

TEMA 1: NATURALEZA DE LA MATERIA.

- 1.1 Propiedades de la materia. Clasificación de las sustancias.
- 1.2 Teoría atómica de Dalton. Leyes ponderales.
- 1.3 Hipótesis de Avogadro. Concepto de molécula.
- 1.4 Masas atómicas y moleculares. Concepto de mol.
- 1.5 Leyes de los gases.
- 1.6 Disoluciones.

1.1 PROPIEDADES DE LA MATERIA. CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS.

Es difícil definir de un modo sencillo qué es materia. Hasta ahora la hemos definido como todo lo que nos rodea, todo aquello que ocupa un lugar en el espacio; ahora bien, esta es una definición demasiado general. Al igual que ocurre con otros conceptos ciertamente abstractos, como los de espacio, tiempo y energía, resulta más sencillo describir la materia por las propiedades que presentaban los cuerpos materiales ordinarios. Algunos ejemplos de estas propiedades son **masa, inercia, gravitación, volumen**, etc...

Entre las ciencias dedicadas al estudio de la materia se encuentran la **Física** y la **Química**:

La **Física** estudia los cambios que experimenta la materia sin que se vea afectada la naturaleza íntima de los cuerpos y la **Química**, la naturaleza, composición y transformaciones que sufre la materia.

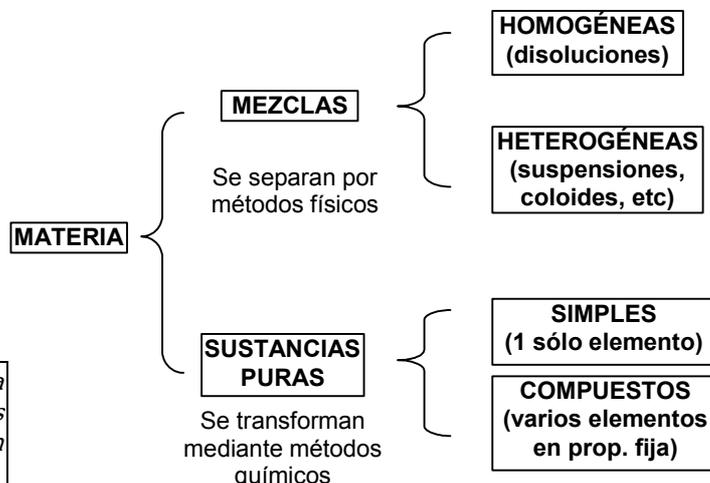
Atendiendo a estos dos conceptos podemos clasificar las **propiedades específicas** de la naturaleza en **propiedades físicas y químicas**.

Propiedades físicas son aquellas que muestran los cuerpos materiales cuando no se altera su composición. Ejemplos: color, olor, brillo, la dureza, la densidad, punto de fusión y ebullición, etc...

Propiedades químicas son aquellas que únicamente se ponen de manifiesto cuando unas sustancias se transforman en otras. Ejemplos: mayor o menor grado de oxidación que puede sufrir una sustancia, la facilidad o dificultad de ser atacadas por otras sustancias, etc...

Las propiedades físicas y químicas de una sustancia sirven para diferenciarla de otras, ya que no hay dos sustancias que tengan las mismas propiedades específicas (físicas y químicas) a la vez: es un líquido incoloro, hierve a 100°C y congela a 0°C (a presión de 1atm); disuelve a casi todas las sales y, por descomposición, origina doble volumen de hidrógeno que de oxígeno.

Sustancia pura es cualquier clase de materia que presente una composición y unas propiedades fijas en una porción cualquiera de la misma, con independencia de su procedencia.



Las sustancias puras las podemos clasificar en **elementos** y **compuestos químicos**.

Compuesto químico es cualquier sustancia pura que está formada por dos o más elementos combinados siempre en una proporción fija y separables únicamente por métodos químicos. Ejemplo agua (H_2O)

Elemento químico es cualquier sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias más simples, ni siquiera utilizando los métodos químicos habituales. Ejemplos: hidrógeno (H), oxígeno (O).

Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias puras, cada una de las cuales mantiene su propia composición y propiedades, y que pueden ser separadas mediante procedimientos físicos.

Los métodos de separación de mezclas ya han sido estudiados con anterioridad en otros cursos. Como ejemplo podemos citar la destilación, filtración, decantación, cromatografía, etc...

Las mezclas las podemos clasificar en homogéneas y heterogéneas.

Una **mezcla es homogénea** cuando presenta unas propiedades y una composición uniformes en todas sus porciones. Se denomina también disolución. Ejemplos: sal disuelta en agua, alcohol disuelto en agua.

Una **mezcla es heterogénea** cuando presenta unas propiedades y una composición no uniformes en todas sus porciones. Ejemplos: aceite y agua; arena y agua.

1.2 LEYES PONDERALES. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON.

1.2.1 Leyes Ponderales.

Las leyes ponderales son las leyes generales que rigen las combinaciones químicas. Se basan en la experimentación y miden cuantitativamente la cantidad de materia que interviene en las reacciones químicas. Estas leyes son las siguientes:

Ley de conservación de la masa (1773) (Antoine Laurent Lavoisier (1743 – 1794)).

“En cualquier reacción química que ocurra en un sistema cerrado, la masa total de las sustancias existentes se conserva. O lo que es lo mismo, en una reacción química la masa de los reactivos (sustancias de partida) es la misma masa que la de los productos (sustancias finales)”

Ley de las proporciones definidas (1779) o ley de Proust (Joseph Louis Proust (1754 – 1826)).

“Cuando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija, con independencia de su estado físico y forma de obtención”

Como se deduce de la lectura de la ley de Proust, esta SOLO SE PUEDE APLICAR cuando estemos comparando masas de DOS elementos para formar el MISMO COMPUESTO

Ley de las proporciones múltiples, o de Dalton (John Dalton (1766 – 1844))

“Dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción para dar compuestos distintos. En ese caso, determinada cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades variables del otro elemento, de modo que las cantidades variables del segundo elemento guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.”

