el mismo número de átomos.
b) La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.
c) Dos moles de helio tienen el mismo número de átomos que un mol de hidrógeno, H_2.

a) Falso: ya que las masas atómicas son distintas y tendrá más átomos el que tenga una masa atómica menor.
b) Falso: es la masa en u de un átomo de un elemento.
c) Verdadero: ya que en dos moles de helio hay $2.N_A$ átomos y en un mol de hidrógeno hay N_A moléculas de H_2, y como es diatómico habrá $2.N_A$ átomos.

• Actividad resuelta 2.

2.- La fórmula del tetraetilplomo, conocido antidetonante para gasolinas, es $Pb(C_2H_5)_4$. Calcula:
a) El número de moléculas que hay en 12'94 g.
b) El número de moles de $Pb(C_2H_5)_4$ que pueden obtenerse con 1'00 g de plomo.
c) La masa, en gramos, de un átomo de plomo. Masas atómicas: Pb = 207; C = 12; H = 1.

a) $$12,94\ g \cdot \frac{1\ mol}{323\ g} \cdot \frac{6,022.10^{23}\ moléculas}{1\ mol} = 2,4 \cdot 10^{24}\ moléculas$$

b) $$1\ g\ Pb \cdot \frac{1\ mol\ Pb(C_2H_5)_4}{207\ g} = 4 \cdot 10^{-3}\ mol\ Pb(C_2H_5)_4$$

c) $$\frac{207\ g\ Pb}{1\ mol} \cdot \frac{1\ mol}{6,022.10^{23}\ átomos} = 3,45 \cdot 10^{-22}\ \frac{g}{átomo}$$

2.5.- La fórmula de un compuesto.

- En el caso de muchos compuestos la fórmula molecular no coincide con la fórmula más sencilla, que sería aquella que expresa en qué relación aparecen los distintos átomos que forman el compuesto.
- Por ejemplo, la sustancia benceno, está compuesta por C y H en la relación 1:1. La fórmula más sencilla que expresa su composición cualitativa y cuantitativa sería CH.
- Sin embargo, esta unidad estructural no da la composición exacta de la molécula de benceno, que tiene por fórmula C_6H_6.

- A la primera fórmula, CH, se el denomina **fórmula empírica** y a la segunda, C_6H_6, **fórmula molecular**. Esta es siempre un múltiplo entero de la primera, por lo que su masa molecular también lo será.
- Podemos decir que $C_6H_6 = (CH)_n$, siendo en este caso n = 6, pero ambas fórmulas tienen la misma composición centesimal en masa para sus elementos

- Muchos elementos químicos pueden combinarse entre sí para formar compuestos químicos y, como determinó Proust, siempre lo hacen en proporciones fijas y definidas ***(ley de las proporciones definidas de Proust)*** y ello permite hablar de la composición centesimal de un compuesto químico que expresa el tanto por ciento en masa de cada uno de los elementos que la integran.

- También se nos puede presentar el proceso contrario, es decir, obtener la fórmula de un compuesto a partir de su composición centesimal o proporción en masa en que se combinan los átomos de los elementos que lo forman.

• Actividad resuelta 3.

3.- Si consideramos los compuestos C_6H_6 y C_2H_2 , razona de las siguientes afirmaciones cuáles son ciertas y cuáles falsas:
a) Los dos tienen la misma fórmula empírica.
b) Los dos tienen la misma fórmula molecular.
c) Los dos tienen la misma composición centesimal.

a) Verdadero. Ambas responden a $(CH)_n$. La fórmula empírica nos indica la proporción mínima en la que entran los elementos a formar parte de un compuesto.
b) Falso. La fórmula molecular nos indica la proporción exacta en la que entran los elementos a formar parte de un compuesto.
c) Verdadero. Si la proporción mínima es la misma, la composición centesimal también lo será.

• Actividades

A.1.- Si tenemos 35 g de $Ba(OH)_2$, determina: a) Los moles de hidróxido de bario; b) Los átomos de oxígeno; c) Los moles de hidrógeno; d) Los gramos de bario; e) la masa en gramos de una molécula de $Ba(OH)_2$; f) Los gramos de $Ba(OH)_2$ que se necesitan para tener 5 g de oxígeno.

A.2.- Determina la composición centesimal del carbonato de cobre (II).

A.3.- La composición centesimal de una sustancia es 27% de K, 35% de Cr y 38% de O. Determina su fórmula.

A.4.- En la combustión total de 2,5 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O se han obtenido 5 g de CO_2 y 2 g de H_2O. Si la masa molar del compuesto es 88 g/mol, determina su fórmula empírica y su fórmula molecular.

2.- La cantidad en química. Concepto de mol.

- **Actividad resuelta 4.**

4.- a) Determina la fórmula empírica de un hidrocarburo sabiendo que cuando se queman 0,897 g de compuesto se forman 3,035 g de CO_2 y 0,621 g de H_2O.
b) Establece su fórmula molecular si 0,649 g del compuesto en estado gaseoso ocupan 254,3 mL a 100 ºC y 760 mm Hg.
Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; R = 0,082 atm.L.K^{-1}.mol^{-1}.

a) Como se trata de un hidrocarburo solo contendrá C e H. Al arder dicho hidrocarburo se formará CO_2 y H_2O. Todo el C del CO_2 proviene del C del hidrocarburo y todo el H del H_2O proviene del H del hidrocarburo. Por tanto:

$$3{,}035\ g\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol}{44\ g} \cdot \frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ CO_2} = 0{,}069\ mol\ de\ C;$$

$$0{,}621\ g\ H_2O \cdot \frac{1\ mol}{18\ g} \cdot \frac{2\ mol\ H}{1\ mol\ H_2O} = 0{,}069\ mol\ H$$

$$\frac{0{,}69}{0{,}69} = 1\ mol\ C\ y\ 1\ mol\ de\ H \quad \rightarrow \quad Fórmula\ empírica:\ (CH)_n$$

b) Para establecer la fórmula molecular calculamos la masa molar del hidrocarburo mediante la ecuación de estrado de los gases:

$$P.V = n.R.T = \frac{m}{M}.R.T \quad \rightarrow \quad M = \frac{m\,.\,R\,.\,T}{P\,.\,V} = \frac{0{,}649\,.\,0{,}082\,.373}{1\,.0{,}2543} = 78\,\frac{g}{mol}$$

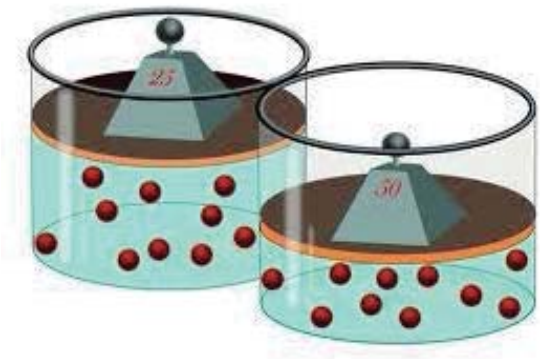
- El valor de n será: n = 78 / (12+1) = 6.
- Por tanto la fórmula molecular es: $(CH)_6$ o lo que es lo mismo C_6H_6.

