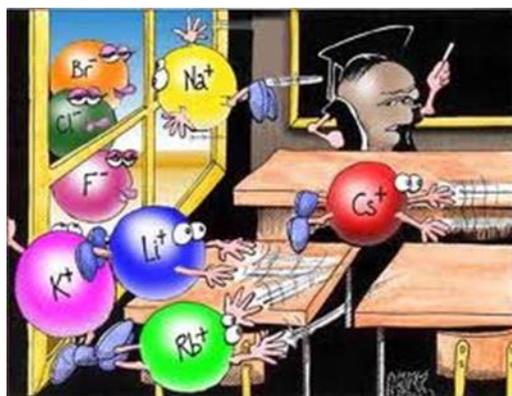


FÍSICA Y QUÍMICA //

1º BACHILLERATO.

- **TEMA 1. FORMULACIÓN INORGANICA.**
- **TEMA 2. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA**
- **TEMA 3. TRANSFORMACIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA.**
- **TEMA 4. ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA PERIODICO Y ENLACE QUÍMICO.**
- **TEMA 5. FORMULACIÓN ORGANICA.**
- **TEMA 6. CINEMATICA**
- **TEMA 7. DINAMICA.**
- **TEMA 8. ENERGÍA.**
- **TEMA 9. ELECTRICIDAD.**



INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA.

TEMA 2

TEMARIO FÍSICA Y QUÍMICA.

Fernando Escudero Ramos.

I.E.S. FERNANDO DE LOS RÍOS (QUINTANAR DEL REY)



Índice de Contenido.

1. INTRODUCCIÓN.....	4
1.1. LOS ESTADOS DE LA MATERIA.....	4
2. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA.	5
CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS.	6
2.1. MEZCLAS.	6
TÉCNICAS DE SEPARACIÓN.	7
2.2. DISOLUCIONES.....	8
2.3. DISPERSIONES COLOIDALES.....	10
2.4. SUSTANCIAS PURAS.....	12
2.5. COMPUESTOS Y ELEMENTOS.....	13
3. LAS LEYES PONDERALES.	13
4. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON.....	14
5. HIPÓTESIS DE AVOGADRO. CONCEPTO DE MOLECULA Y MOL.....	15
6. LEYES DE LOS GASES IDEALES.	18
LEY DE BOYLE.	18
LEY DE GAY-LUSSAC.....	19
LEY DE LOS GASES IDEALES O PERFECTOS.	19

LEY DE DALTON.....	20
--------------------	----

7. MEDIDA DE LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.....	21
---	-----------

8. DETERMINACIÓN DE FORMULAS.....	22
--	-----------

PROBLEMAS INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA.....	23
---	-----------

1 ESTADOS DE AGREGACIÓN.....	23
-------------------------------------	-----------

2. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA.....	23
--	-----------

2.1 MEZCLA.....	24
-----------------	----

2.2 DISOLUCIONES.....	24
-----------------------	----

2.3 DISPERSIONES COLOIDALES.....	26
----------------------------------	----

2.4 SUSTANCIAS PURAS.....	26
---------------------------	----

2.5 COMPUESTOS Y ELEMENTOS.....	26
---------------------------------	----

3. LAS LEYES PONDERALES.....	27
-------------------------------------	-----------

5. HIPÓTESIS DE AVOGADRO.....	28
--------------------------------------	-----------

6. LEYES DE LOS GASES IDEALES.....	29
---	-----------

7. MEDIDA DE LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.....	31
---	-----------

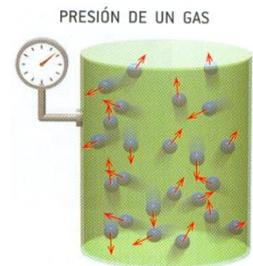
8. DETERMINACIÓN DE FORMULAS.....	33
--	-----------

1. INTRODUCCIÓN.

Naturaleza Corpuscular de la materia.

La química se ocupa del estudio de la materia y sus transformaciones. Aunque a primera vista la materia parece continua, los potentes instrumentos disponibles en la actualidad muestran su carácter corpuscular (formado por partículas pequeñas).

Maxwell postulo su existencia mucho antes de disponer evidencias directas, este fue capaz de explicar el comportamiento de los gases suponiendo que estos están formados por partículas que chocan elásticamente contra las paredes del recipiente que las contiene.

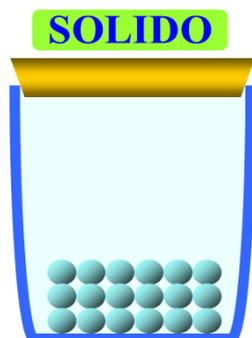


El efecto medible de una gran cantidad de choques de estas partículas sobre las paredes es la presión del gas.

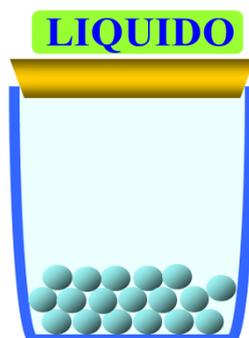
“Por tanto podemos afirmar que la materia está formada por partículas muy pequeñas en movimiento constante”

1.1. LOS ESTADOS DE LA MATERIA.

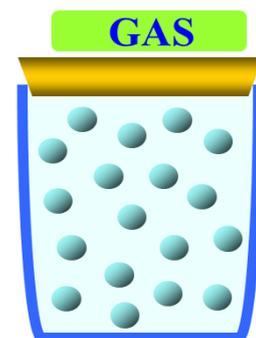
Las partículas que constituyen la materia se atraen entre sí por fuerzas de tipo eléctrico.



Las partículas están unidas por **fuerzas muy intensas** que no les permiten dejar sus posiciones fijas. Solo pueden vibrar ligeramente

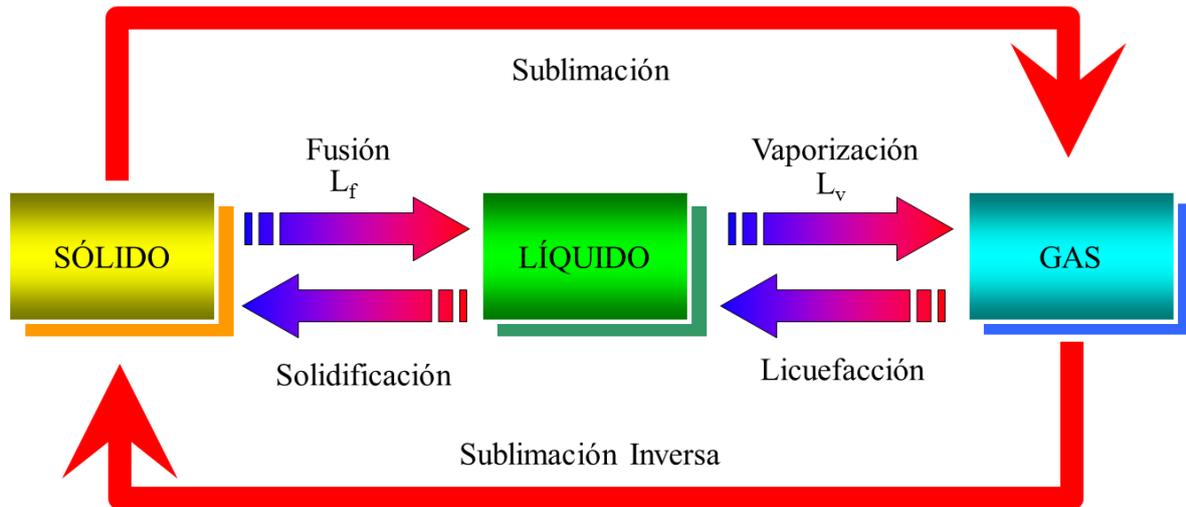


Las **fuerzas** entre partículas son **más débiles** que en el sólido, por lo que pueden moverse con mayor facilidad

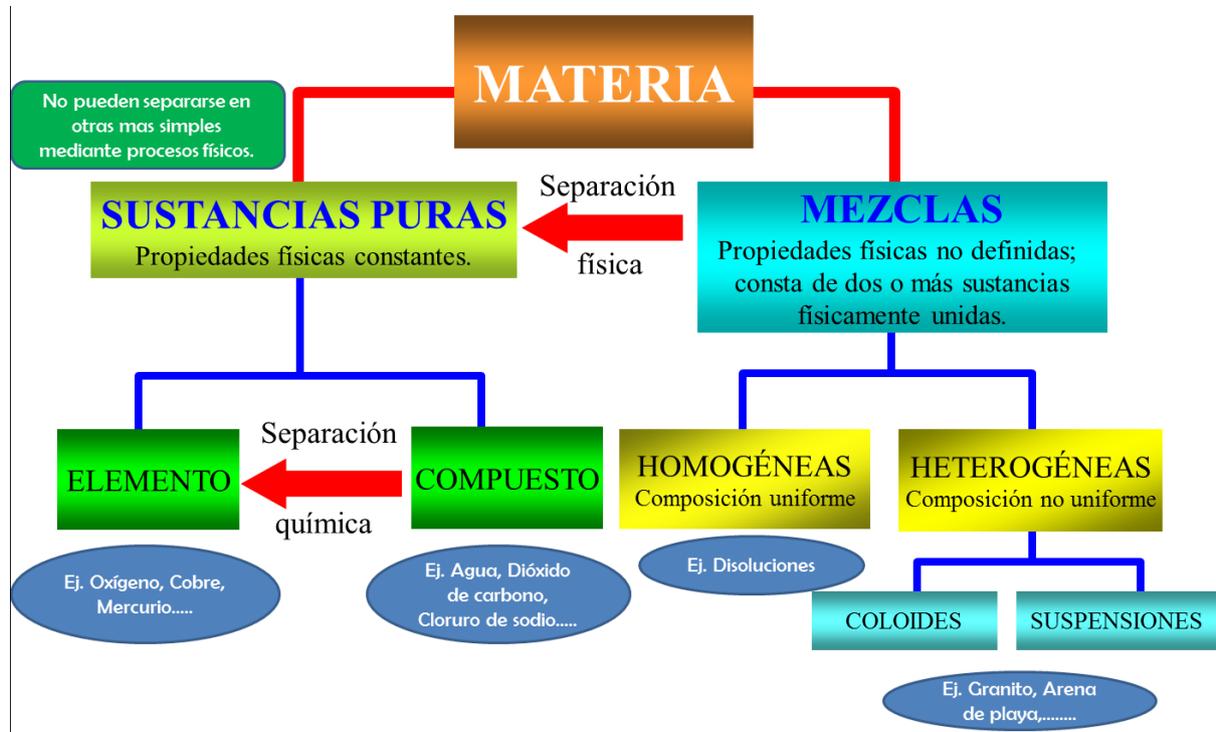


Las partículas están muy separadas unas de otras y se mueven a gran velocidad. **Las fuerzas** de atracción son **casi nulas**

El estado de agregación de un cuerpo depende de la presión y la temperatura a que se encuentra. Si la presión no cambia, las variaciones de la temperatura provocan los cambios de estado. Si un sólido se calienta suficientemente, se convierte en un líquido. Si la temperatura sigue aumentando, acaba pasando a gas.



2. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA.



CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS.

- **Cambios físicos son aquellos en los que no se altera la identidad de las sustancias que lo experimentan. Ejemplo: Al disolver sacarosa en agua, las partículas de azúcar mantienen su capacidad edulcorante. Aunque cambian su estado de agregación, conservan su identidad**
- **Cambios químicos son aquellos en los que se altera la identidad de las sustancias que lo experimentan. Ejemplo: Si calentamos fuertemente la sacarosa, se transforma en un sólido negro e insípido y se desprende vapor de agua**

Los cambios químicos son más profundos que los físicos, y no es posible valerse de manipulaciones físicas como la filtración, destilación, cromatografía,... para recuperar la sacarosa.



2.1. MEZCLAS.

Consta de dos o más sustancias físicamente unidas

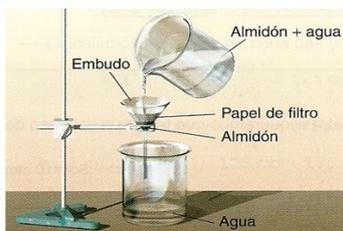
- ✓ **Mezcla heterogénea. Es aquella cuyos componentes se observan a simple vista o con ayuda de un microscopio óptico. Tienen una composición no uniforme. La proporción de sus distintos componentes, puede variar de forma arbitraria. Ejemplos: el granito, la sangre,...**
- ✓ **Mezcla homogénea. Es aquella cuyos elementos no pueden distinguirse ni siquiera con ayuda de un microscopio óptico. Tiene una composición uniforme, incluso si se observa al microscopio. La proporción de sus distintos componentes, puede variar dentro de unos límites. Ejemplo: Disolución de sal común en agua, Aire.**

TÉCNICAS DE SEPARACIÓN.

Decantación

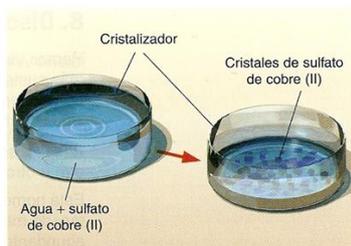


- ✓ Consiste en separar dos líquidos inmiscibles o un sólido y un líquido que no se mezclan entre ellos.
- ✓ Fundamento: **la diferencia de densidades.**
- ✓ Se deja en reposo la mezcla hasta que se separa en dos (o más) fases bien diferenciadas.
- ✓ Si una fase es líquido y la otra sólida, se inclina el recipiente para verter el líquido sobrenadante.
- ✓ Si existe una fase sólida flotante, puede recogerse con una espátula.
- ✓ Si las dos fases son líquidas, se utiliza el embudo de decantación.



Filtración

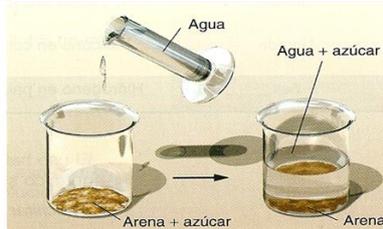
- ✓ Consiste en separar un sólido del líquido en el que está en suspensión, es decir, no disuelto.
- ✓ Fundamento: **la diferencia de tamaño de las partículas.**
- ✓ Se hace pasar la mezcla por un filtro, de manera que sus poros dejan pasar un componente pero retienen el otro.



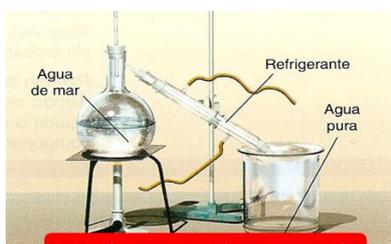
Cristalización.

- ✓ Consiste en separar un sólido disuelto en un líquido.
- ✓ Fundamento: **la diferencia de volatilidad**, es decir, de facilidad para pasar al estado de vapor.
- ✓ Se deja en reposo la mezcla para que el líquido se evapore lentamente. En el fondo del recipiente aparece el sólido, normalmente en forma cristalina.
- ✓ Se acelera el proceso extendiendo la mezcla tanto como sea posible, es decir, colocando la disolución en un recipiente ancho que aumente la superficie de evaporación.

Extracción con disolvente.



- ✓ Consiste en separar uno de los componentes de una mezcla disolviéndolo.
- ✓ Fundamento: **la diferente de solubilidad** en un disolvente determinado.
- ✓ Se añade a la mezcla un disolvente que sólo sea capaz de disolver una de las sustancias que la componen.
- ✓ Cuando ya ha disuelto la sustancia que se quiere extraer, se separa por decantación o filtración.



Destilación = evaporación + condensación

Destilación.

- ✓ Consiste en separar un líquido (o un sólido) disuelto en otro líquido.
- ✓ Fundamento: **la diferencia de puntos de ebullición.**
- ✓ Se calienta la mezcla. Cuando se llega a la temperatura de ebullición de la mezcla, se separa un vapor que es más rico en el componente de menor temperatura de ebullición. El vapor se condensa y se recoge.
- ✓ Permite, por ejemplo, destilar el agua y separarla de sus impurezas, separar dos líquidos miscibles....



Cromatografía.

- ✓ Consiste en separar los componentes de una mezcla que se mueven a distinta velocidad por el mismo soporte.
- ✓ Fundamento: **la diferente retención de los componentes en una fase fija.**
- ✓ Un fluido (por ejemplo etanol) arrastra la mezcla a través de un sólido (por ejemplo papel de filtro). Los componentes, solubles en el fluido (fase móvil), son más o menos retenidos por el sólido (fase estacionaria).
- ✓ Cada componente avanza a mayor o menor velocidad en función de si es mayor su solubilidad en la fase móvil o su retención en la fase estacionaria.

Física y Química

Fis

Otras técnicas: Separación Magnética, Centrifugación.....

2.2. DISOLUCIONES.

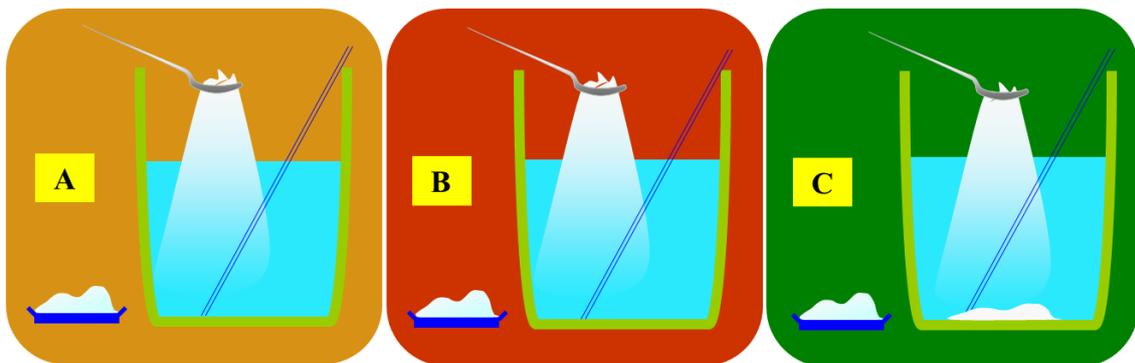
Una disolución es una mezcla homogénea.

Se llama disolvente o medio dispersante al componente que no cambia de estado al formarse la disolución. Si tras la disolución todos los componentes mantienen su estado físico, el disolvente es el que se encuentra en mayor proporción. El resto de componentes se llaman solutos o sustancias dispersas. La proporción en que se encuentran los componentes de una disolución es su concentración.

Pueden considerarse nueve tipos diferentes de disoluciones, dependiendo del estado en que se encuentren sus componentes. Las disoluciones más comunes son las acuosas (su disolvente es el agua).

Clasificación de las disoluciones según el estado de agregación de sus componentes				
Soluto \ Disolvente	Sólido	Líquido	Gas	
Sólido	Oro y plata (aleación)	Azúcar en agua	Polvo muy fino en aire	
Líquido	Mercurio en cobre	Agua y etanol	Agua en aire (aire húmedo)	
Gas	Hidrógeno en paladio	Oxígeno en agua	Aire	

- Una disolución se dice que está **saturada** cuando, a una determinada temperatura, contiene la máxima cantidad posible de soluto.



- Si añadimos un poco de sal en agua y agitamos, obtenemos una **disolución insaturada (A)**
- Las dos sustancias forman una **mezcla homogénea (B)**
- Si añadimos más sal, llega un momento que **no se disuelve, y precipita al fondo, disolución saturada (C)**

- La solubilidad de una sustancia indica la máxima cantidad de dicha sustancia que es posible disolver en una cantidad de disolvente dada, a una temperatura concreta

Ejemplos Problemas de disoluciones.

Una disolución de azúcar en agua tiene una densidad de $1,05 \text{ g/cm}^3$. Si solo el 8,1 % de la masa de la disolución es azúcar, ¿cuántos gramos de agua hay en medio litro de dicha disolución?

Cálculo de la masa de la disolución

$$m = V d = 500 \text{ (cm}^3\text{)} \cdot 1,05 \left(\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right) = 525 \text{ g} \Rightarrow m = 525 \text{ g de disolución}$$

Cálculo de la masa de soluto (azúcar)

El 8,1 % de la masa de la disolución es azúcar, luego en 525 g de disolución habrá:

$$525 \text{ (g disolución)} \cdot \frac{8,1 \text{ (g azúcar)}}{100 \text{ (g disolución)}} = 42,5 \text{ g de azúcar}$$

Cálculo de la masa de disolvente (agua)

$$\text{Los gramos de disolvente son: } 525 - 42,5 = 482,5 \text{ g de agua}$$

La solubilidad del nitrato de potasio en 100 g de agua vale 82 g a 50°C , y 28,5 g a 20°C . Explicar lo que ocurre si echamos 250 g de nitrato de potasio en medio litro de agua a 50°C , agitamos bien y después enfriamos rápidamente la disolución hasta que la temperatura descienda a 20°C

Cantidad máxima de KNO_3 que se puede disolver en medio litro de agua a 50°C :

$$500 \text{ (g agua)} \cdot \frac{82 \text{ g } \text{KNO}_3}{100 \text{ (g agua)}} = 410 \text{ g } \text{KNO}_3$$

Los 250 g de KNO_3 se disolverán totalmente en el medio litro de agua a 50°C

Cuando la t° descienda a 20°C , la cantidad máxima de KNO_3 que puede disolverse es:

$$500 \text{ (g agua)} \cdot \frac{28,5 \text{ (g } \text{KNO}_3\text{)}}{100 \text{ (g agua)}} = 142,5 \text{ g } \text{KNO}_3$$

Conclusión:

De los 250 g de nitrato inicialmente disueltos, solo podrán disolverse 142,5 g

El resto que son $250 - 142,5 = 107,5 \text{ g}$ precipitarán al fondo

Un estudiante determina la densidad de una pieza de un metal pesándola (masa = 12,54 g) y metiéndola en un matraz cuyo volumen es de 25 cm³. El estudiante encuentra que se requieren 20,54 g de agua (d = 0,9970 g/cm³) para llenar el matraz con el metal dentro. ¿Qué valor debe dar para la densidad del metal?