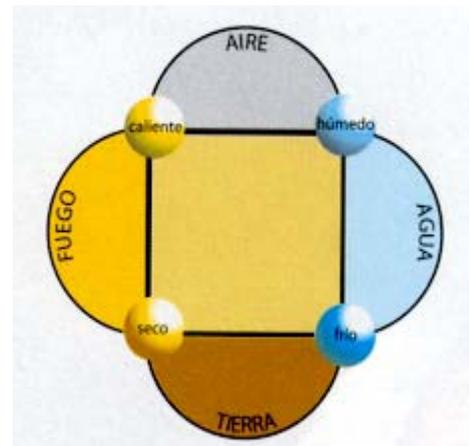
Como se deduce de la lectura de la ley de Dalton, ésta SÓLO SE PUEDE APLICAR cuando estemos comparando masas de DOS elementos para formar el DISTINTOS COMPUESTOS

1.2.2 Teoría Atómica de Dalton.

En 1808 el inglés John Dalton (1766 – 1844) publicó su obra “Un nuevo sistema de filosofía química”. En ella exponía los detalles de su teoría atómica, en contraposición a la concepción Aristotélica de la materia, y que se resume en los siguientes postulados.

- Los elementos químicos están formados por pequeñísimas partículas, llamadas átomos, que permanecen inalterables y son indivisibles.
- Todos los átomos de un mismo elemento son iguales y, por tanto, tienen la misma masa y propiedades, mientras que los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades.
- Los compuestos químicos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos, y estos átomos se combinan entre sí en una relación de números enteros sencillos.
- Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se redistribuyen.

Esta teoría fue aceptada durante bastante tiempo y fue la precursora en el cambio de mentalidad de los científicos de la época. Aunque en sus puntos fundamentales sigue siendo correcta, es muy incompleta y contiene ideas que se han ido superando:



Los antiguos egipcios creían que el agua, el aire y la tierra eran los constituyentes primarios de todas las cosas. Pensaban que, tras su formación, estos **elementos** se habían separado en forma de estratos: la tierra ocupaba el inferior, encima colocaron el agua, mientras que el aire ocupaba el estrato superior. Con esta concepción tan básica, intentaban explicar que existen tres estados en los que se presenta la materia: sólido, líquido y gaseoso. Los griegos añadieron un cuarto elemento a los considerados por los egipcios: el fuego.

- El átomo sí es divisible y se puede modificar su composición
- Los átomos de un mismo elemento no tienen por qué ser iguales (existen los isótopos)
- Establece una medida de masas atómicas relativas errónea
- No es aplicable a los gases, en el sentido de que en los gases la unidad fundamental es la molécula, una agrupación de átomos.

1.3 HIPÓTESIS DE AVOGADRO. CONCEPTO DE MOLÉCULA.

En 1808, el mismo año en que se publicó la teoría de Dalton, el químico francés **Joseph Louis Gay – Lussac (1778 – 1850)**, al experimentar con gases, realizó un descubrimiento que ayudó a conocer el número de átomos combinados.

Ley de los volúmenes de combinación (Gay – Lussac, 1808)

“Cuando los gases se combinan para formar compuestos gaseosos, los volúmenes de los gases que reaccionan y los volúmenes de los gases que se forman, medidos ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, mantienen una relación de números enteros y sencillos”

Existía por tanto un problema entre las conclusiones de **Dalton** y las de **Gay – Lussac**, la primera fruto de la investigación teórica y la segunda de la experimentación. Vamos a analizarla con un ejemplo: **EL AGUA**.

Dalton: propone una fórmula HO debido a que la relación de masas entre el hidrógeno y el oxígeno es 1:8 y tomando como referencia la masa atómica relativa del hidrógeno como 1 y la del oxígeno como 8 debería tener un átomo de hidrógeno y otro de oxígeno.

Gay – Lussac: cuando estudia la descomposición del agua en estado gaseoso observa que por cada volumen de agua descompuesto se obtenían un volumen de hidrógeno y medio de oxígeno, con lo que se llegaba a la conclusión de que en el agua debería haber el doble de átomos de hidrógeno que de oxígeno y no la relación 1:1 propuesta por Dalton.

Recordemos que una de las limitaciones de la teoría atómica de Dalton es que no se puede aplicar correctamente sobre gases como es el caso estudiado. No fue este el único ejemplo de reacción química en la cual Dalton y Gay – Lussac mostraran sus diferencias.

No fue hasta 1811 en que **Amedeo Avogadro (1776 – 1856)** propusiera una explicación y saldase de un plumazo la problemática creada, aunque su teoría no fue aceptada hasta que en 1850 **Stanislao Cannizzaro** la desempolvó y la utilizó para calcular masas atómicas, con bastante precisión, de muchos elementos.

Hipótesis de Avogadro

- *Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.*
- *Los elementos gaseosos pueden tener como entidades más pequeñas agrupaciones de átomos a las que denominaremos “moléculas”.*

Atendiendo a estas consideraciones se podían explicar los resultados de Gay – Lussac para el agua sin más que considerar que tanto el hidrógeno como el oxígeno no se presentan en la naturaleza como átomos aislados sino como parejas de átomos (H_2 , O_2).

Es lógico pensar que en un principio las hipótesis de Avogadro no fuesen aceptadas, sino pensar en la siguiente pregunta:

¿Cómo es posible que se puedan meter, en dos cajas idénticas, el mismo número de bolas (átomos o moléculas) de una misma sustancia (o elemento), si estas bolas son de diferente tamaño?

Para responder a esta pregunta tenemos que considerar que entre las partículas en estado gaseoso existe un espacio vacío, y las distancias entre moléculas es muy grande. Así, se explica que pueda haber el mismo número de partículas de ambos gases pese a ser unas de un tamaño mayor que otras.

