

TEMA 1: NATURALEZA DE LA MATERIA.

1. Propiedades de la materia. Clasificación de las sustancias.
2. Leyes ponderales. Teoría atómica de Dalton.
3. Hipótesis de Avogadro. Concepto de molécula.
4. Masas atómicas y moleculares. Concepto de mol.
5. Fórmulas empíricas y moleculares
6. Leyes de los gases.

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 tiene masa y ocupa un 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 su composición.
- La **Química** estudia la composición de la materia y las transformaciones que sufre dicha composición.

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, temperatura de fusión (T.F.), Temperatura de ebullición (T.E.), 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. Por ejemplo, el agua es la única sustancia que cumple todas estas propiedades específicas (físicas y químicas) a la vez: es un líquido incoloro, hierve a 100°C (y la temperatura permanece constante mientras hierve) 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.

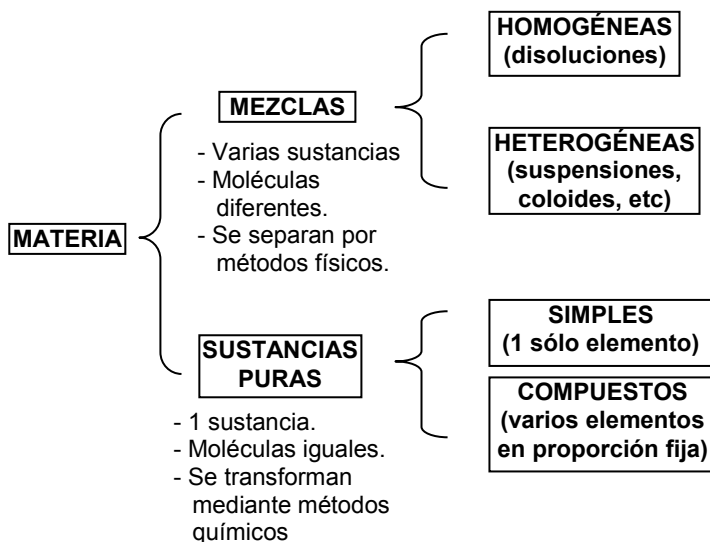
Una **Sustancia pura** presenta unas propiedades características fijas y una composición química bien definida. Sus moléculas son iguales entre sí.

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

Compuesto químico es cualquier sustancia pura cuyas moléculas están formadas por átomos de dos o más elementos, combinados siempre en una proporción fija. Pueden descomponerse (transformarse en sustancias más sencillas) mediante reacciones químicas. Ejemplo agua (H₂O)

Una **Sustancia simple** (o **Elemento químico**) es cualquier sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias más simples, ni siquiera utilizando los métodos químicos habituales. Sus moléculas contienen átomos de un solo elemento químico: Ejemplos: hidrógeno (H₂), oxígeno (O₂), hierro (Fe)

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. Como se trata de varias sustancias, también contendrá moléculas de distinto tipo.



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.

2. Leyes ponderales. Teoría atómica de Dalton.

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. Son las siguientes:

Ley de Lavoisier (ley de conservación de la masa).

Entre 1770 y 1774, el francés Antoine de Lavoisier incorporó el uso de la balanza de precisión a la medida de las sustancias que intervenían en una reacción química, incluidos los gases, para lo que usó recipientes cerrados. Los resultados de las experiencias de combustión y las de calcinación de metales, como estaño y mercurio, llevaron a Lavoisier a enunciar la ley de conservación de la masa:

“En toda reacción química, la masa total permanece constante. La suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos”



Ley de Proust (ley de las proporciones definidas).

El francés Joseph Louis Proust demostró en 1799 que cualquiera que fuera la manera en que se obtuviera un compuesto, la proporción en la que se encontraban las masas de los diferentes elementos que contenía era siempre la misma.

“Cuando dos o más elementos se combinan para formar el mismo compuesto, lo hacen siempre en una proporción de masa definida y constante”



Por ejemplo, en el óxido de hierro(II), la proporción siempre es: 56 g de hierro por cada 16 g O.

En el óxido de hierro(III), la proporción es distinta: 112 g Fe por cada 48 g O (o 56 g Fe por cada 24 g O).

Ley de Dalton (ley de las proporciones múltiples)

“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 distintas del otro elemento, de modo que las cantidades del segundo elemento guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.”