Volumen que ocupa el agua, en el matraz lleno con el metal dentro

$$V = \frac{m}{d} = \frac{20,54 \text{ (g)}}{0,997 \left(\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right)} = 20,60 \text{ cm}^3$$

Volumen que ocupa la pieza de metal

$$25,00 \text{ (cm}^3\text{)} - 20,60 \text{ (cm}^3\text{)} = 4,40 \text{ cm}^3$$

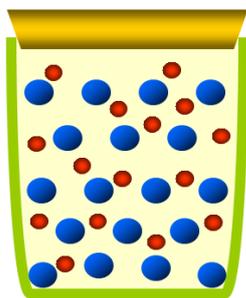
La densidad del metal será:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{12,54 \text{ (g)}}{4,40 \text{ (cm}^3\text{)}} = 2,85 \text{ g/cm}^3 \Rightarrow d = 2,85 \text{ g/cm}^3$$

2.3. DISPERSIONES COLOIDALES.

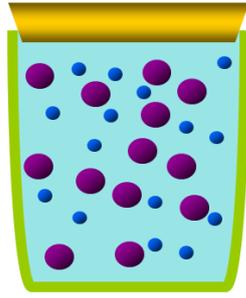
Las dispersiones coloidales o coloides son un caso intermedio entre las disoluciones verdaderas y las suspensiones. El diámetro de sus partículas dispersas está comprendido entre 10^{-7} cm y $2 \cdot 10^{-5}$ cm.

MEZCLA HOMOGÉNEA

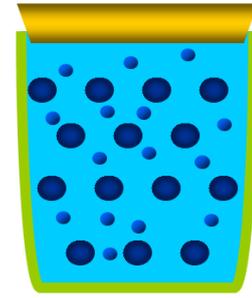


Disolución verdadera

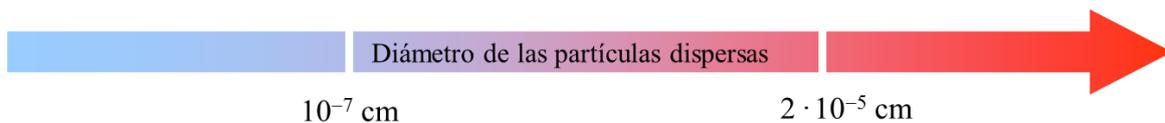
MEZCLAS HETEROGÉNEAS



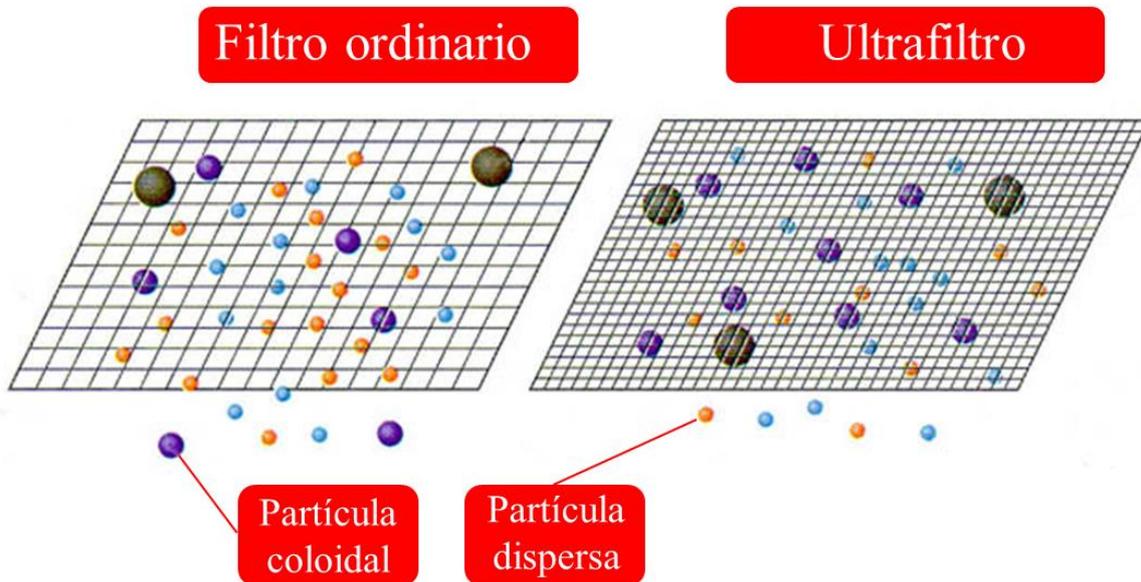
Dispersión coloidal



Suspensión

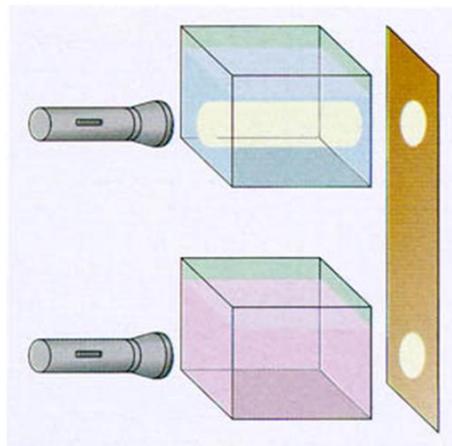


Las partículas coloidales, también llamadas micelas, atraviesan los filtros ordinarios y son invisibles al microscopio, pero se ven con el ultramicroscopio y son retenidas en las redes de los ultrafiltros.



Efecto Tyndall

- El rayo de luz **se hace visible al atravesar la dispersión coloidal**, pero no es visible cuando atraviesa una disolución verdadera



- Esto se debe a que **las partículas coloidales**, por su tamaño, **difunden la luz**, mientras que las disueltas no

2.4. SUSTANCIAS PURAS.

Las mezclas homogéneas (disoluciones) presentan un aspecto completamente uniforme, como si fueran sustancias puras.

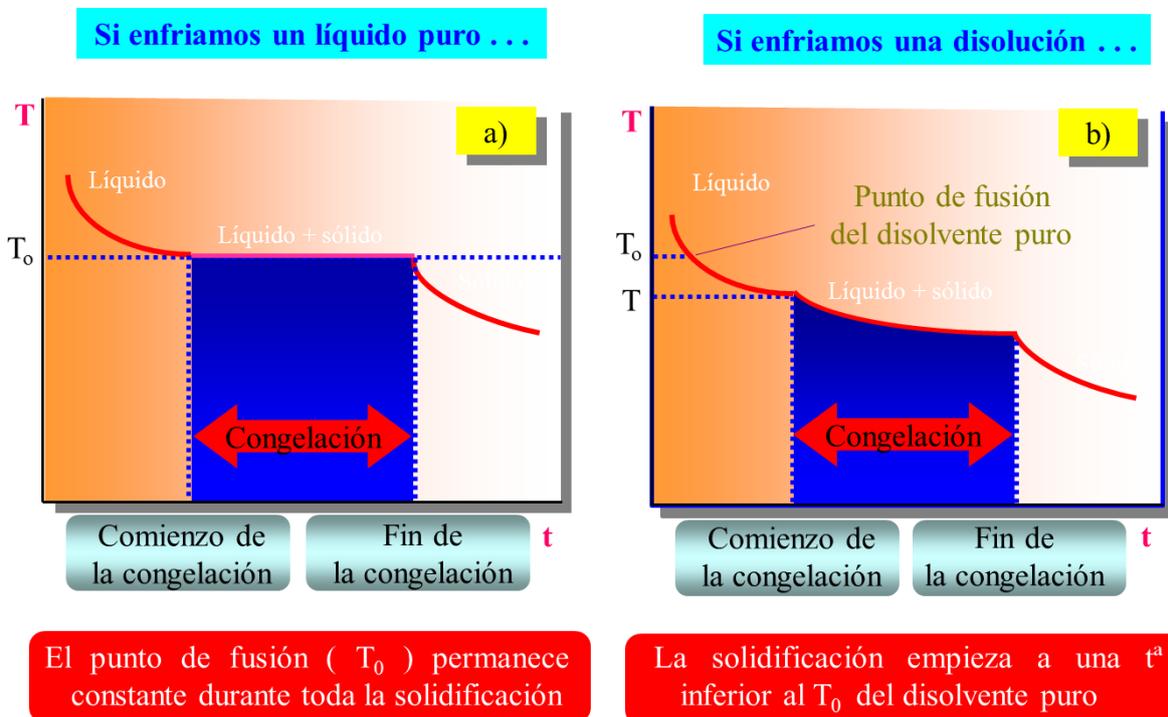
¿Cómo podemos distinguir una sustancia pura de una mezcla homogénea? Basándonos en qué la mezcla consta de dos o más sustancias que conservan su identidad. Por tanto podremos diferenciarlas porque la mezcla puede separarse por medios que mantengan la identidad de la sustancia como destilación, cromatografía, etc. (Cambios físicos)

Hay tres formas rápidas de comprobar que una sustancia es pura:

- ❖ Hacer una cromatografía.
- ❖ Comprobar su punto de fusión.
- ❖ Comprobar su punto de ebullición.

Las sustancias puras se caracterizan por tener propiedades perfectamente definidas, de modo que sus constantes físicas (como la densidad, puntos de fusión y ebullición,...) son valores fijos para cada sustancia.

Constancia de las propiedades físicas



2.5. COMPUESTOS Y ELEMENTOS.

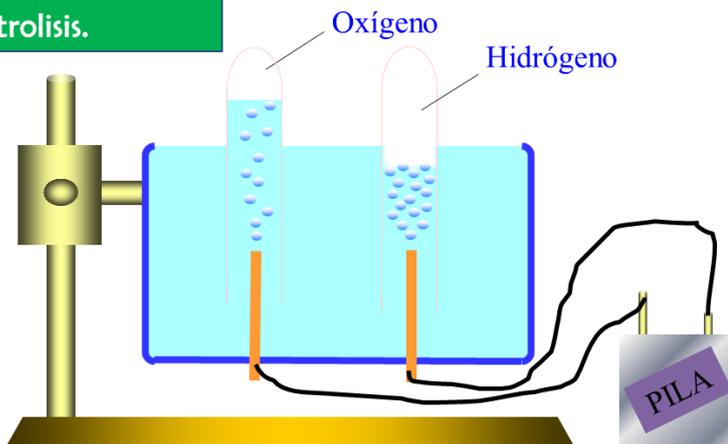
- **Compuesto**

Es aquella sustancia pura que puede descomponerse en otras más sencillas por medio de cambios químicos. **Ejemplo:** la sacarosa, el agua, cloruro de sodio ...

- **Elemento**

Es aquella sustancia pura que no puede descomponerse en otras más sencillas, ni siquiera utilizando cambios químicos. **Ejemplo:** el hidrógeno, el oxígeno, la plata ...