1.4 MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES. CONCEPTO DE MOL.

Una de las características más importantes de la teoría atómica de Dalton fue la de señalar la masa atómica como la propiedad característica y diferenciadora de los diferentes tipos de átomos (elementos químicos).

Pero, ¿cómo medir la masa de un átomo? La propia teoría cinético – molecular permitió encontrar una respuesta al problema planteado. El valor absoluto de la masa de un átomo era imposible de medir; pero sí que era posible medir su **masa relativa**, es decir, la que se calcula con respecto a la masa de un átomo que tomamos como referencia. Inicialmente se tomó como referencia la masa del átomo de hidrógeno y se determinó la de los demás y luego la del oxígeno, pero actualmente se toma el isótopo de carbono-12 como referencia.

En la tabla adjunta tenemos algunos valores de cómo han ido cambiando las masas atómicas relativas, al tomar como referencia el hidrógeno, oxígeno o actualmente isótopo de carbono-12.

MASAS ATÓMICAS RELATIVAS			
Elemento	H escala	O escala	¹² C escala
H	1,00000	1,00794	1,00790
He		4,00276	4,0026
Li	6,88459		6,941
C			12,01110
O		16,0000	15,9994
Na	22,8096		22,9898
Ar		39,9496	39,948
U			238,030

Las unidad de medida de la masa de los átomos es la Unidad de masa atómica (*uma*, o *u*)

$$1 \text{ u} = \text{masa de un átomo de C-12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad (= 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg})$$

$$\text{Ejemplo: } M_{\text{at}}(\text{H}) = 1,0079 \text{ uma; } M_{\text{at}}(\text{C}) = 12,0111 \text{ uma.}$$

Masa molecular de un compuesto (Mm): Masa (en u) correspondiente a una molécula (o entidad elemental) del compuesto. Se calcula a partir de la fórmula química, sumando las masas de todos los átomos que aparecen en ella.

$$\text{Ejemplo: } M_{\text{mol}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot M_{\text{at}}(\text{H}) + M_{\text{at}}(\text{S}) + 4 \cdot M_{\text{at}}(\text{O}) = 2 \cdot 1,0079 + 32 + 4 \cdot 16 = 98,0079 \text{ uma} \quad (\text{o } 98,0079)$$

1.4.1 Fórmulas empírica y molecular de un compuesto.

Cada sustancia simple o compuesta se representa mediante una **fórmula**, escribiendo los símbolos de los átomos de los elementos constituyentes, afectados cada uno de un subíndice. Una fórmula es la representación abreviada de una sustancia y expresa su composición.

Composición centesimal de un compuesto:

A partir de la ley de Proust, podemos expresar la composición de un compuesto indicando el porcentaje de la masa molecular que corresponde a cada elemento. Por ejemplo, para el agua, H₂O:

Masa molecular: 18 u

$$\% \text{ O} = \frac{16 \text{ u}}{18 \text{ u}} \cdot 100 = 88,89\% \text{ O}$$

$$\% \text{ H} = \frac{2 \text{ u}}{18 \text{ u}} \cdot 100 = 11,11\% \text{ H}$$

Cálculo de la fórmula empírica.

1. Conociendo el porcentaje de cada elemento en el compuesto y las masas relativas de los elementos podemos calcular el número relativo de átomos de cada elemento del compuesto dividiendo el tanto por ciento de cada elemento entre su masa atómica relativa. (Con esta operación calculamos el porcentaje de átomos en el compuesto).
2. Dividimos el resultado obtenido por el valor más pequeño de todos. (esto nos da la proporción entre los átomos presentes en la fórmula, expresada en números enteros)
3. Y si el resultado no es un número entero, como no podemos tener por ejemplo 0,9 átomos, se multiplican los resultados obtenidos por un número entero 2, 3, 4, etc. Hasta que todos sean números enteros. OJO, TODOS LOS RESULTADOS SE MULTIPLICAN POR EL MISMO NÚMERO ENTERO, ES UNA PROPORCIÓN.

Cálculo de la fórmula molecular.

1. Para calcular la fórmula molecular primero hemos de conocer la masa molecular del compuesto.
2. Después aplicamos la siguiente fórmula: **masa molecular = masa (fórmula empírica) x n** donde n es el número entero por el cual debemos multiplicar la fórmula empírica para obtener la fórmula molecular.

Ejemplo: Para el compuesto etano, sabemos: Composición centesimal: 80% C, 20% H. ; Mm = 30.

1º: Calculamos la proporción entre los átomos, dividiendo entre las Mat: C: 80 / 12 = 6,667 ; O: 20 / 1 = 20

2º: Proporción de números enteros: C: 6,667 / 6,667 = 1 ; O: 20 / 6,667 = 3 Fórmula empírica: C H₃

3º: Fórmula molecular: Según la fórmula empírica, la masa molecular correspondiente sería 12 + 3 · 1 = 15. Pero sabemos que su Mm es 30, justo el doble. Eso significa que en la molécula existen el doble de átomos de cada elemento. Así, la fórmula molecular es C₂H₆.

1.4.2 Cantidad de sustancia. Concepto de mol.

Los químicos no trabajan con átomos o moléculas aisladas en el laboratorio (no existe ninguna pinza que me permita coger un átomo o una molécula). Generalmente trabajan con muestras cuya masa puede expresarse en miligramos (mg) o en gramos (g).

Por lo tanto, lo que nos interesa es tener una relación entre **masa en gramos** y **nº de átomos o de moléculas** para poder trabajar en el laboratorio, de forma que si tomamos un gramo de un elemento o de un compuesto químico podamos saber la cantidad de átomos o de moléculas, respectivamente, que tiene.

Esa referencia es el **mol o cantidad de sustancia**, cuya definición técnica es: *la cantidad de sustancia de un sistema material que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012kg de carbono-12.*

Su símbolo es "mol". Cuando se emplea la unidad mol, las entidades elementales deben ser especificadas y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o agrupaciones especificadas de tales partículas.