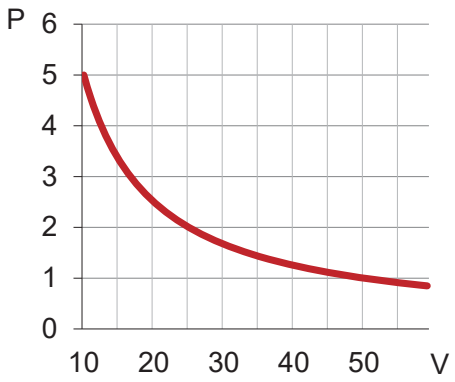
3.- Leyes de los gases.

- Los primeros estudios acerca del comportamiento de los gases se realizaron en el siglo XVII. Las leyes, totalmente experimentales, se cumplen cuando el gas objeto de estudio se encuentra a baja presión y temperaturas moderadas; se dice que el gas tiene un comportamiento ideal.
- Por el contrario, a altas presiones y bajas temperaturas, el gas se aleja de la idealidad.

3.1.- Ley de Boyle y Mariotte.

- **A temperatura constante**, **el volumen que ocupa una masa de gas es inversamente proporcional a la presión que ejerce dicho gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene**.





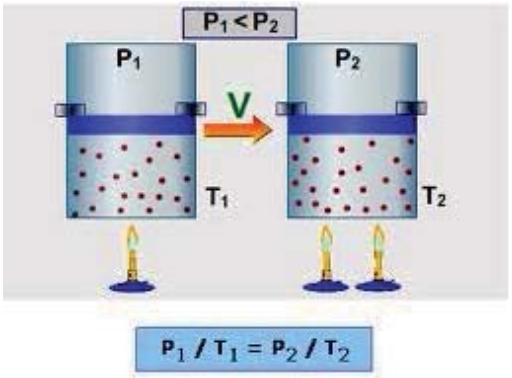
- El valor de la constante depende de la cantidad de gas utilizado en la experiencia pero no de su naturaleza.

$$P\,.\,V = k \quad \rightarrow \quad P_1\,.\,V_1 = P_2\,.\,V_2 = k$$

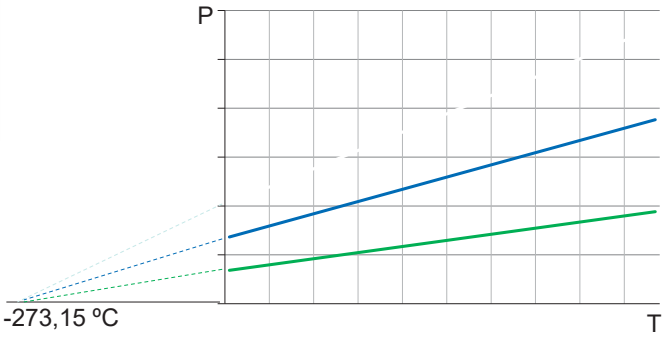
3.- Leyes de los gases.

3.2.- Leyes de Charles y de Gay-Lusac.

- **A volumen constante,** la presión de una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.



$$P = P_0\left(1 + \frac{t_C}{273{,}15}\right) \rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



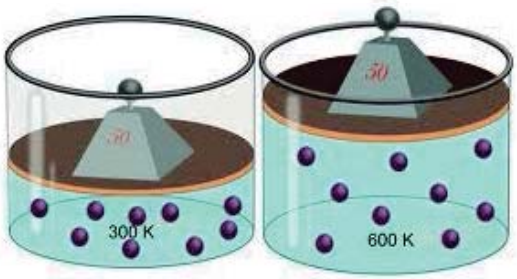
$$T = t_C + 273{,}15$$

- Al extrapolar sus resultados por debajo de la temperatura a la que el gas licua, **Charles** comprobó que existía una temperatura, − 273,15º C, a la que los gases dejan de ejercer presión.
- A esta temperatura la denominamos **«cero absoluto de temperatura» y permite obtener la escala absoluta de temperatura o escala Kelvin**.

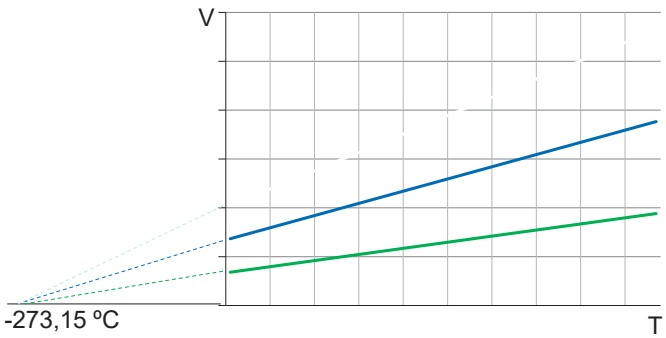
3.- Leyes de los gases.

3.2.- Leyes de Charles y de Gay-Lusac.

- **A presión constante,** el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.



$$V = V_0\left(1 + \frac{t_C}{273{,}15}\right) \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



- **William Thomson**, conocido como **lord Kelvin** observó que al prolongar las distintas rectas hasta un hipotético volumen cero, todas se encontraban en un punto común: **-273,15 ºC**, que se conoce como **0 Kelvin**.

$$T = t_C + 273{,}15$$

- Al tiempo que Charles realizaba sus experiencias, **Gay-Lussac** estudiaba la variación que experimentaba el volumen de un gas al variar su temperatura, a presión constante.
- Observó que, al variar la temperatura, los gases se dilataban todos del mismo modo.

3.- Leyes de los gases.

3.3.- Ley de Avogadro.

- En 1811, **Avogadro** completó los trabajos de Boyle, Charles y Gay-Lussac relacionando el volumen de una muestra de gas con el número de moléculas que contiene. Avogadro estableció:
- ***A igualdad de presión y temperatura, volúmenes iguales de dos gases diferentes contienen el mismo número de moléculas.***
- Por tanto, el volumen es proporcional al número de moles, por lo que la ley de Avogadro:

$$V = Cte \cdot n$$

- Las leyes que hemos estudiado solo son válidas para gases que se comportan de forma ideal. En la mayoría de los casos, los gases no presentan dicho comportamiento y las leyes que los describen son bastante más complejas. Las desviaciones de la "idealidad" derivan de:

- 1) La existencia de fuertes interacciones entre las moléculas del gas que pueden llevar a un sistema más condensado, es decir, más próximo al estado líquido que al gaseoso.

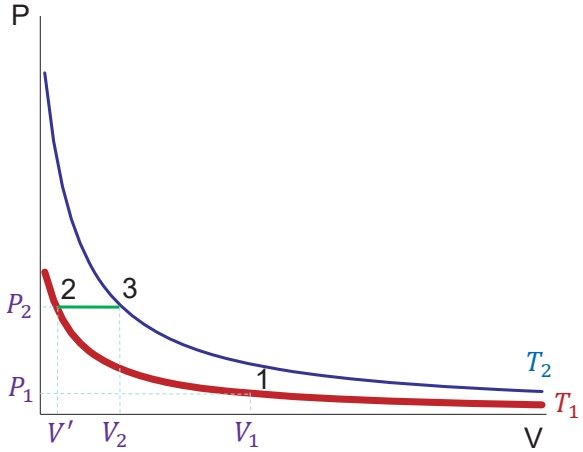
- 2) Considerar, erróneamente, que el volumen ocupado por las moléculas del gas es despreciable frente al volumen del recipiente que las contiene. Así, no podemos descartar las interacciones entre las moléculas del gas.