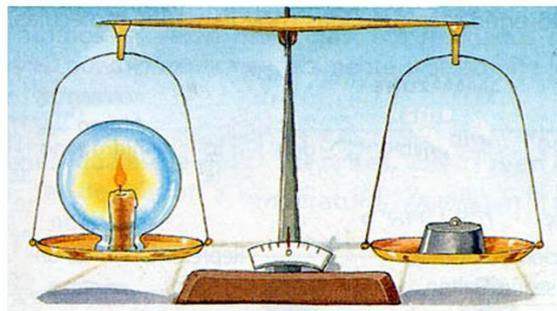
Electrolisis.



Al hacer pasar una corriente eléctrica a través del agua, ésta se descompone en dos gases: hidrógeno y oxígeno. El agua ha perdido su identidad (cambio químico)

3. LAS LEYES PONDERALES.

- **Ley de conservación de la masa (Lavoisier)**

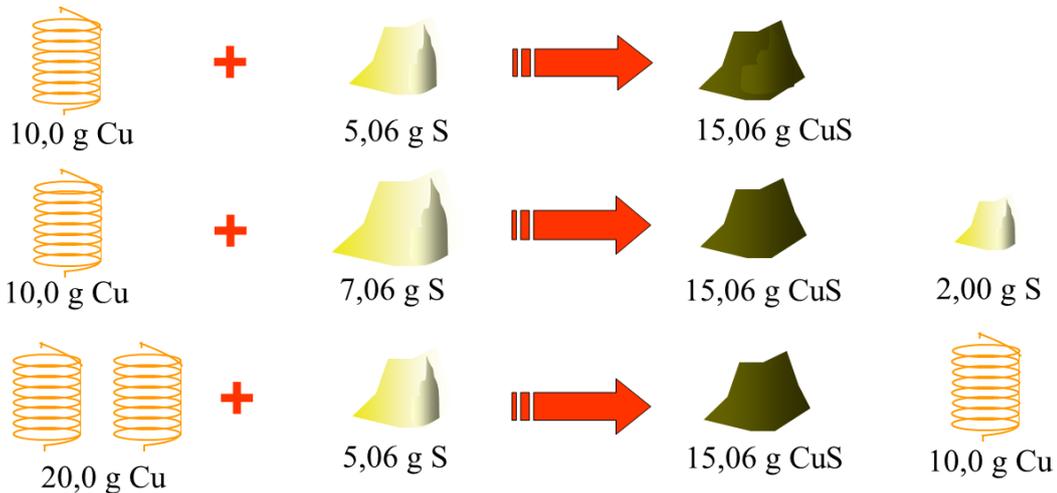


- Cuando una vela arde en un contenedor herméticamente cerrado, no se produce ningún cambio detectable en la masa
- El fiel de la balanza, permanece en el mismo lugar, antes y después de la reacción
- Durante un cambio químico no se produce ningún cambio detectable en la masa total

En todo cambio químico la masa total de los reactivos que reaccionan es igual a la masa total de los productos de la reacción.

• Ley de las proporciones definidas

- En 1799 J. L. Proust probó que cuando varios elementos se combinan entre sí para formar un compuesto determinado, la proporción entre las masas es siempre constante e independiente del procedimiento para formarlo
- Diferentes muestras de un **compuesto puro** siempre **contienen los mismos elementos** en la **misma proporción**

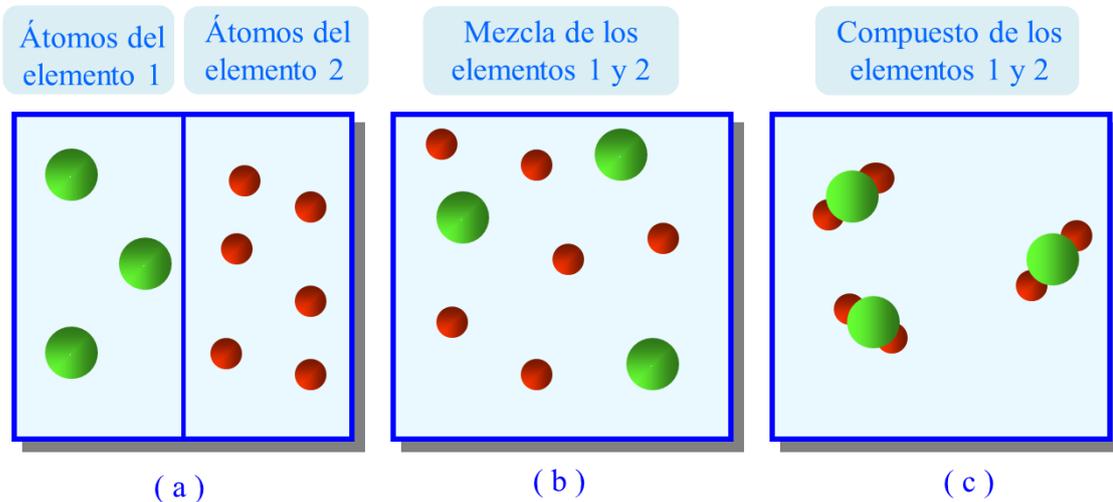


4. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON.

- Para explicar las leyes ponderales, J Dalton, en 1803, hizo una serie de suposiciones que se conocen como la teoría atómica de Dalton

- 1 Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas **átomos**
- 2 Todos los átomos de un elemento químico dado son idénticos en su masa y demás propiedades
- 3 Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular sus masas son diferentes
- 4 Los átomos son indestructibles y retienen su identidad en los cambios químicos
- 5 Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos químicos se combinan entre sí, en una relación de números sencilla, formando entidades definidas (hoy llamadas **moléculas**)

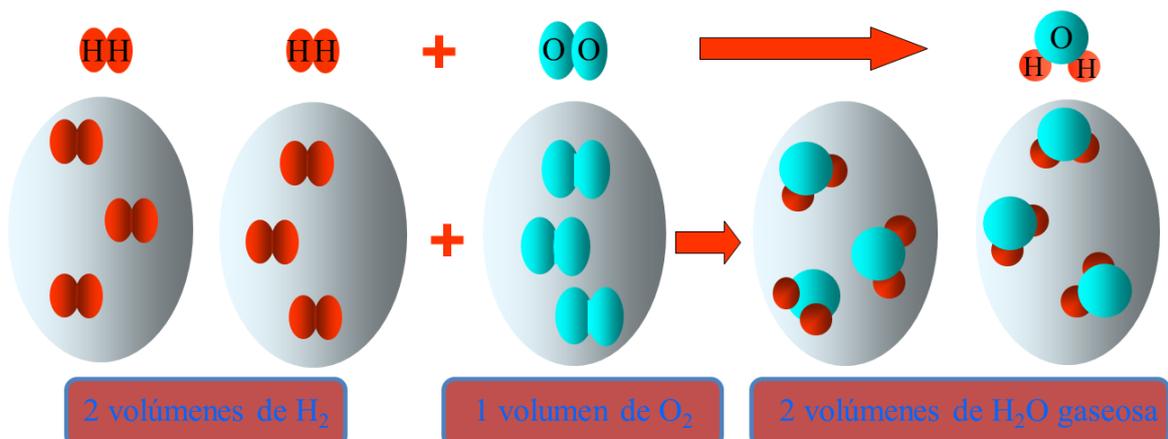
- **La Ley de conservación de la masa** se explica porque un cambio químico es solo una reordenación de átomos, sin que desaparezca ninguno.
- **La Ley de las proporciones definidas** se explica porqué, según los postulados de Dalton, una muestra de un compuesto es, sencillamente, una colección de muchas moléculas iguales, y la proporción en masa de sus elementos en la muestra es la misma que en una molécula individual cualquiera del compuesto, es decir, fija.



- Las mezclas (b) no implican las interacciones íntimas entre átomos que se encuentran en los compuestos (c)

5. HIPÓTESIS DE AVOGADRO. CONCEPTO DE MOLECULA Y MOL.

- El italiano **Amadeo Avogadro**, consideró que las partículas de algunos elementos gaseosos estaban formadas por dos átomos. A estas agrupaciones de átomos las llamó moléculas
- En 1811 interpretó los resultados experimentales de **Gay-Lussac** (Dibujo: La relación en que se combinan en volumen los gases que intervienen en un cambio químico, corresponde a números enteros sencillos), y enunció la llamada **"hipótesis de Avogadro"**
- Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas



CONCEPTO DE MOL.

- Un mol de una sustancia es la cantidad de esa sustancia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ de sus partículas representativas

En un mol de distintas muestras hay el mismo número de partículas (N_A)



- La masa de un mol será proporcional a la masa de sus partículas representativas

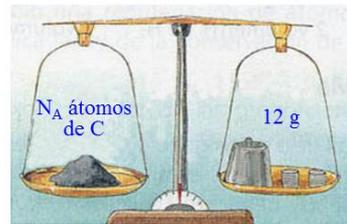
Los átomos de Cu son más pesados que los de C



- La masa en gramos de un mol de un elemento o compuesto, es un número igual a su masa atómica o molecular, respectivamente. Si M es la masa atómica (o molecular) del elemento (o compuesto) A :

$$1 \text{ mol de } A = M \text{ gramos de } A$$

$$\text{Nº de moles} = \frac{m \text{ (gramos)}}{\text{Masa molecular}}$$

**RELACIÓN ENTRE ÁTOMO, MOLÉCULA Y MOL.**

- Molécula de ...
 - un elemento
 - diatómico: $H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2$
(cada molécula tiene 2 átomos)
 - monoatómico: las del resto de elementos
(cada molécula tiene 1 átomo)
 - un compuesto. Por ejemplo: $Al_2(SO_4)_3 \Rightarrow$
 - 2 átomos de aluminio
 - 3 átomos de azufre
 - 12 átomos de oxígeno

- En 1 mol hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Cu
- En 1 mol de átomos de Cu hay 63,55 g de Cu
- En 1 mol de moléculas de $Al_2(SO_4)_3$ hay ...
 - $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de aluminio
 - $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre
 - $12 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno
- En 1 mol de moléculas de $Al_2(SO_4)_3$ hay 342,17 g de sustancia

Ejemplo de cálculo de átomos, moléculas y moles.