Pero una vez que sabemos qué es un mol, la pregunta es ¿cuántas partículas hay en un mol de cualquier sustancia?

La respuesta tardó en llegar. En tiempos de Avogadro no se disponía de una teoría sobre los gases que permitiera hacer el cálculo. Hubo que esperar al desarrollo por Boltzmann de la mecánica estadística para que, en 1856, Joseph Lodschmidt hiciera una primera estimación. Posteriormente, la labor de diferentes científicos (Einstein entre ellos) permitió llegar al número que hoy día conocemos: $6,022 \cdot 10^{23}$

Así, podemos usar esta definición operativa de mol:

El mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades elementales de dicha sustancia.

¿Qué masa tiene 1 mol de sustancia (**masa molar**)? El valor de la masa molar, en g, coincide numéricamente con el valor de la masa molecular, en uma.

Lo comprobamos con el siguiente ejemplo:

$$1 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{18 \text{ u}}{1 \text{ molécula } H_2O} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 18 \text{ g } H_2O$$

La masa molar de una sustancia se expresa en g/mol.

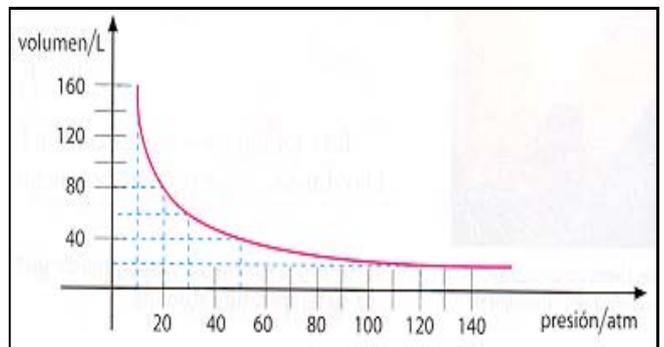
1.5 LEYES DE LOS GASES.

Indican la relación entre las magnitudes P, V y T cuando realizamos una transformación en el gas.

Ley de Boyle (1627 – 1691)

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.

$$P \cdot V = K \qquad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



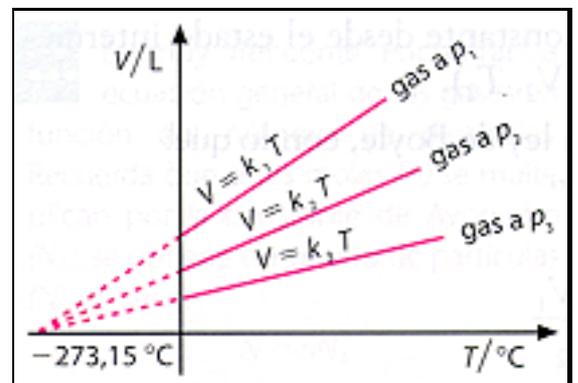
Leyes de Charles y Gay – Lussac

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

$$V = K \cdot T \qquad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

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

$$P = K \cdot T \qquad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



Si en la representación gráfica de la **ley de Charles y Gay – Lussac**, para una masa determinada de gas y a un presión fija, cambiamos la presión y volvemos a representar la nueva relación temperatura – volumen, obtendremos otra recta con distinta pendiente (figura anexa). **Sir Willian Thomsom**, conocido como **Lord Kelvin (1824 –**

1907), observó que, al prolongar las distintas rectas hasta un hipotético volumen cero, todas se encontraban en un punto común: - **273,15°C**

Observa que como no puede ir el valor de volumen de un gas por debajo del valor 0 y para ese valor de temperatura es el mencionado anteriormente - **273,15°C**, este establece un límite de temperatura por debajo del cual ninguna sustancia química puede estar. Es el llamado **CERO ABSOLUTO DE TEMPERATURAS (0 Kelvin)**

A partir de aquí define una nueva escala de temperatura que es la denominada escala absoluta de temperaturas o escala Kelvin:

$$T = t + 273,15$$

(T (temperatura en Kelvin,K); t (temperatura en °C)

Si observamos, en las dos leyes anteriores se ha condicionado alguna propiedad. En la **ley de Boyle** era constante la temperatura, y en las **leyes de Charles y Gay - Lussac** son la presión en el primer caso y en el segundo caso el volumen. Además, siempre estamos considerando la misma masa de gas.

Cuando sólo mantenemos constante la masa ambas leyes se pueden condensar en la siguiente expresión:

Ley combinada de los gases ideales. Ecuación de Clapeyron

$$\frac{P \cdot V}{T} = K \qquad \qquad \qquad \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

La constante K depende de la cantidad de gas que tengamos en el recipiente. Esta cantidad se suele representar por el número de moles, n. Así, para una cantidad cualquiera n de gas en cualquier situación, su presión, volumen y temperatura vienen relacionadas por la denominada *Ecuación de los gases ideales*

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R \Rightarrow P \cdot V = n \cdot R \cdot T \qquad \text{donde R es la constante de Ríchter } R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

Unidades : P (atm) , V (L), T (K), n (mol)
(1 atm = 760 mmHg)

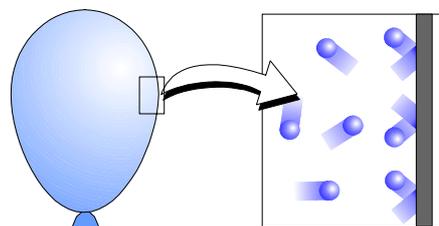
El **volumen molar** es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Tras numerosas experiencias se ha encontrado que, en las denominadas **condiciones normales** (P = 1 atm, T = 0 °C = 273 K), el volumen molar de todos los gases es de 22,4 L y contiene 6,022 · 10²³ partículas (átomos, moléculas o iones). **1 mol de gas en c.n. = 22,4 L gas = 6,022 · 10²³ partículas del gas**

1.5.1 Teoría cinético - molecular.

A principios del siglo XIX, las investigaciones de **Dalton, Avogadro y Gay - Lussac** contribuyeron a afianzar la primacía de la teoría atómico - molecular de la materia. **Joule, Clausius, Maxwell y Boltzman**, por su parte, basándose en aquellas y en las ideas recién desarrolladas acerca de la conservación de la energía, desarrollaron la **teoría cinético - molecular de los gases**, que permite explicar incluso las propiedades de los líquidos y los sólidos.