Como vemos, esta ley sólo se aplica cuando comparamos dos compuestos distintos formados por los mismos elementos. Por ejemplo, el carbono y el oxígeno pueden formar monóxido de carbono (CO, en una proporción de 12 g de carbono por cada 16 g de oxígeno), o dióxido de carbono (CO₂, en una proporción de 12 g de carbono por cada 32 g de oxígeno). Vemos que, para una misma cantidad de carbono (12 g), las cantidades de oxígeno guardan una relación sencilla (una cantidad es el doble de la otra: $32 \text{ g} / 16 \text{ g} = 2$)



Estas proporciones de números enteros sencillos, así como el hecho de que la masa total permanece constante en una reacción química, llevaron a Dalton, en 1808, a la conclusión de que cada elemento químico debía estar compuesto por unas entidades elementales que permanecieran invariables en las reacciones químicas: los átomos.

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 (teoría de los cuatro elementos), 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 formando nuevos compuestos.

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:

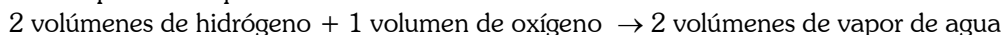
- El átomo sí es divisible y se puede modificar su composición
- Los átomos de un mismo elemento no tienen por qué ser iguales (existen los isótopos)
- Establece una medida de masas atómicas relativas errónea en muchos casos.
- No es aplicable a los gases, en el sentido de que en los gases la unidad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

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 hizo modificar y mejorar la hipótesis atómica de Dalton.

Ley de los volúmenes de combinación (Gay-Lussac)

En 1808 Joseph Louis Gay-Lussac hizo reaccionar hidrógeno y oxígeno gaseosos y obtuvo vapor de agua. Comprobando que:



También comprobó que:

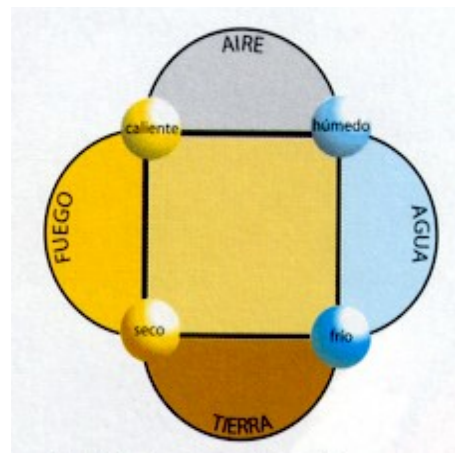


A partir de estos y otros experimentos dedujo la siguiente ley:

“Cuando los gases se combinan entre sí para formar nuevos compuestos gaseosos, sus volúmenes respectivos guardan una proporción de números enteros y sencillos, siempre que estén medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura”

Esta ley iba en contra de la idea que Dalton tenía sobre la composición de las sustancias. Si dos elementos formaban siempre el mismo compuesto al combinarse (como el caso del agua), Dalton pensaba que tenían que estar en la misma proporción (un átomo de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, y la fórmula sería HO), por lo que no se explicaría que reaccionara el doble de hidrógeno que de oxígeno.

Además, estaba la cuestión del volumen. ¿Cómo es que si el hidrógeno y el oxígeno inicial ocupan tres volúmenes, el vapor de agua final sólo ocupa dos? Si los átomos no desaparecen, ¿cómo es que ahora ocupan menos volumen?



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.



Justificación de la ley de Gay-Lussac: Hipótesis de Avogadro.

En 1811, el científico italiano Amedeo Avogadro presentó una hipótesis, conocida en la actualidad como ley de Avogadro, que trataba de explicar la relación sencilla que existe entre los volúmenes de los gases que reaccionan para formar un compuesto. Para ello, plantea la idea de que



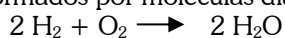
*En los gases, las entidades elementales son grupos de átomos, a los que denomina **moléculas**. Estas moléculas, además están muy separadas unas de otras, existiendo un gran vacío entre ellas.*

Con esto, establece la siguiente hipótesis:

“Volúmenes iguales de gases diferentes sometidos a las mismas condiciones de presión y temperatura contienen un número idéntico de moléculas”

De acuerdo con la ley de Avogadro, un mol de cualquier gas ocupa el mismo volumen que un mol de cualquier otro gas cuando los volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura.

De esta forma puede explicarse la reacción de formación del agua, suponiendo que tanto el hidrógeno como el oxígeno están formados por moléculas diatómicas (H_2 , O_2), y que el agua tiene de fórmula H_2O . La reacción sería



Es decir, reacciona doble número de moléculas de hidrógeno que de oxígeno, formándose también el doble de moléculas de agua. Esto explica la proporción de volúmenes.

Una última cuestión. Si la molécula de agua (H_2O) es mayor que la de hidrógeno, ¿cómo es posible que ocupen el mismo volumen? La respuesta a esto está en el espacio vacío que existe entre las moléculas. Es tan grande comparado con el tamaño de las moléculas, que el hecho de que las moléculas sean mayores o menores no influye.