- **Los hechos experimentales concuerdan con estas ideas, y muestran que, a bajas presiones y temperaturas moderadas, cualquier gas se comporta como un gas ideal.**
- **Por el contrario, a altas presiones y bajas temperaturas, el gas se aleja de la idealidad.**

3.- Leyes de los gases.

3.4.- Ley de los gases ideales.

- Los gases que cumplen perfectamente las leyes de Boyle y de Charles y Gay-Lussac reciben el nombre de **gases ideales.**
- Supongamos que las condiciones iniciales de un gas (P_1, V_1, T_1) cambian a otras condiciones con los valores P_2, V_2, T_2.
- Podemos considerar el proceso como si fuese la suma de dos procesos continuados:



1er proceso (1→2): T constante

$$P_1 . V_1 = P_2 . V'$$

2° proceso (2→3): P constante

$$\frac{V'}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \Rightarrow \quad V' = \frac{V_2 . T_1}{T_2}$$

$$P_1 . V_1 = P_2 \cdot \frac{V_2 . T_1}{T_2}$$

$$\frac{P_1 . V_1}{T_1} = \frac{P_2 . V_2}{T_2}$$

Ley de los gases ideales

3.5.- Ecuación general de los gases ideales.

- Para **1 mol** de sustancia gaseosa:

$$\frac{P.V}{T} = R$$

$$\begin{cases} R = 0{,}082\ \frac{atm.L}{mol.K} \\ R = 8{,}31\ \frac{Pa.m^3}{mol.K} \\ R = 1{,}99\ \frac{cal}{mol.K} \end{cases}$$

- Para **n moles** de sustancia gaseosa:

$$\frac{P.V}{T} = n\,.R \qquad P.V = n\,.R\,.T$$

- **Ecuación de estado de los gases ideales o ecuación de Clapeyron**

- Para comparar cantidades de gas, se ha establecido una temperatura y una presión universales:
- Son **0ºC (273,15 K)** para la temperatura y **1 atm** para la presión; se llaman **condiciones normales (cn).**

• Actividades de bachillerato.

- A una temperatura de 25 ºC una masa de gas ocupa un volumen de 150 cm^3. Si a presión constante se calienta hasta 90 ºC, ¿cuál será el nuevo volumen?
- Un gas ideal a 30 ºC y 0,5 atm de presión ocupa un volumen de 50,5 L. ¿Qué volumen ocupará a 1 atm de presión y 0 ºC de temperatura?
- ¿Pueden 2 L de un gas ideal, a 20 ºC y 2 atm de presión, ocupar un volumen de 3 L si modificamos las condiciones hasta 4 atm y 606 ºC?
- ¿Qué presión ejercen 20 g de metano (CH_4) que se encuentran contenidos en un recipiente de 2 500 cm^3 si la temperatura es de 60 ºC?
- Se sabe que cierta cantidad d gas ideal a 20 ºC ocupa un volumen de 10 L cuando el manómetro indica 780 mmHg. Calcula: a) La cantidad de gas en mol; b) El número de partículas gaseosas allí existentes; c) El volumen que ocuparía en condiciones normales.

3.- Leyes de los gases.

3.6.- Volumen molar.

- **El volumen molar de una sustancia** es el volumen que ocupa un mol de dicha sustancia.
- Mientras que para sólidos y líquidos, el volumen molar es característico de cada sustancia, para todos los gases, dicho volumen prácticamente coincide.

- **Experimentalmente:**
  - **Se observa que, a 0ª C (273,15 K) y 1 atm de presión,**
  - **1 mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L.**

- Dichas condiciones de presión y temperatura se denominan condiciones normales (c.n.).

- ¿Y por qué un mol de cualquier gas, en idénticas condiciones de P y T ocupa el mismo volumen?
- La explicación se obtiene recordando que un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de molécula y que, por otro, la ley de Avogadro, establece que el mismo número de moléculas ocupan igual volumen.

3.- Leyes de los gases.

3.7.- Densidad de un gas. Determinación de masas moleculares.

- La densidad de una sustancia se obtiene dividiendo su masa entre el volumen que ocupa (d = m / V).
- En el caso de los gases, como el volumen varía de forma apreciable con la temperatura y la presión (leyes de Charles – Gay-Lussac y Boyle), también lo hará la densidad.

- **Podemos determinar la masa molecular e un gas a partir de la ecuación de los gases ideales, y ver que existe una relación entre sla densidad y la masa molar.**

- En efecto, teniendo en cuenta la relación existente entre moles, masa y masa molar: n = m / M, al sustituir esta expresión en la ecuación de estado de los gases ideales tendremos:

$$P.V = n.R.T \rightarrow P.V = \frac{m}{M}.R.T \rightarrow P.M = \frac{m}{V}.R.T \rightarrow M = \frac{d.R.T}{P}$$

• Actividad resuelta 5.

5.- Se tienen dos recipientes del mismo volumen y a la misma temperatura con 1 mol de O_2 y 1 mol de CH_4, respectivamente. Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:
a) ¿En cuál de los dos recipientes será mayor la presión?
b) ¿En qué recipiente la densidad del gas será mayor?
c) ¿En qué recipiente habrá mayor número de átomos?
Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

a) Como ambos tienen la misma cantidad de sustancia, el mismo volumen y la misma temperatura, la presión será la misma en ambos: **P . V = n . R . T**

b) A igualdad de P y T la densidad será mayor en el recipiente que contenga el gas con mayor masa molar. En este caso el del oxígeno:

$$P.V = \frac{m}{M}.R.T \quad \rightarrow \quad P.M = \frac{m}{V}.R.T = d.R.T \quad \rightarrow \quad d = \frac{P.M}{R.T}$$

c) Como hay el mismo número de moles, habrá también el mismo número de moléculas, pero la molécula de CH_4 tiene 5 átomos y la de O_2 tiene 2, por lo que habrá mayor número de átomos en el recipiente del CH_4.

3.8.- Teoría cinética de los gases.

- Esta teoría es un modelo del comportamiento de la materia que explica por qué los gases cumplen las leyes anteriores. Fue enunciada a mediados del siglo XIX por los físicos Boltzmann y Maxwell y comprende los siguientes postulados:
  - ❑ Los gases están formados por partículas (átomos o moléculas) cuyo tamaño es despreciable con respecto a las distancias que las separan.
  - ❑ Las partículas del gas se mueven de forma continua y al azar, chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.
  - ❑ Los choques de las partículas gaseosas son completamente elásticos; en ellas no hay pérdida de su energía cinética.
  - ❑ La energía cinética de las partículas de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.
- De acuerdo con dicha teoría, las variables del gas: P, T y V, que sirven para definir el estado del mismo, se explican de la siguiente forma:
  - ❑ **La *presión*** se relaciona con el número de choques de las partículas del gas contra las paredes del recipiente que las contiene, de modo que un aumento del número de choques, implica un aumento de la presión del gas.
  - ❑ **La *temperatura*** se relaciona con la energía cinética media de las partículas del gas, a mayor temperatura mayor es la energía cinética media de sus partículas y mayor su velocidad.
  - ❑ **El volumen** de las partículas es muy pequeño frente al volumen total del recipiente. Al estar en continuo movimiento se difunden y tienden a ocupar todo el *volumen* del recipiente que contiene el gas.

3.- Leyes de los gases.