En esencia podemos resumir esta teoría en cuatro postulados:

- 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.
- Las moléculas del gas se mueven de forma continua y al azar chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene. (figura anexa)
- Los choques que se originan son completamente elásticos, es decir, no hay variación de energía cinética.
- La energía cinética media de las moléculas gaseosas es directamente proporcional a la temperatura de la muestra.



1.6 DISOLUCIONES.

Una **disolución verdadera** es una mezcla homogénea de sustancias puras donde las partículas disueltas son iones, moléculas aisladas o agrupaciones muy pequeñas de estos componentes.

Disolvente: componente en mayor proporción.

Soluto: componente en menor proporción.

- Según el número de componentes que la forman: binarias, ternarias, cuaternarias.
- Según el estado físico de las mismas: sólidas, líquidas o gaseosas.

Disolvente	Soluto	Estado	Ejemplo
Sólido	Sólido	Sólido	Aleaciones
	Líquido	Sólido	Amalgamas
	Gas	Sólido	Hidrógeno en paladio
Líquido	Sólido	Líquido	Azúcar en agua
	Líquido	Líquido	aceite y gasolina
	Gas	Líquido	Agua carbonatada
Gas	Gas	Gas	Aire

1.6.1 Concentración de una disolución.

Hasta ahora lo que hemos hecho es un análisis cualitativo, es decir, decir cuáles son los componentes de la disolución, pero no sabemos en qué proporción están los componentes de dicha disolución (un análisis cuantitativo). Podemos decir si la disolución está **concentrada** (mucho soluto en poco disolvente), **diluida** (poco soluto en mucho disolvente) o **saturada** (el disolvente no admite más cantidad de soluto).

Para conocer en qué proporción están mezclados el soluto y el disolvente usamos la *concentración de la disolución*.

Concentración de una disolución.

Es la cantidad de soluto que está disuelto en una determinada cantidad de disolución o en una determinada cantidad de disolvente.

Las formas más comunes de expresar la concentración de una disolución son:

- En unidades físicas, cuando no se considera la composición de la sustancia disuelta: porcentaje en masa, porcentaje en volumen y masa de soluto por volumen de disolución.
- En unidades químicas, cuando se tiene en cuenta la composición de la sustancia disuelta: molaridad, molalidad, fracción molar.

Porcentaje en masa (%) (p/p)

Consiste en indicar los gramos de soluto existentes en 100g de disolución.

$$C(\%) = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

Porcentaje en volumen (% vol) (V/V)

Se define como el volumen de soluto existente en 100 unidades de volumen de disolución.

$$C(\%vol) = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \cdot 100$$

Masa de soluto por volumen de disolución (g/L)

Se define como los gramos de soluto existentes en 1 litro de disolución.

$$C\left(\frac{g}{L}\right) = \frac{\text{masa soluto}}{\text{volumen disolución (L)}}$$

Molaridad (M)

Indica los moles de soluto existentes en 1L de disolución la unidad es mol/L (M; se lee molar)

$$C\left(\frac{mol}{L}\right) = M = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{\text{volumen disolución (L)}}$$

Molalidad (m)

Expresa los moles de soluto que hay por cada kilogramo de disolvente.

La unidad es mol/kg (m; se lee molal)

$$C\left(\frac{mol}{kg \text{ dvte}}\right) = m = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{\text{masa disolvente (kg)}}$$

Fracción molar (x_s o x_d)

La fracción molar de cada componente de una disolución indican los moles de cada uno de ellos en relación con los moles totales (la suma total de los moles de todos los componentes) Es un tanto por uno sin unidades

$$X_s = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{n^\circ \text{ moles total}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

$$X_d = \frac{n^\circ \text{ moles disolvente}}{n^\circ \text{ moles total}} = \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

1.6.2 Solubilidad.

Hay sustancias que, en un determinado disolvente, no se disuelven o que se disuelven muy poco; se dice que son **insolubles** en él (por ejemplo, el aceite es insoluble en agua). Pero incluso cuando una sustancia es soluble, llega un momento en el que el disolvente no admite más cantidad de soluto; si se añade más, el exceso de soluto no se disolverá, sino que se depositará en el fondo del recipiente; habremos formado una **disolución saturada**.

Se denomina **solubilidad** de una sustancia en un determinado disolvente y a una determinada temperatura a la concentración del soluto en su disolución saturada. La solubilidad suele expresarse:

gramos de soluto / 100 gramos de disolvente.

Ejemplo: Solubilidad del cloruro de sodio en agua, a 20°C = 30g NaCl/100g agua.

Quiere decir que la máxima cantidad de cloruro de sodio que puede disolver 100 gramos de agua es 30 gramos si la temperatura es de 20°C

EJERCICIOS Y SOLUCIONES**Leyes ponderales**

- Al analizar dos muestras de un compuesto de calcio se obtiene el siguiente resultado:
 muestra A: 1,004g Ca / 0,400g de O muestra B: 2,209g de Ca / 0,880g de O
 Explicar si se cumple la ley de Proust.
- El azufre y el oxígeno reaccionan en la proporción matemática de masas de 1,5g de O / 1g de S. Explica qué ocurrirá al hacer reaccionar 4,25g de O con 5g de S, y calcula la cantidad total de compuesto obtenida, indicando en qué leyes te basas.
- Haciendo reaccionar 0,3mg de C con el suficiente O se obtienen 1,1mg de un compuesto de C y O. Si hacemos reaccionar 1g de C con 1g de O. ¿Qué reactivo sobra? ¿Cuánto? ¿Cuánto compuesto obtenemos?