La fórmula molecular de la glucosa es $C_6H_{12}O_6$. Si disponemos de $1,5 \cdot 10^{22}$ átomos de carbono, calcular: a) ¿Cuántos átomos de hidrógeno contiene la muestra? b) ¿Cuántas moléculas de glucosa? c) ¿Cuántos moles de glucosa? d) ¿Cuál es la masa de la muestra expresada en gramos? DATO: $N_A = 6 \cdot 10^{23}$

a) Cálculo de átomos de hidrógeno

$$1,5 \cdot 10^{22} \text{ (átomos C)} \frac{12 \text{ (átomos H)}}{6 \text{ (átomos C)}} = 3 \cdot 10^{22} \text{ átomos de H}$$

b) Cálculo de moléculas de glucosa

$$1,5 \cdot 10^{22} \text{ (átomos C)} \frac{1 \text{ (molécula de glucosa)}}{6 \text{ (átomos C)}} = 2,5 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de glucosa}$$

c) Cálculo de moles de glucosa

$$\frac{2,5 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}}{6 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} = 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ moles de glucosa}$$

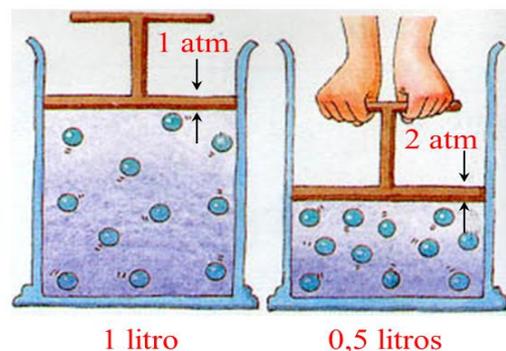
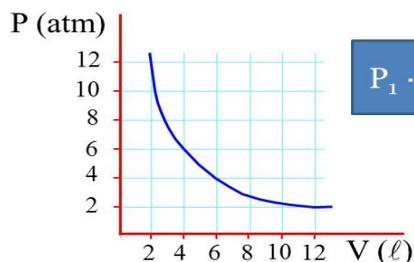
d) Cálculo de la masa de la muestra expresada en gramos

$$\text{Masa molecular glucosa} = 180 \Rightarrow 4,17 \cdot 10^{-3} \text{ (mol)} \cdot 180 \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right] = 0,75 \text{ g}$$

6. LEYES DE LOS GASES IDEALES.**LEY DE BOYLE.**

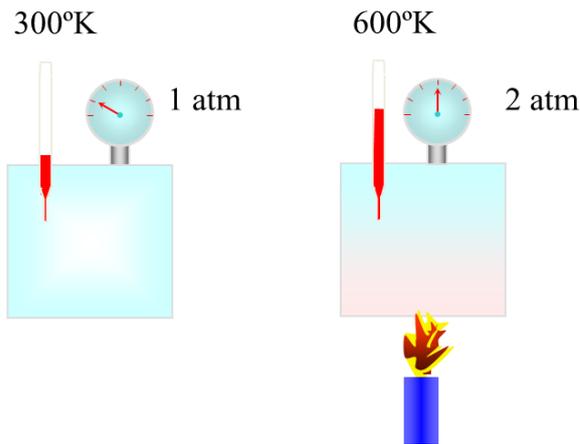
- Las moléculas de un gas se mueven libremente por todo el volumen del recipiente, chocando con sus paredes. Al reducir el volumen, el número de choques aumenta, y por tanto aumenta su presión
- Para una masa de gas dada a una temperatura fija, el volumen varía inversamente proporcional a la presión

Cuando se dobla la fuerza ejercida sobre el gas, el volumen se reduce a la mitad y se dobla la presión que ejerce el gas. De este modo **el producto P·V permanece constante**



LEY DE GAY-LUSSAC.

- Cuando se calienta un gas, aumenta la velocidad de sus moléculas
- Los impactos contra las paredes del recipiente son más violentos, lo que se traduce en un aumento de presión
- La presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura, en grados Kelvin, si el volumen se mantiene constante



A volumen constante ($V_1 = V_2$) se cumple que:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P}{T} = \text{constante}$$

LEY DE LOS GASES IDEALES O PERFECTOS.

- Los gases ideales o perfectos verifican una ecuación más general que engloba las **leyes de Boyle y de Gay-Lussac. Es la llamada ley de los gases ideales:**

$$\frac{p \cdot V}{n \cdot T} = \text{constante}$$

siendo n el número de moles

- Esta constante es la llamada **constante de los gases ideales**, y se representa por **R**. Su valor es:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \ell}{^\circ\text{K mol}}$$

- La **ley de los gases ideales** puede escribirse así:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Cuando cambian las condiciones de P,V,T para una misma cantidad de sustancia podemos utilizar esta:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

Ejemplo de cálculo de volumen molar en distintas condiciones.

Qué volumen ocupa un mol de una sustancia gaseosa:

- a) En condiciones normales (1 atmósfera de presión y 0 °C de temperatura)
- b) A 10 atmósferas de presión y 25 °C

a) Cálculo del volumen molar en condiciones normales

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \left[\frac{\text{atm } \ell}{\text{°K mol}} \right] \cdot 273 \text{ (°K)}}{1 \text{ (atm)}} = 22,39 \ell$$

b) Cálculo del volumen molar a 10 atmósferas de presión y 25 °C

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \left[\frac{\text{atm } \ell}{\text{°K mol}} \right] \cdot 298 \text{ (°K)}}{10 \text{ (atm)}} = 2,44 \ell$$

LEY DE DALTON.

- El químico inglés J. Dalton también contribuyó al estudio del comportamiento de los gases enunciando la ley que lleva su nombre, aplicable a las mezclas de gases:
- **Cada componente de una mezcla de gases ejerce la misma presión que si fuese el único gas que ocupa todo el volumen de la mezcla.** Esta ley se expresa como:

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 \dots$$

- Donde P_T representa la presión total de la mezcla de gases y P_i las presiones parciales de cada gas.
- La **unidad** de presión del **S.I** es el **Pascal (Pa)**, su equivalencia con otras unidades es la siguiente:

$$1 \text{ atm} = 101300 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \text{ bar}$$

$$P_1 \cdot V = n_1 \cdot R \cdot T$$

$$P_2 \cdot V = n_2 \cdot R \cdot T$$

$$P_3 \cdot V = n_3 \cdot R \cdot T$$

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

7. MEDIDA DE LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.

Se utiliza el término **concentración** para describir la cantidad de soluto disuelto en una cantidad de disolución dada.

- ✓ Se puede expresar cuantitativamente indicando el porcentaje en masa del soluto, es decir, los gramos de soluto contenidos en 100 g de disolución.

$$\%_{\text{SOLUTO}} = \frac{\text{MASA SOLUTO}}{\text{MASA TOTAL}} \cdot 100$$

- ✓ Se suele expresar la concentración en función del número de moles contenidos en un litro de disolución. Es la llamada **molaridad** y se representa por **M**.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Número de litros de disolución}}$$

- ✓ Las concentraciones de gases muy pequeñas se miden en partes por millón (p.p.m)

• Preparación de una disolución 0,5 M de un soluto en agua

1. Añadir 0,5 moles del soluto en un matraz de 1 l que contenga agua hasta la mitad
2. Agitar cuidadosamente el matraz para que el soluto se disuelva
3. Añadir más agua al matraz hasta alcanzar exactamente la marca de 1 l

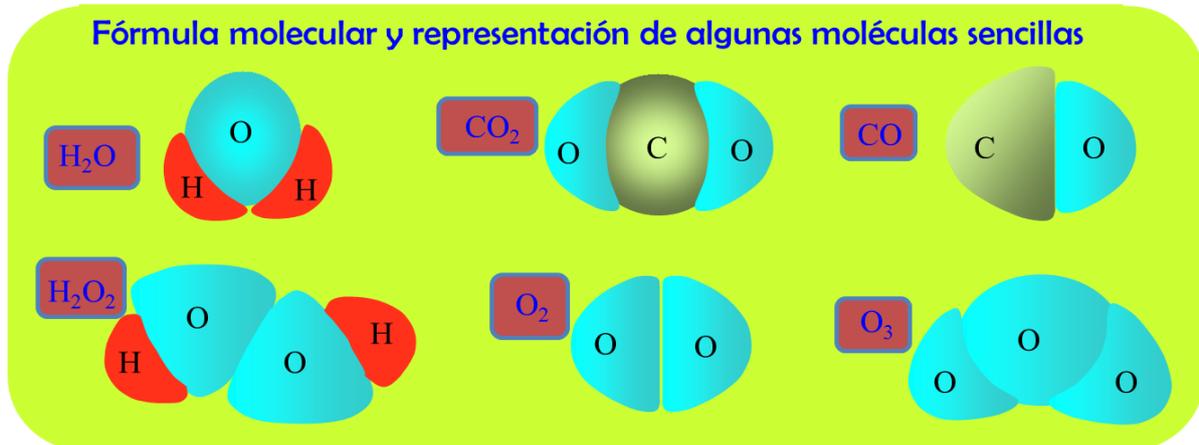
Relación entre la cantidad de soluto y de disolvente contenidos en una disolución

Porcentaje en masa	Indica los gramos de soluto en 100 gramos de disolución	$\% \text{ masa} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}} \times 100$
Molaridad	Indica los moles de soluto en 1 litro de disolución	$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$
Molalidad	Indica los moles de soluto en 1 kg de disolvente	$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$
Normalidad	Indica el nº de eq de soluto en 1 litro de disolución	$N = \frac{\text{eq de soluto}}{\text{litros de disolución}}$
Fracción molar	Relaciona los moles de un componente y los moles totales	$X_i = \frac{n_i}{n_T}$

8. DETERMINACIÓN DE FORMULAS.

Fórmula empírica y molecular

- Las **fórmulas moleculares** indican el tipo y el número real de átomos que forman la molécula de una sustancia



- Las fórmulas que indican solamente el número relativo de átomos de cada tipo presente en una molécula se llaman **fórmulas empíricas**. Sus subíndices son siempre los números enteros más bajos posibles
- A veces ambas fórmulas coinciden

Ejemplo de cálculo de las fórmulas empírica y molecular.

El análisis de cierto compuesto revela que su composición en masa es 30,435 % de N y 69,565 % de O. Si la masa molecular del compuesto es 92, hallar su fórmula empírica y su fórmula molecular.

DATO: masas atómicas relativas N = 14u ; O = 16u

a) Cálculo de la fórmula empírica

Elemento	Masa relativa del elemento	Masa atómica (M)	Nº relativo de átomos (se divide la masa por m)	Relación más sencilla (se divide por el menor)	Fórmula empírica
Nitrógeno	30,435	14	$\frac{30,435}{14} = 2,174$	$\frac{2,174}{2,174} = 1$	NO ₂
Oxígeno	69,565	16	$\frac{69,565}{16} = 4,348$	$\frac{4,348}{2,174} = 2$	

b) Cálculo de la fórmula molecular

La fórmula molecular será un múltiplo de la empírica: (NO₂)_n

$$n \cdot (14 + 2 \cdot 16) = 92 \Rightarrow n = 2 \text{ luego la fórmula molecular es } \text{N}_2\text{O}_4$$

PROBLEMAS INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA.**1 ESTADOS DE AGREGACIÓN.**

1.- Señala cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas:

- a) Los líquidos tienen un volumen y una forma definidos.
- b) Las partículas constituyentes de los sólidos disponen de completa libertad de movimiento.
- c) Los gases no tienen un volumen definido. (10. 3)

2.- Explica que le ocurre al agua, a nivel microscópico, si, a presión normal, aumentamos su temperatura desde -10°C hasta 110°C .

3.- Explica el motivo por el que los puentes llevan juntas de dilatación en su estructura metálica.

2. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA.