3.8.- Teoría cinético – molecular (TCM) de los gases.

- A mediados del siglo XIX, **Joule**, **Clausius**, **Maxwell** y **Boltzman** ampliaron la teoría atómico-molecular y surgió la teoría cinético-molecular.
- Esta teoría es un modelo del comportamiento de la materia que explica por qué los gases cumplen las leyes anteriores.

1. Los gases están formados por partículas (átomos o moléculas). El tamaño de estas es despreciable en relación con las distancias que las separan, de modo que las interacciones entre ellas pueden despreciarse.
2. Las moléculas del gas se mueven de forma continua y al azar, chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.
3. Los choques que se originan son completamente elásticos , es decir, no hay variación en su energía cinética.
4. La energía cinética media de las moléculas gaseosas es directamente proporcional a la temperatura de la muestra.

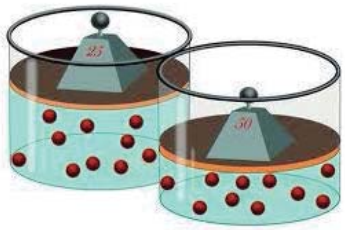
$$\overline{E}_c = \frac{1}{2} m \overline{v}^2 \qquad \overline{E}_c = \frac{3}{2} kT$$

- De acuerdo con dicha teoría, las variables del gas: P, T y V, que sirven para definir el estado del mismo, se explican de la siguiente forma:
  - **La *presión*** se relaciona con el número de choques de las partículas del gas contra las paredes del recipiente que las contiene, de modo que un aumento del número de choques, implica un aumento de la presión del gas.
  - **La *temperatura*** se relaciona con la energía cinética media de las partículas del gas, a mayor temperatura mayor es la energía cinética media de sus partículas y mayor su velocidad.
  - **El volumen** de las partículas es muy pequeño frente al volumen total del recipiente. Al estar en continuo movimiento se difunden y tienden a ocupar todo el *volumen* del recipiente que contiene el gas.

3.- Leyes de los gases.

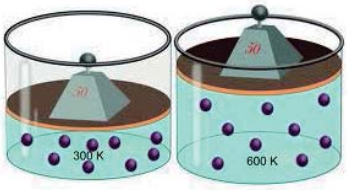
3.8.- Justificación de las propiedades de los gases.

- **Justificación de la ley de Boyle.**

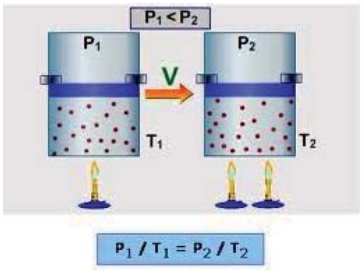


- **A temperatura constante**, al comprimir un gas y reducir su volumen, la velocidad media se mantiene constante, pero el número de choque con las paredes aumenta.

- **Justificación de las leyes de Charles y Gay-Lussac.**



- **A presión constante,** al calentar un gas aumenta la velocidad media y, por tanto, el número de choques con las paredes. Como la presión externa permanece constante, el gas debe reducir su presión aumentando el volumen.



- **A volumen constante**, al calentar un gas, aumenta la velocidad media de las partículas y por tanto el número de choques con las paredes del recipiente, aumentando así la presión.

4.- Mezclas de sustancias.

4.1.- Mezclas de gases.

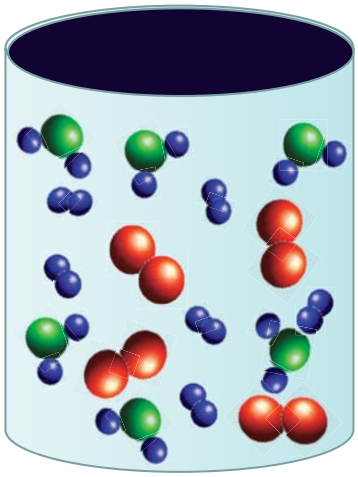
- En muchas ocasiones se realizan experimentos sobre una mezcla de gases, por ejemplo, en el estudio de la contaminación del aire. Un modo de expresar la participación de uno de los componentes en la mezcla es por medio de su **presión parcial**, es decir, de la presión que ejercen cada una de las partículas de ese componente.
- **La suma de las presiones parciales que ejercen los distintos componentes de la mezcla será la presión total de la misma, que podemos medir**.
- Sabemos, que de acuerdo con la teoría cinética, la presión que ejerce un gas se debe al choque de sus partículas con las paredes del recipiente.
- Así pues, a igualdad en el resto de las condiciones (volumen y temperatura), la presión ejercida será directamente proporcional al número de partículas con independencia de que sean de un gas o de varios gases.

4.- Mezclas de gases.

4.1.- Ley de Dalton de las presiones parciales

- En una mezcla de gases ideales, cada gas ejerce una **presión parcial** igual a la que ejercería si él solo ocupase todo el volumen a la misma temperatura, y la presión total de la mezcla coincide con la suma de las presiones parciales de todos los gases que la componen.

- Si en un recipiente hay una mezcla de tres gases, de forma que el número de moles de cada uno es n_1, n_2 y n_3, la presión parcial que ejerce cada uno de los gases:



$$P_1 = \frac{n_1 RT}{V} \qquad P_2 = \frac{n_2 RT}{V} \qquad P_3 = \frac{n_3 RT}{V}$$

- De la ecuación general de los gases:

$$\frac{RT}{V} = \frac{P}{n_T} \Rightarrow P_1 = \frac{n_1 P}{n_T} \qquad P_2 = \frac{n_2 P}{n_T} \qquad P_3 = \frac{n_3 P}{n_T}$$

$$P_1 + P_2 + P_3 = \frac{n_1 P}{n_T} + \frac{n_2 P}{n_T} + \frac{n_3 P}{n_T} = P\frac{n_1 + n_2 + n_3}{n_T} = \mathrm{P}$$

- Presiones parciales en función de las fracciones molares de cada uno de los gases:

$$p_1 = X_1 P_T \quad \Rightarrow \quad p_2 = X_2 P_T \quad \Rightarrow \quad p_3 = X_3 P_T$$

- **La presión parcial que ejerce uno de los componentes de la mezcla es igual a la presión total por su fracción molar:**

4.- Mezclas de sustancias.

4.1.- Mezclas de gases. Composición volumétrica de una mezcla de gases.

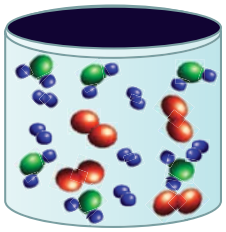
- La hipótesis de Avogadro permite establecer una relación entre la composición en volumen de una mezcla de gases y la proporción en número de partículas de cada componente.
- Como todos los componentes de la mezcla están en las mismas condiciones de presión y temperatura:

$$p.V_T = n_T.R.T = (n_1+n_2+n_3).R.T = p.V_1 + p.V_2 + p.V_3$$

$$\frac{p.V_1}{P.V_T} = \frac{n_1 RT}{n_T RT} \Rightarrow \frac{V_1}{V_T} = \frac{n_1}{n_T} = X_1 \Rightarrow \frac{V_2}{V_T} = \frac{n_2}{n_T} = X_2 \Rightarrow \frac{V_3}{V_T} = \frac{n_3}{n_T} = X_3$$

- Según esto, el porcentaje en volumen de un componente coincide con su porcentaje en número de partículas, que es cien veces su fracción molar.
- No es lo mismo porcentaje en volumen que porcentaje en masa.