Composición centesimal. Fórmula empírica y molecular.

- Calcula la composición centesimal del butano (C_4H_{10}) y del ácido sulfúrico.
- ¿Qué masa de hierro hay en 2000 kg de mena pura de óxido férrico?
- Indicar cuál de los siguientes compuestos de azufre es más rico en este elemento: ác. Sulfúrico, ác. Sulfhídrico, sulfuro ferroso.
- El trióxido de azufre es un gas. Calcular qué tanto por ciento de oxígeno contiene dicho compuesto.
- El nitrato sódico y el nitrato potásico son dos compuestos químicos que se utilizan como abonos nitrogenados. Calcular cuál de los dos contiene mayor proporción de nitrógeno.
- Tenemos 13,524 g de cobre al hacerlo reaccionar con oxígeno se obtienen 16,93 g de un óxido de cobre. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido?
- 2,32 g de un óxido de plata contienen 2,16 g de plata. Determinar la fórmula empírica de ese óxido.
- 0,4356 g de un compuesto orgánico, de masa molecular 60, originan por combustión 0,958 g de dióxido de carbono y 0,5218 g de agua. Hallar la fórmula molecular del compuesto.
- Un compuesto orgánico está formado por C e H. 5 gramos de una muestra se vaporizó, ocupando un volumen de 1575 mL a 760 mmHg y 27°C. El análisis cuantitativo de una muestra similar indicó que contenía 4,616 g de C y 0,384 g de H. ¿de qué compuesto se trata?
- Un compuesto contiene 24,255 % de C, 4,05% de H y 71,8% de Cl. Sabiendo que un litro de dicho compuesto gaseoso a 710 mmHg y 110 °C pesa 3,085 g. A partir de dichos datos deduce su fórmula molecular.
- La combustión de 2,573g de un compuesto orgánico dio 5,143 g de CO_2 y 0,9015 g de H_2O . ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto si este sólo contenía C, H y O?
- Tenemos 2,354 g de un compuesto que contenía C, H, N y O dio por combustión 4,059 g de CO_2 y 0,968 g de H_2O . Sabiendo que el porcentaje en nitrógeno es del 27,44%, ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Moles

- La masa atómica de la plata es 108,87. Calcula: a) la masa, en gramos de un átomo de plata; b) el número de átomos que hay en un gramo de plata.
- Determina: a) el número de moles en 2,25 gramos de calcio; b) la masa, en gramos, de 2,61 moles de calcio.
- La masa atómica del oro es 196,97. Calcula: a) la masa de $6 \cdot 10^{15}$ átomos de oro; b) el número de átomos en 2 gramos de oro.
- La fórmula molecular del hexano es C_6H_{14} : a) ¿Cuál es la masa, en gramos, de un mol de hexano?; b) ¿Cuántos moles hay en 1kg de hexano?
- Calcula la masa, en gramos, de 1,20 moles de NaCl, CH_4 , Si.
- Ordena en orden creciente de masa los siguientes datos: a) un átomo de flúor; b) $1 \cdot 10^{-20}$ moles de flúor; c) $1 \cdot 10^{-20}$ g de flúor; d) una molécula de flúor.
- ¿Cuántos moles de átomos de Fe hay en 100g de Fe? ¿Cuántos gramos son $1,8 \cdot 10^{24}$ átomos de Fe?
- Calcular los gramos y las moléculas contenidas en 2 micromoles (μmol) de Sulfato sódico (Na_2SO_4).
- Razonar que cantidad contiene mayor número de átomos: a) 0,5 moles de dióxido de azufre; b) 14g de nitrógeno gas (N_2); c) 67,2 L de cloro gas (Cl_2) en condiciones normales.
- Tenemos 20g de Carbonato sódico. Se pide: a) moles y moléculas de compuesto; b) gramos de sodio; c) moles de átomos de O; d) composición centesimal del carbonato sódico.
- ¿Cuántos moles de tetracloruro de carbono contienen 3,2g del mismo?
- Halla la masa molecular de un gas, si un litro de dicho gas a 27°C y 1 atm tiene una masa de 29g.
- ¿Qué volumen ocuparán 10 moléculas de un gas a 100°C y 2 atmósferas?
- Si 300 cm^3 de un gas en condiciones normales tienen una masa de 87g. Calcular su masa molecular.
- Un compuesto tiene la siguiente composición centesimal: 14,29% de N; 4,11% de H; 48,95% de Mo; 32,65% de O Calcular su fórmula.
- ¿Cuál es la masa de un mol de ácido sulfúrico?
- ¿Cuántos átomos de oxígeno, nitrógeno e hidrógeno hay en un mol de ácido nítrico?
- ¿Cuántos moles de metano hay en diez moléculas de dicho compuesto?
- ¿Cuántos moles de aluminio hay en 135 g de dicho metal?

- 35.-¿Cuántos moles de butano C_4H_{10} hay en 100 g de dicho compuesto?
- 36.-¿Cuántas moléculas de propano C_3H_8 hay en 100 g de dicho gas?
- 37.-¿Cuál es la masa en gramos de un átomo de plata?
- 38.-Un frasco de laboratorio contiene 100 g de carbonato de sodio. Calcular cuántos moles de dicho compuesto hay en el frasco.
- 39.-¿Cuántos gramos de amoníaco hay en 100 moles de dicho compuesto?
- 40.-¿Cuál es la masa en gramos de una molécula de butano (C_4H_{10})?
- 41.-¿Cuántos átomos de platino hay en 1 g de dicho metal?
- 42.-En cuatro moles de ácido sulfúrico:
a)¿Cuántos gramos de hidrógeno? b)¿Cuántos gramos de azufre hay? c)¿Cuántos átomos de oxígeno?
- 43.-Se tienen 150 g de cloruro potásico. ¿Cuántos moles de cloruro potásico tenemos?
- 44.-Se tienen, en frascos separados, 100 g de glucosa $C_6H_{12}O_6$ y 100 g de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$. Indicar, razonándolo, cual de los dos frascos contiene más moléculas.
- 45.-El alcohol C_2H_5OH tiene una densidad de 790 kg/m^3 . En un cm^3 de alcohol. ¿Cuántos gramos de alcohol hay? ¿Cuántos moles? ¿Cuántas moléculas?