4.- Clasifica las siguientes transformaciones como físicas o químicas:

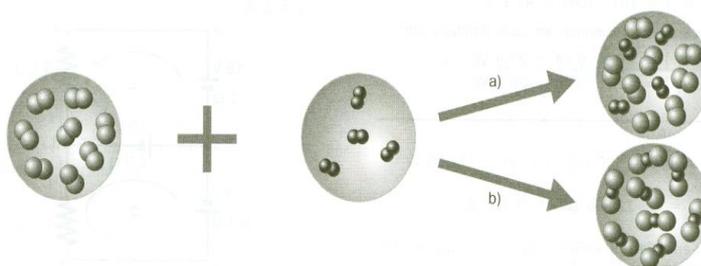
- a) Rallado del pan.
- b) Combustión de la gasolina.
- c) Congelación del agua.
- d) La fermentación del mosto. (10.40)

5.- Clasifica como cambio físico o químico la conversión del hierro de una plancha en herrumbre. (10.R3)

6.- Clasifica los siguientes cambios como físicos o químicos.

- a) Masticación de los alimentos.
- b) Digestión de los alimentos. (10.2)

7.- El siguiente esquema representa dos procesos diferentes entre gases. Identificarlos y definir sus características: (10.Ref4)



2.1 MEZCLA.

8.- A simple vista, la leche tiene un aspecto uniforme. Sin embargo, cuando se observa a través de un microscopio óptico, se distinguen pequeñas gotitas de grasa. Indica si la leche es una mezcla homogénea o heterogénea. (10.5)

9.- Indica una forma de separar una mezcla de limaduras de hierro, arena y sal. (10.6)

10.- Por destilación, el crudo de petróleo puede separarse en diferentes componentes debido a que estos:

- a) Tienen diferentes densidades.
- b) Son compuestos.
- c) No son miscibles en agua.
- d) Tienen diferentes puntos de ebullición. (10.29)

2.2 DISOLUCIONES.

11.- El bronce es una aleación, de cobre y estaño, que presenta un aspecto uniforme incluso visto a través del microscopio. Con esta información, ¿es el bronce una disolución? (10.12)

12.- Una disolución de azúcar en agua tiene una densidad de $1,05 \text{ g/cm}^3$. Si solo el 8,1 % de la masa de la disolución es azúcar,

- a) ¿Cuántos gramos de agua hay en medio litro de dicha disolución?
- b) ¿Qué volumen de disolución contiene 5 g de soluto? (10.21)'' Sol: 482,5 g; 58,8 ml.

13.- Una disolución de Yodo en agua tiene una densidad de $1,10 \text{ g/ml}$. Si solo el 7 % de la masa de la disolución es yodo.

- a) ¿Cuántos gramos de yodo hay en 2 litros de dicha disolución?
- b) ¿Qué volumen de disolución contiene 10 g de soluto? Sol: 154 g; 129,87 ml.

14.- A 20° la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) en 100 g de agua es de 35 g. Esto significa que en 100 g de agua, a esa temperatura:

- a) La mínima cantidad de NaCl que se puede disolver es 35 g.
- b) La máxima cantidad de NaCl que se puede disolver es 35 g.
- c) No es posible disolver 30 g de NaCl. (10.19)

15.- A 15°C la solubilidad de KNO_3 en agua es de 25 g en 100 g de agua. Describe qué sucederá si, a la temperatura de 15°C , añadimos 30 g de KNO_3 a 100 g de agua y agitamos convenientemente. (10.14)

16.- A 20°C la solubilidad de un cierto compuesto en agua es de 10g/100g agua. La disolución obtenida al mezclar 8 g de dicho compuesto con 100 g de agua. ¿Es una disolución saturada o insaturada? (10.15)

17.- La presión en el interior de una botella de cava sin descorchar es superior a la presión atmosférica. Al abrir la botella se observa que se escapa dióxido de carbono (CO_2). Teniendo en cuenta estos hechos, razona la validez de las afirmaciones siguientes:

- La solubilidad del CO_2 en el cava disminuye al aumentar la presión.
- La solubilidad del CO_2 en el cava aumenta al aumentar la presión.
- El CO_2 es completamente insoluble en el cava.
- Después de descorcharlo, el cava es una disolución saturada de CO_2 (10.26)

18.- La solubilidad del sulfato de plomo (II), PbSO_4 , en agua a la temperatura de trabajo es de 0,038 g/L. Calcula la masa de soluto que contienen 2 litros de disolución saturada. (E.17) Sol: 0,076 g.

19.- Calcula la masa de cloruro de sodio necesaria para preparar una disolución saturada a 20° con 5 L de agua. La solubilidad del cloruro de sodio, NaCl , en agua, a 20° , es de 36 g de NaCl por 100 g de agua.
Sol: 1800 g

20.- La solubilidad del nitrato de potasio en 100 g de agua vale 82 g a 50°C , y 28,5 g a 20°C . Explicar lo que ocurre si echamos 250 g de nitrato de potasio en medio litro de agua a 50°C , agitamos bien y después enfriamos rápidamente la disolución hasta que la temperatura descienda a 20°C (10.18)''
Sol: 410 g; 142,5 g; 107,5 g.

21.- Las solubilidades de dos aminoácidos llamados L-alanina y L-triptófano en agua a 0°C son, respectivamente 12,7 g/100 g de agua y 0,82g/100 g de agua. Una mezcla de 2,50 g de L-alanina y 2,50 g de L-triptófano se disuelve en 200 g de agua a alta temperatura. ¿Qué cantidad de estos aminoácidos cristalizará cuando la disolución se enfría a 0°C ? (10.20) Sol: 0 g; 0,86 g

22.- A 20°C , la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) en agua es de 35 g por 100 g de agua. Si añadimos 200 g de cloruro de sodio a medio litro de agua:

- ¿Se podrá disolver todo el cloruro de sodio?
- ¿Qué tipo de disolución se formará? Dato: densidad del agua a 20°C , $d = 1 \text{ g/ml}$. (10.R7)

23.- Un estudiante determina la densidad de una pieza de un metal pesándola (masa = 12,54 g) y metiéndola en un matraz cuyo volumen es de 25 cm^3 . El estudiante encuentra que se requieren 20,54 g de agua para llenar el matraz con el metal dentro. ¿Qué valor debe dar para la densidad del metal? (10.30)'' Sol: $2,85 \text{ g/cm}^3$.

24.- Un estudiante pipetea una muestra de 10,0 ml de alcohol etílico en un vaso vacío de 18,32 g. Si la masa del vaso con el alcohol resulta ser de 26,17 g. Calcula la densidad del alcohol etílico. (10.R6) Sol: 0,785 g/ml

2.3 DISPERSIONES COLOIDALES.

25.- Una determinada pintura contiene pigmentos que no son visibles al microscopio electrónico, pero si al ultramicroscopio, y cuyo diámetro aproximado es de 10^{-6} cm.

- ¿Se trata de una dispersión coloidal o de una suspensión?
- ¿Serán retenidos dichos pigmentos en un filtro ordinario? (10.22)

26.- Indica Si las siguientes afirmaciones sobre las micelas de una dispersión coloidal son verdaderas o falsas:

- Atraviesan los filtros ordinarios.
- Tienen diámetros superiores a 10^{-4} cm.
- Son visibles al ultramicroscopio.
- Atraviesan las redes de los ultrafiltros. (10.23)

27.- Se forman dos mezclas dispersando en agua sendos sólidos A y B. Cuando se hace pasar un haz estrecho de luz a través de la mezcla que contiene el sólido A, se observa una línea visible de luz. Sin embargo, cuando el haz atraviesa la mezcla que contiene el sólido B, no se observa ninguna línea de luz. Indica cuál de los dos sólidos forma un coloide en medio acuoso. (10.24)

2.4 SUSTANCIAS PURAS.

28.- La anilina, un líquido incoloro muy venenoso, congela a -6° y hierve a $184,4^{\circ}\text{C}$ exactamente. Indica si la anilina es o no una sustancia pura. (10.R2)

29.- A 25°C , la densidad de la gasolina varía, según su procedencia, entre 0,66 y 0,69 g/ml. ¿Es la gasolina una sustancia pura o una mezcla homogénea? (10.1)

30.- Una muestra de heptano se enfría lentamente. La muestra empieza a solidificar cuando la temperatura desciende a $-95,6^{\circ}\text{C}$. La solidificación termina cuando la temperatura de la muestra es $-96,4^{\circ}\text{C}$. Razona si la muestra es heptano puro o tiene impurezas. (10.34)

31.- Justifica por qué en los lugares fríos es habitual arrojar sal por las superficies de las carreteras para evitar la formación de hielo.

2.5 COMPUESTOS Y ELEMENTOS.

32.- Razona si son válidas las afirmaciones siguientes:

- Una sustancia pura es siempre un elemento.
- Los elementos son todas sustancias puras.
- Los compuestos son sustancias puras.
- Un compuesto no puede descomponerse, de ningún modo, en sustancias más sencillas. (10.42)

33.- Indicar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Todos los elementos son sustancias puras, pero todos los compuestos no.
- Las disoluciones son sistemas homogéneos, pero las suspensiones coloidales no.
- Las mezclas poseen propiedades químicas no definidas y todas son sistemas materiales heterogéneos.
- Todas las sustancias puras son sistemas materiales homogéneos.
- La diferencia entre una disolución y una sustancia pura es que la composición de la primera no es constante, pero ambas son sistemas materiales homogéneos. (10.Ref3)

34.- El colesterol es un compuesto fundamental para nuestro organismo que contiene tres elementos: carbono, hidrógeno y oxígeno. Razona si es posible, partiendo de colesterol, obtener carbono por medio solo de manipulaciones que entrañen cambios físicos. (10.43)

3. LAS LEYES PONDERALES.

35.- Los volcanes emiten gran cantidad de sulfuro de hidrógeno (H_2S), un gas que reacciona con el oxígeno del aire, formándose agua y dióxido de azufre (SO_2). Cada 68 toneladas de H_2S reaccionan con 96 toneladas de oxígeno originando 36 toneladas de agua. ¿Cuántas toneladas de SO_2 se forman? (11.8) Sol: 128 T



36.- Se produce la reacción entre una disolución que contiene 50 g de $AgNO_3$ en 500 cm^3 de agua con otra que contiene 10 g de $NaCl$ en 300 cm^3 de agua, mezclando los contenidos de los recipientes en otro mayor. Se produce un precipitado de color blanco. ¿Cuánto pesará el contenido del recipiente final? (11.Ref1) Sol: 860 g.

37.- Se hacen reaccionar 9,204 g de magnesio con 6,054 g de oxígeno, obteniéndose óxido de magnesio. Estas cantidades reaccionan exactamente. Si se desea obtener 500 g de óxido, calcular los gramos necesarios de magnesio y oxígeno. (11.Amp6) Sol: 301,6 g; 198,4 g.

38.- Al calentar óxido de mercurio (II), un sólido rojo, se descompone en mercurio líquido y oxígeno gaseosos. En la descomposición de una muestra del compuesto se produjeron 3,87 g de oxígeno y 48,43 g de mercurio. En un segundo experimento se descompuso otra muestra de óxido de mercurio (II), obteniéndose entonces 2,50 g de oxígeno. Calcula para este segundo experimento:

- La masa de mercurio que se obtiene junto con los 2,50 de oxígeno.
- La masa de óxido de mercurio (II) descompuesto. (11.7) Sol: 31,3 g; 33,8 g.