- **Justificación de la ley de Dalton para las presiones parciales.**



Como el tamaño de las partículas es despreciable frente al volumen del recipiente, en una mezcla de varios gases cada gas se comporta como si estuviese solo en el recipiente, ejerciendo su propia **presión parcial.**

4.- Mezclas de sustancias.

- **Actividad resuelta 6.**
- 6.- En un recipiente de 2 L de capacidad, que está a 27º C, hay 60 g de una mezcla equimolar de hidrógeno gas y helio.
- Calcula: a) La presión total del recipiente; b) Las presiones ejercidas por los gases.

a) Los moles que hay de cada gas son: x mol H_2 = y mol He

$$x\,mol\ H_2 . \frac{2g}{mol} + y\,mol\ He . \frac{4g}{mol} = 60\,g$$

- Resolviendo el sistema resulta: x = y = 10 mol

- El número total de moles es: 10 (H_2) + 10 (He) = 20 mol totales.
- Con la ley de los gases ideales:

$$P_T = \frac{n_T.R.T}{V} = \frac{20\ .\ 0,082\ .\ 300}{2} = 246\ atm$$

b) Como la presión parcial está relacionada con la presión total ($p_i = X_i\ .\ P_T$) y las fracciones molares son las mismas ya que se trata de una mezcla equimolar:

$$X_i = \frac{n_i}{n_T} = \frac{10}{20} = 0,5 \quad \Rightarrow \quad p_{H_2} = p_{He} = 0,5.246 = 123\ atm$$

• Actividad resuelta 7.

7.- Se dispone de un recipiente de 10 L de capacidad, que se mantiene siempre a la temperatura de 25º C, y se introducen en el mismo 5 L de CO_2 a 1 atm y 5 L de CO a 2 atm, ambos a 25º C. Calcula: a) La composición en porcentaje de la mezcla; b) La presión en el recipiente.

a) Calculamos, con la ecuación de los gases, los moles de cada gas que se van a introducir:

$$n_{CO_2} = \frac{p_{CO_2}.V}{R.T} = \frac{1.5}{0,082.298} = 0,205\ mol\ CO_2 \qquad n_{CO} = \frac{p_{CO}.V}{R.T} = \frac{2.5}{0,082.298} = 0,409\ mol\ CO$$

- Los moles totales introducidos son; 0,205 + 0,409 = 0,614 moles.
- El porcentaje de cada uno de los gases será: % gas = (mol de gas/moles totales) . 100

$$\%\ CO_2 = \frac{0,205}{0,604}.100 = 33,4\%\ CO_2 \qquad \%\ CO = \frac{0,409}{0,604}.100 = 66,6\%\ CO$$

b) Con los datos anteriores calculamos la presión total con la ley de los gases:

$$P_T = \frac{n_T.R.T}{V} = \frac{0,614\ .\ 0,082\ .\ 298}{10} = 1,5\ atm$$

A.5.- La densidad del vapor de un determinado compuesto, a 90º C y 753 mm Hg es 1,585 g/l. ¿Cuál es su masa molecular?

A.6.- Un recipiente de 10 L contiene una mezcla de CO_2 y CO (cuyas fracciones molares son 0,22 y 0,78, respectivamente), ejerciendo una presión de 2 atm a la temperatura de 27º C.
Calcula: a) La presión parcial ejercida por cada gas en el recipiente; b) El número de gramos de cada compuesto.

A.7.- Una mezcla de gases contiene 1 g de He, 2 g de H_2 y 10 g de CO_2. ¿Cuál es la presión correspondiente a cada gas si la presión total es de 600 mm Hg? Determina la composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa y como porcentaje en volumen.

4.2.- Disoluciones.

- **Una disolución es una mezcla homogénea** de composición variable de dos o más sustancias puras diferentes, que no reaccionan químicamente entre sí y que pueden separarse por medios físicos.
- Al componente que se encuentra en mayor cantidad o proporción se le llama **disolvente** y aquel componente que está en menor proporción y que se dispersa dentro del disolvente es el **soluto**.

- **El soluto y el disolvente** se pueden encontrar en cualquier estado físico: sólido, líquido o gas. En la mayoría de los casos trabajaremos con disoluciones en las que el disolvente es líquido, y el soluto, sólido o líquido.

- La disolución de un soluto sólido en un disolvente líquido consiste en el desmoronamiento de la estructura sólida del soluto por el disolvente. Si el disolvente y el soluto están formados por moléculas, como es el caso del agua y del azúcar, la disolución se realiza porque las moléculas del disolvente se interponen entre las moléculas del soluto, que se separan y dispersan dentro del disolvente hasta que el soluto se desmorona por completo.
- En el caso de un soluto iónico, como el cloruro de sodio, la disolución se realiza porque las moléculas del disolvente se introducen en el interior de la estructura sólida iónica de la sal hasta que esta se rompe y desmorona.

- **Se llama concentración** a la expresión cuantitativa que indica la composición de una disolución. La expresión de la concentración relaciona la cantidad de soluto disuelto en cierta cantidad de disolvente o disolución.

• Expresión de la concentración de una disolución.

Porcentaje en Masa	Porcentaje en Volumen
• Es la masa de un soluto, expresada generalmente en gramos, existente en 100 g de disolución. $\%\,masa = \frac{masa\ de\ soluto}{masa\ de\ disolución}.100$ • Ambos términos en la misma unidad de masa.	• Es el volumen de un soluto, expresado generalmente en mL, presente en 100 mL de disolución. $\%\,volumen = \frac{volumen\ de\ soluto}{volumen\ de\ disolución}.100$ • Ambos términos en la misma unidad de volumen.
Relación masa – volumen	**Fracción molar**
• Es la masa de un soluto por unidad de volumen de disolución. $masa\ /\ volumen = \frac{masa\ de\ soluto\,(g)}{volumen\ de\ disolución\,(L)}.100$ • Su unidad habitual es g . L^{-1}	• Es el cociente entre la cantidad de sustancia de un soluto, y la cantidad de sustancia total de la disolución: $X = \frac{cantidad\ de\ soluto\,(mol)}{cantidad\ de\ disolución\,(mol)}$ • Ambos términos en la misma unidad: mol.
Concentración molar	**Concentración molal**
• Es la cantidad de sustancia de un soluto, en mol, contenida en 1 L de disolución: $Molaridad = \frac{cantidad\ de\ soluto\ (mol)}{volumen\ de\ disolución\,(L)}$ • Unidad: mol . L^{-1} . También se escribe: molar o M.	• Es la cantidad de sustancia de un soluto, en mol, disuelta en 1 kg de disolvente: $molalidad = \frac{cantidad\ de\ soluto\,(mol)}{masa\ de\ disolvente\,(kg)}$ • Unidad: mol . kg^{-1} . También se escribe: molal o m.

4.2.- Disoluciones.

- **Cuando se hacen problemas de disoluciones debemos tener presente:**

1. No se debe confundir la concentración de una disolución expresada mediante la relación masa-volumen con la densidad de la disolución, pues aunque tengan la misma unidad, por ejemplo g/l, la concentración en tal unidad expresa la masa de un soluto existente por unidad de volumen de disolución, mientras que la densidad de la disolución expresa la masa total de la disolución por unidad de volumen.