Leyes de los gases:

- 46.- Tenemos 20 L de CO_2 a $27^\circ C$ y 800 mmHg. Calcula: a) n° de moles, b) masa CO_2 , c) n° átomos oxígeno.
- 47.- Calcula el volumen que ocupan 15 g de gas hidrógeno, a 2 atmósferas de presión y $100^\circ C$.
- 48.- Tenemos en un recipiente de 1 L 10^{22} moléculas de un gas, a temperatura ambiente ($20^\circ C$). ¿Qué presión ejerce el gas sobre el recipiente?

DISOLUCIONES

- 49.-Calcular la molaridad de una disolución que contiene:
a) 4,41 gramos de cloruro sódico en 0,75 litros de disolución.
b) 34,8 gramos de sulfato de potasio en 2 litros de disolución.
- 50.-En 300 cm^3 de una disolución de ácido clorhídrico hay 12 gramos de dicha sustancia. Calcular la concentración molar o molaridad.
- 51.-¿Cuántos gramos de hidróxido cálcico hay en 2 litros de una disolución 0,001 M de esta sustancia?
- 52.-Se disuelven 2,5 g de ácido sulfúrico puro en agua y se enrasa a 125 mL. ¿Cuál es la molaridad de la disolución?
- 53.-¿Qué cantidad de glucosa $C_6H_{12}O_6$ se necesita para preparar 100 mL de disolución 0,1 M?
- 54.-¿Qué cantidad de NaOH se necesita para preparar 0,5 L de disolución 3,5 M?
- 55.-Se disuelven 50 g de amoníaco en agua hasta obtener 650 mL de disolución. Sabiendo que la densidad de la disolución resultante es 950 kg/m^3 . Indicar la concentración de la misma en: g/L, molaridad y porcentaje másico (%).
- 56.-Se disuelven en agua 10 g de nitrato de plata hasta obtener 600 mL de disolución. ¿Cuál es la concentración en g/L y la molaridad de la disolución obtenida?
- 57.-15 g de cloruro de sodio se disuelven en 60 g de agua. Calcular el porcentaje másico de soluto en la disolución obtenida, y las fracciones molares de soluto y disolvente
- 58.-Se han de preparar 500 mL de una disolución de cloruro de potasio 0,1 M. ¿Qué cantidad, en gramos, del mismo se necesitan?
- 59.-Calcular cuál es la concentración molar de una disolución obtenida disolviendo en agua 5,85 g de cloruro de sodio, hasta obtener 10 litros de disolución.
- 60.-Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. Calcular la masa de ácido clorhídrico disuelta en 100 mL de dicha disolución.
- 61.-Calcular la concentración en g/L, la molaridad, la molalidad y el porcentaje másico de una disolución de $KClO_3$, sabiendo que al evaporar 20 mL de la misma, que pesaban 21 g, se ha obtenido un residuo de 1,45 g de $KClO_3$.
- 62.-¿Cuántos gramos de una disolución de porcentaje másico igual al 8% de sulfato de sodio necesitamos para que el contenido en sulfato de sodio sea de 3 g?
- 63.-¿Qué % de sal común (NaCl) contiene el agua de mar si de 2 kg de agua salada obtenemos 50 g de sal?
- 64.-¿Cuántos gramos de ácido acético ($C_2H_4O_2$) hay en un litro de vinagre cuya concentración es 0,6 M?
- 65.-Se prepara una disolución, colocando en un vaso 5 g de sal común (cloruro sódico) y añadiendo 20 g de agua. Una vez disuelta la sal se tiene un volumen de 21,7 mL. Calcular:
a) Concentración de dicha disolución en % en peso. c) Molalidad
b) Concentración en g/L y la molaridad. d) Fracción molar de soluto y disolvente.
- 66.-¿Cuántos mL de una disolución 1,5 M de HCl deberemos tomar para tener 15 g de HCl?
- 67.-Calcular qué volumen de disolución de cloruro sódico 1 M se necesita para preparar 100 mL de una disolución de cloruro de sodio 0,02 M.
- 68.-Se tiene una disolución de H_2SO_4 al 95,6% (p/p) y cuya densidad es $1,7 \text{ g/mL}$. Calcular la concentración de la disolución en g/L y molaridad.
- 69.-Calcular la molaridad de una disolución acuosa de ácido nítrico al 33,82% en peso si su densidad es $1,22 \text{ g/mL}$.

- 70.-Calcula la molaridad de una disolución de ácido clorhídrico concentrado de la que conocemos su densidad ($d = 1,12 \text{ g/mL}$) y su riqueza o porcentaje másico 35%.
- 71.-Calcular el volumen de agua que debe añadirse a 250 mL de una disolución 1,25 M, para hacerla 0,5M.
- 72.-Que volumen de una disolución 5 M de ácido sulfúrico hemos de tomar para preparar otra disolución de ácido sulfúrico cuyas características son: 500 mL, 0,5 M.
- 73.-Tenemos una disolución 0,693 M de ácido clorhídrico y necesitamos para una reacción 0,0525 moles de ácido. ¿Qué volumen debemos tomar?
- 74.- 9,013g de propanol se disuelven en una cantidad suficiente de agua para obtener 0,750 L. de disolución; 50mL de esta se diluyen a 500 mL. ¿Qué molaridad tienen las dos disoluciones?
- 75.-¿Qué volumen de disolución de ácido nítrico al 36% y densidad 1,22 g/mL, es necesario para preparar 0,25 L. de disolución 0,25 M?
- 76.-¿Qué concentración molar tendrá una disolución de ácido perclórico, si tomamos 50 mL de la misma y le añadimos agua hasta alcanzar un volumen final de 1 L y una concentración 0,5 M. ?