39.- Un gramo de azufre reacciona exactamente con 2,04 g de cinc formando un compuesto llamado sulfuro de cinc (ZnS). Razona cuales de las siguientes afirmaciones son válidas:

- a) 1 g de S + 2,04 g de Zn \rightarrow 3,04 g de ZnS
- b) 2 g de S + 2,04 g de Zn \rightarrow 4,04 g de ZnS
- c) 2 g de S + 4,08 g de Zn \rightarrow 6,08 g de ZnS
- d) 1 g de S + 2,04 g de Zn \rightarrow 2 g de ZnS (11.5)

40.- Una muestra de ácido ascórbico (vitamina C) sintetizada en el laboratorio, contiene 60,0 g de carbono y 80,0 g de oxígeno. Otra muestra de ácido ascórbico, procedente de limones (una fuente excelente de vitamina C), contiene 8,4 g de carbono. Calcula la masa de oxígeno que contiene la segunda muestra. (11.6) Sol: 11,2 g

41.- Calentamos 25,62 g del compuesto óxido de mercurio (II) y obtenemos 23,73 g de mercurio y oxígeno. ¿Qué masa de oxígeno obtenemos? Calcula la masa de óxido de mercurio (II) necesaria para obtener 20 g de mercurio. (E-1) Sol: 1,89 g; 21,6 g.

5. HIPÓTESIS DE AVOGADRO.

42.- La sacarina es un edulcorante de fórmula $C_7H_8O_3NS$

- a) ¿Cuál es su masa molecular?
- b) ¿Qué pesa más: un mol de sacarina o un mol de sacarosa? $C_{22}H_{22}O_{11}$?
- c) Dato: Buscar las masas atómicas en la tabla periódica. (11.12)

43.- a) Calcula la masa de agua que contiene 0,23 moles de agua. b) Calcula la masa de una molécula de agua, expresada en gramos. Dato: $M(H) = 1u$; $M(O) = 16 u$. (E-5) Sol: 4,14 g; $2,99 \cdot 10^{-23} g$

44.- ¿Cuántas moléculas de Cl_2 hay en 12 gramos de cloro molecular? Si todas las moléculas de Cl_2 se disocian para dar átomos de Cloro, ¿cuántos átomos de cloro atómico se obtendrían? Dato: Masa atómica del Cl = 35,5 u. (11.R2) Sol: $1,018 \cdot 10^{23}$; $2,036 \cdot 10^{23}$

45.- Calcula cuántos moles y cuántas moléculas hay en una muestra de 24,5 g de ácido sulfúrico, H_2SO_4 . Datos: Masas atómicas (en u): $H=1$; $S = 32$; $O = 16$. (11.1) Sol: 0,25 moles; $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas.

46.- El criptón es un elemento gaseoso que no tiene en realidad nada que ver con la fuerza de Superman. Si tiene 0,085 g de este elemento. ¿De cuántos moles dispones?

Dato: $M(Kr) = 83,8 u$. (11.9) Sol: $1,01 \cdot 10^{-3}$ moles.

47.- El precio del oro fluctúa dependiendo de la situación internacional. Si el oro se vende a 406 dólares por onza, ¿cuánto debes gastarte para tener un mol de oro? Supón que el dólar se cambia a 0,90 euros. Dato: $M(\text{Au}) = 196,97 \text{ u}$; 1 onza = 31,1 g. (11.11) Sol: 2314,2 €

48.- Supón que el 80% del cuerpo humano es agua. Calcula el número de moléculas de agua presentes en el cuerpo de una persona de 65 kg de masa. (11.13) Sol: $1,74 \cdot 10^{27}$ moléculas.

49.- ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas?

50.- La fórmula molecular de la glucosa es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Si disponemos de $1,5 \cdot 10^{22}$ átomos de carbono:

- ¿Cuántos átomos de hidrógeno contiene la muestra?
- ¿Cuántas moléculas de glucosa?
- ¿Cuántos moles de glucosa?
- ¿Cuál es la masa de la muestra expresada en gramos? (11.15)

51.- El tetrahidrocannabinol (THC) es el ingrediente activo de la marihuana. Con muy poca cantidad del mismo ($25 \cdot 10^{-6} \text{ g}$) se produce una intoxicación. La fórmula molecular del THC es $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$

- ¿Cuántos moles de THC representan esos $25 \cdot 10^{-6} \text{ g}$?
- ¿Cuántas moléculas representan?
- ¿Cuántos átomos de Carbono representan?
- ¿Cuántos átomos de Oxígeno representan? (11.16)

Masas Atómicas: $\text{C} = 12 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$

53.- Tenemos una mezcla de etano (C_2H_6) y propano (C_3H_8). En 0,187 gramos de la mezcla hay un total de 0,0048 moles. Calcular:

- ¿Cuántos moles hay de cada gas?
- ¿Cuántos gramos hay de cada gas? (Moles 11)* Sol: 0,05 y 0,137 g; $1,66 \cdot 10^{-3}$ y $3,11 \cdot 10^{-3}$ moles.

6. LEYES DE LOS GASES IDEALES.

54.- Un matraz de 2 litros contiene una cierta cantidad de un gas a una temperatura determinada. ¿Es posible guardar esa cantidad del gas en otro matraz cuyo volumen sea solo de 1 litro, a la misma temperatura? (11,19)

55.- Calcula El volumen ocupado por 16 g de gas etano (C_2H_6) a 720 mmHg y 18°C .

Dato: $M(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} / \text{K} \cdot \text{mol}$. (11.R3) Sol: 13,4 l.

56.- Calcula el número de moles que contiene un gas que ocupa un volumen de 3L a 25°C de temperatura y 740 mmHg de presión. (E-9) Sol: 0,12 mol.

57.- Determina el número de moles de dióxido de carbono, CO_2 , que contienen 100 g de este gas y su volumen a 1 atm y 0°C . Datos: $M(\text{C}) = 12\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. (E-10) Sol: 2,27 moles; 50,9L.

58.- Determina qué volumen ocupa un mol de una sustancia gaseosa:

a) En condiciones normales (1 atm de presión y 0°C)

a) A 10 atm de presión y 25°C . (11.18) Sol: 22,39 l; 2,44 l.

59.- Un matraz contiene 7,15 gramos de oxígeno molecular (O_2) en condiciones normales. ¿Cuál es el volumen del matraz? (11.20) Datos: $M(\text{O}) = 16\text{u}$ Sol: 4,92 l.

60.- Un matraz, cuyo volumen es de 10 litros, contiene hidrógeno molecular (H_2) en condiciones normales: 1 atm de presión y una temperatura de 0°C .

a) ¿Cuántos moles de hidrógeno hay en el matraz?

b) ¿Cuántos gramos? (11.22) Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} / \text{K} \cdot \text{mol}$. Sol: 0,45 moles; 0,90 g.

61.- Un matraz de 5 L, al que se ha hecho el vacío, se llena de hidrógeno gaseoso. Si la temperatura es 25°C y la presión 680 mmHg:

a) ¿Cuántas moléculas de H_2 contiene el matraz?

b) ¿Cuál es la densidad del hidrógeno en estas condiciones? Sol: $1,1 \cdot 10^{23}$ moléculas; 0,0732 g/l

62.- Un recipiente de 2 dm^3 de volumen contiene 6 g de hidrogeno a 25°C .

a) ¿Cuál es la presión del recipiente?

b) ¿Cuántas moléculas y átomos contiene? (11.Ref2)

Sol: 36,67 atm; $1,8 \cdot 10^{23}$ moléculas; $3,6 \cdot 10^{23}$ átomos.

63.- La acetona es un líquido incoloro muy utilizado como quitaesmaltes. Una muestra de 5,87 g de acetona se coloca en un matraz de 3 litros, al que se ha hecho previamente vacío, y se calienta hasta 95°C . A esta temperatura, la acetona se vaporiza totalmente y la presión en el interior del matraz es de 1,02 atm. Calcula la masa molar de la acetona. (11.24) Sol: 57,9 g/mol

64.- Cierta cantidad de un gas ocupa un volumen de 120 litros cuando se almacena a la presión de 700 mmHg y temperatura de 20°C . ¿A qué presión el volumen será solo de 30 litros, manteniendo la temperatura en 20°C ? (11.21) Sol: 3,68 atm.

65.- A presión constante, se calienta un gas constante hasta que su volumen se dobla, pasando de 150 a 300 litros. Si la temperatura inicial del gas era de 20°C , ¿Cuál debe ser la temperatura final? (11.23) Sol: 313°C

66.- Una cantidad de oxígeno molecular, O_2 , ocupa un volumen de 825 ml a $27^\circ C$ y una presión de 705 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de oxígeno en condiciones normales de presión y temperatura? (11.25) Sol: 0,69l.

67.- Una cantidad de gas que ocupa un volumen de 3 L a $25^\circ C$ y 740 mmHg de presión, ¿qué volumen ocupará en condiciones normales, o sea, a $0^\circ C$ y 760 mmHg? (E-8) Sol: 2,7L

Presión Parcial.

68.- Un matraz de 500 cm^3 contiene oxígeno a 0,5 atm de presión y 298 K y otro matraz de 250 cm^3 contiene nitrógeno a 3 atm y 298 K. Conectamos los dos matraces de forma que ambos gases ocupen el volumen total. Suponiendo que la temperatura permanece constante.

a) Calcular la presión total y la presión parcial de cada gas en la mezcla final.

b) Calcula el % en Volumen de cada gas.

Sol: 1,3 atm, 0,325 atm, 0,975 atm, 25 % y 75 %

69.- Calcula la presión que ejerce una mezcla de 40 g de oxígeno, O_2 , y 49 g de nitrógeno, N_2 , que ocupa 25 L a una temperatura de $30^\circ C$, y la presión parcial de cada componente. (E-11) Sol: 2,98 atm; 1,24 atm y 1,74 atm.

70.- Una bomba de 20 litros que está a $25^\circ C$ lleva incorporando un manómetro y contiene 40 g de nitrógeno, 20 g de dióxido de carbono y 10 g de He. Calcular: a) ¿qué gas ejerce mayor presión? ¿Qué presión marcará el manómetro? (Gases 5) $M(\text{He})=4$; $M(\text{C})=12$; $M(\text{O})=16$ Sol: 5,33 atm.