2. En una disolución formada por un soluto y un disolvente:
   - **La masa de la disolución es una propiedad aditiva**, pues es la resultante de las masas del soluto y del disolvente.
   - **El volumen de la disolución no es una propiedad aditiva**, pues no tiene por qué coincidir con la suma de los volúmenes del soluto y el disolvente.

- **Actividad resuelta 8.**

8.- Una disolución de HNO_3 15 M tiene una densidad de 1,40 g/mL. Calcula: a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa; b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de HNO_3 0,05 M.

a) En 1 L de disolución 15 M hay:

$$1\,L.15\frac{mol}{L}.63\frac{g}{mol} = 945\,g\ soluto\ (HNO_3)$$

- Como la densidad de la disolución es 1,4 g/mL, 1 L de disolución tiene una masa de 1400 g.

- A partir de los datos anteriores: 1 L de disolución tiene una masa de 1400 g de los cuales 945 g son de soluto (ácido nítrico), por lo que el porcentaje en masa (g de soluto por cada 100 g de disolución) será:

$$\frac{945\,g\ soluto}{1400\,g\ disolución}.100 = 67,5\,g\,H\,NO_3 \quad \rightarrow \quad 67,5\ \%$$

b) Para preparar los 10 L de disolución 0,05 M necesitamos: $10\,L.0,05\frac{mol}{L} = 0,5\,mol\ HNO_3$

- Que debemos tomar de la disolución concentrada (15 M), por lo que necesitaremos un volumen de esta de:

$$0,5\,mol.\frac{1\,L}{15\,mol} = 0,0333\,L = 33,3\,mL$$

4.- Mezclas de sustancias.

- **Actividad resuelta 9.**

9.- Una disolución de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,05 g/mL, a 20º C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcula: a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución; b) El volumen de agua que habrá que añadir a 30 mL de la disolución anterior para que la disolución pase a ser 0,1 M. Suponer que los volúmenes son aditivos.

a) Como la fracción molar de un componente es el número de moles de ese componente entre el número total de moles, vamos a calcular los moles de H_2SO_4 y de H_2O que hay en la disolución:

- Los 1500 mL de disolución tienen de masa: $m = d.V = 1,05\ \frac{g}{mL}.1500\,mL = 1575 g\ disolución$

- De soluto hay 147 g, la masa de agua que contendrán será: 1575 – 147 = 1428 g H_2O. Luego:

$$moles\ H_2SO_4 = \frac{147 g}{98\ g/mol} = 1,50\,\text{mol}\,H_2SO_4 \qquad moles\ H_2O = \frac{1428 g}{18\ g/mol} = 79,3\,\text{mol}\,H_2O$$

- Fracciones molares: $X_{ácido} = \frac{1,50}{1,50+79,3} = 0,019 \qquad X_{agua} = 1-0,019 = 0,981$

b) Como la molaridad de la disolución primitiva es: $M = \frac{1,5\ mol}{1,5\ L} = 1\ M$, en los 30 mL de esta disolución habrá:

$$0,03\,L.\frac{1\,mol}{1L} = 0,03\ mol\ \text{ácido}$$

- El volumen de disolución diluida (0,1 M) que contiene los 0,03 moles de ácido será:

$$\frac{0,03\,mol}{0,1\ mol/L} = 0,3\ L = 300\ mL$$

- Tendremos que añadir 300 – 20 = 280 mL de agua destilada (suponiendo volúmenes aditivos).

4.- Mezclas de sustancias.

A.8. a) Calcula la cantidad de sulfato de sodio del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 500 ml de una disolución 0,1 M. b) ¿Qué cantidad habría que pesar si el sulfato de sodio estuviera decahidratado y tuviera un 60% de riqueza en peso?
Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32.

A.9. a) Se dispone de 500 mL de ácido sulfúrico 5 M y d = 1,53g/mL. Calcule el volumen que debe tomar de este ácido, para preparar 100 mLde una disolución de ácido sulfúrico 1,5 M
b) Exprese la concentración de la disolución inicial en tanto por ciento en masa y en fracción molar de soluto.
Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

A.10. a) Calcule las masas de nitrato de potasio y de agua necesarias para preparar 250 mLde disolución al 20% en masa cuya densidad sea 1,2 g/mL b) Calcule la fracción molar de soluto y el tanto por ciento en masa de la disolución preparada.
Masas atómicas: N = 14; K = 39; O = 16.

A.11. a) ¿Qué cantidad de Na_2SO_4 del 85 % se necesita para preparar 500 mL de disolución 1,25 M? b) Calcula el volumen de disolución 1,25 M en Na_2SO_4 que debemos coger para tener 0,15 g de ión sodio.
Masas atómicas: S = 32; Na= 23; O = 16.

5.- Estequiometría de las reacciones químicas.

5.1.- Significado de una ecuación química ajustada.

- Una reacción química es la transformación de una o varias sustancias en otras diferentes. Las sustancias que se transforman se llaman reactivos y las que se originan productos de la reacción.
- La expresión de una reacción química se llama ecuación química. Cuando se representa una reacción química mediante su ecuación química se puede indicar también el estado físico o de agregación de las sustancias que intervienen en la misma:

  (s): Sustancia sólida **(l): sustancia líquida**

  (g): sustancia gaseosa **(aq) o (ac): sustancia que está disuelta en agua.**
- Una flecha ↑ junto a un producto significa desprendimiento de gas y una flecha ↓ junto a un producto indica formación de un precipitado sólido.
- Si se calienta la reacción se coloca el símbolo Δ encima de la flecha y si se emplean catalizadores se coloca su fórmula también encima de la flecha. Ejemplos:

$$AgNO_3\,(aq) + NaCl\,(aq) \xrightarrow{\Delta} NaNO_3\,(aq) + AgCl\,(s)\downarrow$$

$$2\,KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2\,KCl + 3\,O_2 \qquad H_2C = CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pt} H_3C - CH_3$$

- **La ecuación química de toda reacción química.**
- Los reactivos y los productos de la reacción se expresan mediante sus respectivas fórmulas o símbolos químicos.
- Los coeficientes estequiométricos proporcionan las cantidades relativas que intervienen en la reacción química con objeto de cumplir la ley de conservación de la masa. Delante de cada sustancia se coloca un número, llamado **coeficiente estequiométrico,** proporcional al número de moléculas, átomos o iones de cada sustancia, que interviene en la reacción.

5.- Estequiometría de las reacciones químicas.

5.2.- Interpretación de los coeficientes estequiométricos.