SOLUCIONES : LEYES PONDERALES Y FÓRMULAS

- | | |
|--|--|
| 1.- Sí se cumple | b) 8,68 g Na; c) 0,566 moles O |
| 2.- Reacciona todo el oxígeno. Sobran 2,16 g S. Se forman 7,09 g de compuesto. | d) 43,4 % Na; 45,3 % O; 11,3 % C |
| 3.- Sobra carbono; 0,625 g C; 1,375 g compuesto | 26.- 0,0225 moles CCl_4 |
| 4. butano 82,76% C, 17,24% H ;
Ác. Sulfúrico 2,04% H, 32,65% S, 65,31% O | 27.- $M_m = 713,34$ |
| 5.- 1400 kg Fe | 28.- $V = 2,54 \cdot 10^{-22} \text{ L}$ |
| 6.- $\text{H}_2\text{S} > \text{FeS} > \text{H}_2\text{SO}_4$ | 29.- $M_m = 6492$ |
| 7.- 60% S | 30.- $\text{N}_2\text{H}_8\text{MoO}_4$ |
| 8.- 16,5% N el NaNO_3 y 13,85% el KNO_3 | 31.- 98 g H_2SO_4 |
| 9.- CuO | 32.- $1,8066 \cdot 10^{24}$ átomos O; $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos N;
$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos H |
| 10.- Ag_2O | 33.- $1,66 \cdot 10^{-23}$ moles CH_4 |
| 11.- $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ | 34.- 5 moles Al |
| 12.- C_6H_6 (benceno) | 35.- 1,72 moles C_4H_{10} |
| 13.- $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ | 36.- $1,368 \cdot 10^{24}$ moléculas C_3H_8 |
| 14.- $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_4$ | 37.- $1,8 \cdot 10^{-22} \text{ g Ag}$ |
| 15.- $\text{C}_6\text{H}_7\text{N}_3\text{O}_2$ | 38.- 0,943 moles Na_2CO_3 |
| 16.- a) $1,8078 \cdot 10^{22} \text{ g Ag}$; b) $5,53 \cdot 10^{21}$ átomos Ag | 39.- 1700 g NH_3 |
| 17.- a) 0,05625 moles Ca; b) 104,4g Ca | 40.- $9,63 \cdot 10^{23} \text{ g C}_4\text{H}_{10}$ |
| 18.- a) $1,96 \cdot 10^{-6} \text{ g Au}$; b) $6,113 \cdot 10^{21}$ átomos Au | 41.- $3,0868 \cdot 10^{21}$ átomos Pt |
| 19.- a) 86 g C_6H_{14} ; b) 11,623 moles de C_6H_{14} | 42.- a) 8 g H; b) 128 g S; c) $9,635 \cdot 10^{24}$ átomos O |
| 20.- 70,14 g NaCl; 19,2 g CH_4 ; 33,6 g Si | 43.- 2,015 moles KCl |
| 21.- $a < d < c < b$ | 44.- La glucosa ya que su peso molecular es menor |
| 22.- 1,792 moles Fe; 166,78 g Fe | 45.- 0,79 g $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; 0,017 moles $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;
$1,034 \cdot 10^{22}$ moléculas $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ |
| 23.- $2,84 \cdot 10^{-4} \text{ g Na}_2\text{SO}_4$; $1,2 \cdot 10^{18}$ moléculas Na_2SO_4 | 46.- 0,86 moles, 37,84 g, $1,04 \cdot 10^{24}$ átomos O |
| 24.- $c > a > b$ | 47.- 114,74 L |
| 25.- a) 0,188 moles Na_2CO_3 ; $1,136 \cdot 10^{23}$ moléculas | 48.- 0,4 atm. |

SOLUCIONES : DISOLUCIONES

- | | |
|--|---|
| 49. a) 0,1 M (mol/L) NaCl; b) 0,1M (mol/L) K_2SO_4 | 63. 2,5% Sal común (NaCl) |
| 50. 1,1 M (mol/L) HCl | 64. 36 g ácido acético |
| 51. 0,1482 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | 65. a) 20% Sal común (NaCl);
b) 230,4gNaCl/L(disolución);3,94M(mol/L) NaCl
c) 4,275 molal; d) $X_s=0,072$; $X_d=0,928$ |
| 52. 0,204 M (mol/L) H_2SO_4 | 66. 274,3 mL disolución |
| 53. 1,8 g $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ | 67. $V = 2 \text{ mL}$ de la 1ª disolución |
| 54. 70 g NaOH | 68. 16,58M(mol/L) H_2SO_4 ;
$1625,2\text{gH}_2\text{SO}_4/\text{L}$ (disolución) |
| 55. 76,9 g NH_3/L (disolución);
4,52 M (mol/L) NH_3 ; 8,1% NH_3 | 69. 6,55 M (mol/L) HNO_3 |
| 56. 16.6 g AgNO_3/L (disolución);
0,1 M (mol/L) AgNO_3 | 70. 11,52 M (mol/L) HCl |
| 57. 20% NaCl, $X_s=0,071$, $X_d=0,929$ | 71. 375 mL |
| 58. 3,7275 g KCl | 72. 50 mL |
| 59. 0,01 M (mol/L) NaCl | 73. 75 mL |
| 60. 0,3645 g HCl | 74. 0,2 M y 0,02 M |
| 61. 0,6M(mol/L) KClO_3 ; 0,604 mol/kg
72,5 g KClO_3/L (disolución); 7% KClO_3 | 75. 9 mL |
| 62. 37,5 g de disolución Na_2SO_4 | 76. 10M |