7. MEDIDA DE LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.

71.- Un vaso de precipitados contiene 100 ml de una disolución 2 M de NaOH en agua. ¿Significa esto que en los 100 ml de disolución hay 2 moles de NaOH? (11.26)

72.- Se tiene una disolución de un soluto sólido en agua. Si se calienta la disolución de modo que parte del disolvente se evapora, la concentración de la disolución:

a) Aumenta. b) Disminuye. c) No cambia en absoluto. (10.13)

73.- Calcula la molaridad de la disolución obtenida al disolver 12 g de NaCl en agua destilada hasta obtener 250 ml de disolución (11.R4) Datos: $M(\text{Na}) = 23\text{u}$; $M(\text{Cl}) = 35,5\text{u}$. Sol: 0,82 mol/l

74.- Una bebida alcohólica contiene 40 % en peso de alcohol etílico (C_2H_6O). Una persona ingiere 284 g de la misma, y se sabe que el 15 % del alcohol pasa a la sangre. Estima la concentración del alcohol en la sangre si se considera que un adulto tiene 7 l de la misma. (11.38) Sol: 0,053 M

75.- Una muestra de 2,0 g de permanganato de potasio (KMnO_4) se disolvió en la cantidad de agua suficiente para dar 2,0 L de disolución. ¿Cuál es la molaridad de la disolución de KMnO_4 obtenida?
 Datos: $M(\text{K}) = 39,1\text{u}$; $M(\text{Mn}) = 54,9\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. Sol: $6,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

76.- Una botella contiene una disolución acuosa 0,5 M de NaOH. Una segunda botella contiene una disolución acuosa 0,5 M de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Si en dos vasos tomamos volúmenes iguales de sendas botellas:
 a) ¿Contendrán el mismo número de moles de ambos solutos?
 b) ¿Contendrán el mismo número de gramos de ambos solutos? (10.29)

77.- Un recipiente A, contiene 1 litro de disolución 5 M de NaOH en agua. Otro recipiente B contiene 10 litros de disolución 1 M NaOH en agua. (11.28)
 a) ¿Cuál de los dos recipientes contiene mayor cantidad de NaOH?
 b) Determina la molaridad de la disolución resultante de mezclar los contenidos de A y B.
 Sol: 1,36 mol/l

78.- Un recipiente A, contiene 5 litros de disolución 3 M de Cloruro de calcio disuelto en agua. Otro recipiente B contiene 2 litros de disolución 9 M de CaCl_2 en agua.
 a) Cuál de los dos recipientes contiene mayor cantidad de CaCl_2 .
 b) Determina la molaridad de la disolución resultante de mezclar los contenidos de A y B.
 Sol: 4,71 mol/l

79.- ¿Qué masa de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) debe disolverse en agua para preparar 250 ml de una disolución 0,1 M? ¿Qué volumen de la disolución resultante contiene 0,01 moles de glucosa? (11.30)
 Datos: $M(\text{C}) = 12\text{u}$; $M(\text{H}) = 1\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. Sol: 4,5 g; 0,1 l

80.- ¿Qué masa de etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, debe disolverse en agua para preparar 500 cm^3 de una disolución 10 M? ¿Qué volumen de la disolución resultante contiene 20 g de etanol?
 Datos: $M(\text{C}) = 12\text{u}$; $M(\text{H}) = 1\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$ Sol: 230 g; 0,043 l

81.- Calcula la molalidad de una disolución formada por 30 g de cloruro de sodio, NaCl, en 500 g de agua. Datos: $M(\text{Na}) = 23\text{u}$; $M(\text{Cl}) = 35,5\text{u}$. (E-15) Sol: 1,03 m.

82.- Calcula la fracción molar de una disolución formada por 30 g de cloruro de sodio, NaCl, y 500 g de agua. Datos: $M(\text{Na}) = 23\text{u}$; $M(\text{Cl}) = 35,5$; $M(\text{H}) = 1\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. (E-16) Sol: 0,018; 0,982

83.- Calcula la molalidad y la fracción molar de etanol en una disolución de 20 g de etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, en 100 g de agua. Datos: $M(\text{C}) = 12\text{u}$; $M(\text{H}) = 1\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. Sol: 4,3 m; 0,07; 0,93.

84.- Determinar la molaridad, molalidad, fracción molar y porcentaje en masa de una disolución hecha tomando 2 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y disolviéndolos en 200 cm^3 de disolución. La densidad de esta disolución es de $1,05 \text{ g/cm}^3$. (Disoluciones 3) Sol: 0,135 M; 0,129 m, 0,0023 y 0,998; 0,95% y 99,05%

85.- Una disolución contiene 147 g de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , en 1500 cc de disolución. La densidad de la disolución es $1,05 \text{ g/ml}$. Calcular la molaridad, molalidad, fracción molar y porcentaje en masa de la disolución. Datos: $M(\text{H}) = 1\text{u}$; $M(\text{S}) = 32\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. (Disoluciones 1)

Sol: 1M, 1,05 m, 0,02 ; 0,98; 9,3 %; 90,7%

86.- En 35 g de agua se disuelven 5 g de cloruro de hidrógeno. La densidad de la disolución resultante es $1,06 \text{ g/cc}$. Hallar su concentración en porcentaje en peso, en g/l, en molaridad, molalidad y fracción molar. (Disoluciones 11) Sol: 12,5%; 132,5 g/l; 3,6 M; 4 m.

8. DETERMINACIÓN DE FORMULAS.

87.- ¿Qué suministra más información: la fórmula empírica de un compuesto o su fórmula molecular?

88.- Cuales de las siguientes fórmulas moleculares son, a su vez, las fórmulas empíricas?

a) C_6H_6 b) H_2O_2 c) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ d) H_2SO_4 e) C_2H_2

Escribe las fórmulas empíricas de los compuestos del problema anterior. (10.42, 10.43)

89.- El análisis de cierto compuesto revela que su composición en masa es 30,435 % de N y 69,565 % de O. Si la masa molecular del compuesto es 92, hallar su fórmula empírica y su fórmula molecular. ''

Datos: $M(\text{N}) = 14\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$ Sol: NO_2 ; N_2O_4

90.- El medicamento L-Dopamina, utilizado en el tratamiento de la enfermedad de Parkinson, contiene 54,85 % de C, 5,62 % de H, 7,10 % de N y 32,46 % de O. Si la masa molecular del compuesto es 197, ¿Cuál es su fórmula empírica y molecular? (11.48) Datos: $M(\text{C}) = 12\text{u}$; $M(\text{H}) = 1\text{u}$; $M(\text{N}) = 14\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. Sol: $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_4$

91.- En momentos de tensión, el cuerpo humano libera una sustancia llamada adrenalina, que hace aumentar la velocidad metabólica del organismo. Experimentalmente se ha determinado que su composición porcentual en masa es 56,8 % de C, 6,5 % de H, 28,4 % de O y 8,28 % de N. Si la masa molecular del compuesto es 169. Determina la fórmula empírica y molecular de la adrenalina. (11.51)

Datos: $M(\text{C}) = 12\text{u}$; $M(\text{H}) = 1\text{u}$; $M(\text{N}) = 14\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. Sol: $\text{C}_8\text{H}_{11}\text{NO}_3$

92.- El acetato de etilo tiene un 54,5% de carbono, un 9,1% de hidrógeno y el resto de oxígeno. El espectro de masas da una masa molecular de 88. Hallar su fórmula empírica y molecular. (Fórmulas 2)

Datos: $M(\text{C}) = 12\text{u}$; $M(\text{H}) = 1\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. Sol: $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

93.- El fosfato de cinc es utilizado por los dentistas como cemento. Una muestra de 50,0 mg se descompone en sus elementos, obteniéndose 16,58 mg de oxígeno, 8,02 mg de fósforo y 25,40 mg de cinc. Determina la fórmula empírica del fosfato de cinc. (11.50)

Datos: $M(\text{Zn}) = 65,4\text{u}$; $M(\text{P}) = 31\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$ Sol: $\text{Zn}_3\text{P}_2\text{O}_8$

94.- 2,32 g de óxido de plata contienen, según un análisis, 2,16 g de plata. Determinar la fórmula empírica y molecular de este óxido si la masa molecular es de 231,8 u.

(Fórmulas 5) Datos: $M(\text{Ag}) = 107,9\text{ u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$.

95.- El bicarbonato de sodio, utilizado para combatir la acidez de estómago, tiene la fórmula NaHCO_3 . Determina su composición porcentual. (11.46)

Datos: $M(\text{Na})=23\text{u}$; $M(\text{H})=1\text{u}$; $M(\text{C})=12\text{u}$; $M(\text{O})=16\text{u}$ Sol: 27,38%; 1,19%; 14,29%; 57,14%.

96.- Determinar La composición centesimal del carbonato de bario, BaCO_3 , (Fórmulas 1)

Datos: $M(\text{Ba}) = 137,3\text{u}$; $M(\text{C}) = 12\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. Sol: 69,6%; 6,1%; 24,3%.

97.- La fórmula de la vitamina C es $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$. ¿Cuál es su composición centesimal?

(Fórmulas 3) Datos: $M(\text{C}) = 12\text{u}$; $M(\text{H}) = 1\text{u}$; $M(\text{O}) = 16\text{u}$. Sol: 40,9%; 4,54%; 54,55%.

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18			
Periodo	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII			I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	Gases nobles			
1	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div> <p>Número atómico →</p> <p>Masa atómica →</p> <p>Nombre →</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; text-align: center;"> <p>1</p> <p>H</p> <p>1,008</p> <p>Hidrógeno</p> </div> <div> <p>← Símbolo</p> <p>Negro - sólido</p> <p>Azul - líquido</p> <p>Rojo - gas</p> <p>Violeta - artificial</p> </div> </div>																	2	He	4,003	Helio
2	3	4											5	6	7	8	9	10			
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne			
	6,94	9,01											10,81	12,01	14,01	16,00	18,99	20,18			
	Litio	Berilio											Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor	Neón			
3	11	12											13	14	15	16	17	18			
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar			
	22,99	24,31											26,98	28,09	30,97	32,07	35,45	39,95			
	Sodio	Magnesio											Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro	Argón			
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36			
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
	39,10	40,08	44,96	47,87	50,94	54,94	54,94	55,85	58,70	58,70	63,55	65,38	69,72	72,59	74,92	78,96	79,90	83,80			
	Potasio	Calcio	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso	Hierro	Cobalto	Niquel	Cobre	Zinc	Galio	Germanio	Arsénico	Selenio	Bromo	Criptón			
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54			
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
	85,47	87,62	88,91	91,22	92,91	95,94	(97)	101,07	102,91	106,4	107,87	112,40	114,82	118,69	121,75	127,60	126,90	131,30			
	Rubidio	Estroncio	Itrio	Circonio	Niobio	Molibdeno	Tecnecio	Rutenio	Rodio	Paladio	Plata	Cadmio	Indio	Estaño	Antimonio	Telurio	Yodo	Xenón			
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86			
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
	132,91	137,33	138,91	178,49	180,95	183,85	186,21	190,2	192,22	195,09	196,97	200,59	204,37	207,19	208,98	(209)	(210)	(222)			
	Cesio	Bario	Lantano	Hafnio	Tántalo	Wolframio	Renio	Osmio	Iridio	Platino	Oro	Mercurio	Talio	Plomo	Bismuto	Polonio	Astato	Radón			
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109												
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt												
	(223)	(226)	(227)	(261)	(262)	(263)	(262)	(265)	(266)												
	Francio	Radio	Actinio	Rutherfordio	Dubnio	Seaborgio	Bohrio	Hassio	Mitnerio												

Lantánidos 6		58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
		140,12	140,91	144,24	(145)	150,35	151,96	157,25	158,93	162,50	164,93	167,26	168,93	173,04	174,97
		Cerio	Praseodimio	Neodimio	Promecio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprobio	Holmio	Erbio	Tulio	Iterbio	Lutecio
Actínidos 7		90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
		232,04	(231)	238,03	(237)	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(254)	(257)	(258)	(255)	(260)
		Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berquellio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurencio

Metales ← → No metales