- Veamos la reacción entre amoníaco con el oxígeno para formar nitrógeno y agua. Lo importante de los coeficientes estequiométricos es que muestran las cantidades de cada sustancia que intervienen en la reacción, ya que, el número de moléculas y el número de moles coincide (aunque con un significado muy diferente).

$$4\,NH_3(g) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,N_2(g) + 6\,H_2O(l)$$

Se escribe la reacción química y se ajusta

4 molécula	3 moléculas	2 molécula	6 moléculas
$4.6{,}022.10^{23}$ moléculas	$3.6{,}022.10^{23}$ moléculas	$2.6{,}022.10^{23}$ moléculas	$6.6{,}022.10^{23}$ moléculas

A nivel microscópico se establece la relación de moléculas

4 mol	3 mol	2 mol	6 mol
4 mol .17 g/mol 68 g de NH_3	3 mol . 32 g/mol 96 g de O_2	2 mol . 28 g/mol 56 g de CO_2	6 mol .18 g/mol 108 g de H_2O

A nivel macroscópico se establece la relación de moles / gramos

Masa de los reactivos 68 g + 96 g = 164 g = **Masa de los productos 56 g + 108 g = 164 g**

- **Ley de Lavoisiere: en toda reacción química la masa se conserva.**

4 L	3 L	2 L	
4 mol.22,4 L/mol 89,6 L de NH_3 (c.n.)	3 mol.22,4 L/mol 67,2 L de O_2 (c.n.)	2 mol.22,4 L/mol 44,8 L de N_2 (c.n.)	No está como GAS

- **La masa se conserva.**
- **No tiene por qué ocurrir lo mismo con el volumen ni con el número de moles.**

5.3.- Ajuste de las ecuaciones químicas.

- Se llama relación estequiométrica de una ecuación química a la relación entre los coeficientes estequiométricos de la reacción química y ajustar una ecuación química consiste en encontrar los coeficientes estequiométricos de la ecuación química de una reacción química que permitan cumplir con la ley de conservación de la masa, según la cual la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.

- **Ajustar una ecuación química por:**
- **a) Método de tanteo:**
- Consiste en probar coeficientes hasta conseguir el ajuste correcto.
- Por ejemplo para ajustar la ecuación de combustión del etano:

$$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

- En la reacción química sin ajustar, del lado de los reactivos hay 2 átomos de carbono y en el de los productos 1, por lo que poniendo el coeficiente 2 al CO_2 se equilibran los carbonos; también en el lados de los reactivos hay 6 átomos de hidrógeno y en el de los productos 2, por lo que poniendo el coeficiente 3 al H_2O equilibraríamos los H; por último en los reactivos hay 2 átomos de O mientras que en los productos, con los coeficientes que llevamos puestos hay 7 átomos de O, por lo que poniendo el coeficiente 7/2 se equilibran los oxígenos y se ajusta la ecuación química:

$$C_2H_6 + 7/2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

- Si no queremos tener coeficientes fraccionarios, podemos quitar denominadores, obteniendo finalmente:

$$2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$$

5.3.- Ajuste de las ecuaciones químicas.

- **b) Método algebraico**:
- Consiste en resolver un sistema de ecuaciones que verifiquen la ley de conservación de la masa y cuyas incógnitas son los coeficientes estequiométricos de la reacción química a ajustar.
- Sea la reacción del amoníaco con el oxígeno, que origina nitrógeno y agua, y cuya ecuación química es:

$$a\ NH_3 + b\ O_2 \rightarrow c\ N_2 + d\ H_2O$$

- El ajuste consiste en determinar los coeficientes estequiométricos: a, b, c, d, aplicando balances de materia a cada elemento químico:

- Para el N: $a = 2c$
- Para el H: $3a = 2d$
- Para el O: $2b = d$

- Dado que los coeficientes estequiométricos muestran la proporción existente entre las diversas sustancias que intervienen en la reacción química, por simplicidad de cálculos se puede admitir que, por ejemplo: $a = 1$.
- Luego $c = 1/2$ y de esta forma $d = 3/2$ y $b = 3/4$.

- Por tanto la reacción química ajustada es:

$$NH_3 + 3/4\ O_2 \rightarrow 1/2\ N_2 + 3/2\ H_2O$$

- Si queremos tener números enteros, quitamos denominadores y resulta:

$$4\ NH_3 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ N_2 + 6\ H_2O$$

5.- Estequiometría de las reacciones químicas.

5.4.- Reactivo limitante.

- Un químico no puede obtener una cantidad determinada de un producto si parte de una cantidad insuficiente de alguno de los reactivos.
- Por ejemplo, en la reacción entre el monóxido de nitrógeno y el oxígeno:

$$2\ NO\ (g)\ +\ O_2\ (g)\ \rightarrow\ 2\ NO_2\ (g)$$

- La ecuación ajustada indica que se forman 2 moles de NO_2 cuando 2 moles de NO reaccionan con un mol de O_2.
- Pero si se mezclan 2 moles de NO con 2 moles de O_2, ¿se formarán más de 2 moles de NO_2? Para responder a esta cuestión es preciso observar la ecuación química y su interpretación:
- **Ecuación química: $2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g)$**
- **Interpretación macroscópica: 2 mol NO (g) + 1 mol O_2 (g) → 2 mol NO_2 (g)**
- Antes de que ocurra la reacción hay 2 mol de NO, 2 mol de O_2 y 0 mol de NO_2.
- La reacción tiene lugar de acuerdo con la reacción ajustada: los 2 mol de NO reaccionan con 1 mol de O_2 produciendo 2 mol de NO_2.
- En este punto todo el NO se ha gastado y la reacción se detiene.
- **En el recipiente, además de los 2 mol de NO_2 producidos, quedará 1 mol de O_2, que no ha podido reaccionar por falta de NO.**
- En este experimento solo se gasta completamente el NO, y se denomina reactivo limitante.
- El O_2 es un reactivo en exceso ya que parte de él queda sin reaccionar.
- **El reactivo limitante** determina o limita la cantidad de producto que puede formarse en una reacción. Los reactivos en exceso en una reacción química no se gastan totalmente, solo se gasta por completo el reactivo limitante.

5.- Estequiometría de las reacciones químicas.

- **5.4.- Reactivo limitante.**
- En general, para resolver cualquier problema de estequiometría podemos seguir los siguientes pasos:

1. **Escribir la ecuación química del proceso ajustada.**
2. **Debajo de cada sustancia se escriben sus datos.**
3. **Se expresa la cantidad de cada sustancia en moles.**
4. **Se determina si existe un reactivo limitante.**
5. **Partiendo del reactivo limitante, se calculan los moles de las demás sustancias utilizando el factor de conversión apropiado.**
6. **A partir de su cantidad en moles, se determina la cantidad de cualquier sustancia en las unidades que se nos soliciten.**

5.- Estequiometría de las reacciones químicas.

5.5.- Rendimiento de las reacciones.

- Las cantidades de productos calculadas a partir de una ecuación química ajustada son las cantidades teóricas que se obtendrían si la reacción fuera completa.
- Esta cantidad teórica se denomina rendimiento teórico.
- **En la práctica la cantidad real que se forma de un producto es, con frecuencia, menor que la cantidad teórica.**
- Esta discrepancia se puede deber a diferentes razones:
  - La conversión de reactivos en productos puede ser incompleta y hacer que la reacción se detenga antes de que se agoten todos los reactivos.
  - Pueden existir reacciones competitivas que den lugar a otros productos y reduzcan el rendimiento de la reacción deseada.
  - Los reactivos utilizados no son completamente puros.
  - En el proceso final de separación y purificación de un producto puede perderse algo de éste.

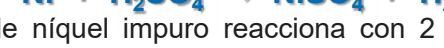
- **El cociente entre la cantidad obtenida de un producto y la cantidad teórica se denomina rendimiento de la reacción para dicho producto, que en tanto por ciento (rendimiento porcentual):**

$$\text{Rendimiento } (\%) = \frac{Cantidad\ obtenida}{Cantidad\ teórica}.100$$

- Siempre es deseable conseguir un rendimiento de reacción lo más alto posible, a fin de reducir la cantidad de materias primas utilizadas.

5.- Actividades: estequiometría de las reacciones químicas.

- **Actividad resuelta 10.**
- El níquel reacciona con el ácido sulfúrico según:



$$Ni + H_2SO_4 \rightarrow NiSO_4 + H_2$$

- a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcula el porcentaje de níquel de la muestra.
- b) Calcula el volumen de hidrógeno desprendido, a 25º C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

a) Los moles de ácido contenidos en los 2 mL de disolución son:

$$0,002\ L\ .\ \frac{18\ mol}{1L} = 0,036\ mol\ ácido$$

- Como 1 mol de ácido reacciona con 1 mol de níquel, los 0,036 mol de ácido reaccionarán con 0,036 mol de níquel.
- Por lo que la masa de níquel en la muestra será: $0,036\ mol\ Ni\ .\frac{58,7\ g\ Ni}{1\ mol\ Ni} = 2,11\ g\ Ni$
- Y el porcentaje de Ni en la muestra de 3 g será: $\%\ de\ Ni = \frac{2,11\ g\ Ni}{3\ g\ Ni}.100 = 70,3\ \%\ de\ Ni$

b) En los 20 g de Ni hay: $20\,g\ Ni\ .\frac{1\ mol\ Ni}{58,7\ g\ Ni} = 0,34\ mol\ Ni$ que producirán 0,34 mol de H_2

- Ocuparán un volumen: $20\,g\ Ni\ .\frac{1\ mol\ Ni}{58,7\ g\ Ni} = 0,34\ mol\ Ni$

5.- Actividades: estequiometría de las reacciones químicas.

- **Actividad resuelta 11.**
- Una mezcla de 100 cm^3 de metano y etano arde completamente con 320 cm^3 de oxígeno. Calcula: a) El volumen de cada gas en la mezcla; b) Las fracciones molares de cada gas.

a) Las reacciones de combustión ajustadas son:

$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

$$C_2H_6 + 7/2\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

- Llamemos x a los mL de CH_4 e y a los mL de C_2H_6 que hay en la mezcla.
- Luego x + y = 100 mL.
- De acuerdo con las ecuaciones químicas anteriores:
  - x mL de CH_4 reaccionan con 2x mL de O_2
  - y mL de C_2H_6 reaccionan con 3,5y mL de O_2
  - Por tanto: 2 x + 3,5 y = 320 mL.
  - Resolviendo el anterior sistema de ecuaciones: x = 20 mL de CH_4; y = 80 mL de C_2H_6.

b) El porcentaje en volumen de un componente coincide con su porcentaje en número de partículas, que es cien veces su fracción molar, por tanto:

$$X_{metano} = \frac{20}{100} = 0,2\,; \quad X_{etano} = \frac{80}{100} = 0,8$$

5.- Actividades: estequiometría de las reacciones químicas.

- **Actividad resuelta 12.**
- Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de disolución de HCl 6 M. Cuando finalice la reacción y cese el desprendimiento de hidrógeno:
- a) Calcula la cantidad de reactivo que queda en exceso.
- b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27º C y 1 atm, se habrá desprendido?
- La ecuación química ajustada correspondiente al proceso es:

$$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

a) Calculamos en primer lugar los moles que disponemos de cada sustancia:

$$moles\ Zn = \frac{20\ g}{65,4\ g/mol} = 0,306\ mol\ Zn \qquad moles\ HCl = 0,2\ L . \frac{6\ mol}{1\ L} = 1,2\ mol\ HCl$$

- Como 1 mol de Zn reacciona con 2 moles de HCl, los 0,306 moles de Zn reaccionarán con:

$$0,306\ mol\ Zn . \frac{2\,mol\,HCl}{1\ mol\ Zn} = 0,612\ mol\ HCl$$

- Por lo que el HCl estará en exceso sobrando:

$$1,2 - 0,612 = 0,588\ mol\ HCl \Rightarrow 0,588\ mol\ HCl . \frac{35,5\,g}{1\,mol} = 21,5\ g\ HCl$$

b) Como 1 mol de Zn produce 1 mol de H_2, los 0,306 mol de Zn que disponemos producirán 0,306 mol de H_2, que ocuparán un volumen de:

$$V = \frac{n.R.T}{P} = \frac{0,306.0,082.300}{1} = 7,53\ L\ de\ H_2$$

5.- Actividades: estequiometría de las reacciones químicas.

A.12. El carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico según la siguiente reacción:

$$CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Calcule: a) El volumen de ácido clorhídrico de densidad 1,2 kg/L y 35% en peso de riqueza, necesario para que reaccionen totalmente 120 gramos de carbonato de calcio
b) la masa de cloruro de calcio que se obtendrá a partir de 1 kg de piedra caliza que contiene un 60% de $CaCO_3$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40

A.13. La descomposición térmica de 5 gramos de clorato de potasio, $KClO_3$, del 95% de pureza da lugar a la formación de cloruro de potasio, KCl, y oxígeno gaseoso. Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 83%, calcule:
a) El número de moléculas de KCl que se generarán.
b) El volumen de gas oxígeno, medido a la presión de 720 mmHg y temperatura de 20°C, que se desprenderá durante la reacción. Datos: K=39; Cl = 35,45; O = 16. R=0,082 atm L mol^{-1} K^{-1}

A.14. El ácido fosfórico reacciona con el bromuro de sodio dando lugar a monohidrógenofosfato de disodio y bromuro de hidrógeno gaseoso. En un análisis se añaden 100 mL de ácido fosfórico 2,5M a 40 g de bromuro de sodio.
a) ¿Cuántos gramos de monohidrógenofosfato de disodio se habrá obtenido?
b) Si se recoge el bromuro de hidrógeno en un recipiente de 500 mL,a 50^0C,¿Qué presión ejercerá? Masas atómicas: H = 1; P = 31; O = 16; Na = 23; Br = 79,9.

A.15. Un fabricante vende latas con 600 g de carburo de calcio (CaC_2) cuya pureza es del 80%.
a) Averigüe las latas que deben adquirirse para obtener 800 L de gas de acetileno (C_2H_2) medidos a 1 atm y 47 ºC, sabiendo que el carburo de calcio por reacción con agua da acetileno mas hidróxido de calcio según la ecuación:

$$CaC_2 + H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$$

b) La masa de hidróxido de calcio que se forma.

5.- Estequiometría de las reacciones químicas.

- **Reacción de combustión del etanol: $CH_3 - CH_2OH$**

$$C_2H_6O + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

Se escribe la reacción química y se ajusta

Etanol	Oxígeno	Dióxido de carbono	Agua
1 mol	3 mol	2 mol	3 mol
1 mol .46 g/mol 46 g de C_2H_6O	3 mol . 32 g/mol 96 g de O_2	2 mol .44 g/mol 88 g de CO_2	3 mol .18 g/mol 54 g de H_2O

Relación de moles

Masa de los reactivos
46 g + 96 g = 142 g

=

Masa de los productos
88 g + 54 g = 142 g

Ley de Lavoisiere: en toda reacción química la masa se conserva

	C_2H_6O	O_2	CO_2	H_2O
Masa molecular	2.12 + 6.1 + 16 = 46 u	2.16 = 32 u	12 + 2.16 = 44 u	2.1 + 16 = 18 u
1 mol Masa molar	46 g	32 g	44 g	18 g