A pesar de que la hipótesis de Avogadro explicaba bien estas reacciones, muchos científicos de la época se negaron a aceptarla, y fue olvidada, hasta que en 1850 el científico italiano Stanislao Cannizzaro rescató sus ideas y convenció a la comunidad científica de que eran correctas.

4. Masas atómicas y moleculares. Concepto de mol.

4.1. Masa atómica (M_{at})

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).

Para calcular la masa atómica de los distintos elementos, se toma como referencia uno de ellos (es decir, las masas atómicas son relativas. Inicialmente se tomó el hidrógeno, posteriormente fue el oxígeno, y actualmente es un isótopo del carbono, el carbono-12 (^{12}C))

La masa atómica se mide en **u** (unidad de masa atómica), tomando como referencia el ^{12}C .

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

Cálculo de la masa atómica a partir de los isótopos.

Como sabes, en un mismo elemento químico, no todos los átomos son iguales. Existen los isótopos, átomos con el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones, y por tanto con diferente masa. Todos ellos se encuentran mezclados en la naturaleza en distintas proporciones, según su estabilidad.

La masa atómica de un elemento se calculará como el valor medio de las masas de los distintos isótopos, teniendo en cuenta su abundancia.

$$M_{at} = \frac{M_{at1} \cdot \%_1 + M_{at2} \cdot \%_2 + \dots}{100}$$

4.2. Masa molecular de un compuesto (M):

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.

$$\text{Ejemplo: } M(H_2SO_4) = 2 \cdot M_{at}(H) + M_{at}(S) + 4 \cdot M_{at}(O) = 2 \cdot 1,0079 + 32 + 4 \cdot 16 = 98,0079 u \text{ (o } 98,0079)$$

4.3. 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: $2 \cdot 1 \text{ u} + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$

$$\% O = \frac{16 \text{ u}}{18 \text{ u}} \cdot 100 = 88,89\% O \quad \% H = \frac{2 \text{ u}}{18 \text{ u}} \cdot 100 = 11,11\% H$$

Esta proporción también es la misma si se expresa en gramos (16 g de oxígeno en cada 18 g de agua, 2 g de hidrógeno en 18 g de agua)

4.4 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).

Pero por otro lado, las reacciones químicas ocurren entre moléculas, o átomos (como ya sabes de cursos anteriores, las moléculas de las sustancias chocan, rompiéndose las uniones entre átomos y formándose moléculas diferentes).

Por lo tanto, lo que nos interesa es tener una magnitud que mida el número de moléculas (de "entidades elementales" de la sustancia) y la relacione con la masa (los gramos) de sustancia que tenemos.

Esta magnitud es la **cantidad de sustancia** y su unidad en el Sistema Internacional es el **mol**.

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

("entidad elemental" significa el constituyente básico de la sustancia, lo que indica la fórmula. Pueden ser moléculas, átomos, iones, unidades básicas de la red cristalina...)

El número $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas/mol, se denomina *número de Avogadro*, en honor del científico.

Pero, ¿cómo sabemos que un mol contiene ese número de partículas? 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: $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol

Definición técnica de mol:

De forma rigurosa, el mol se define a partir del concepto de unidad de masa atómica, y se toma el mismo elemento (¹²C) como referencia. Así:

El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg (12g) de ¹²C.

¿Por qué ese número concreto, no se podría haber escogido un número más redondo, como 10^{23} directamente? Pues para facilitar los cálculos. El valor de N_A es el inverso del valor de la unidad de masa atómica ($u = 1,66 \cdot 10^{-24}$ g). Con esto, es más fácil calcular la masa de un mol de sustancia.

¿Qué masa tiene 1 mol de cualquier sustancia (**masa molar**)? Lógicamente, depende de la sustancia (moléculas diferentes tienen diferente masa), pero hay algo que se cumple siempre. **El valor de la masa molar, en g, coincide numéricamente con el valor de la masa molecular, en u.**

Lo comprobamos con el siguiente ejemplo, calculando la masa de un mol de agua:

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

A partir de ahora ya no tendremos que repetir esta operación. Basta con calcular la masa molecular, y expresar el resultado en g, en lugar de en u.

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

5. 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.

Cálculo de la fórmula empírica. (método de Cannizaro)

1. Conociendo el porcentaje (la proporción de masas) 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 (o la proporción que nos den) 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) · 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 que tiene un 80% de carbono y un 20% de hidrógeno. su masa molecular es $M = 30$.

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: $C H_3$

3º: Fórmula molecular: Según la fórmula empírica, la masa molecular correspondiente sería $12 + 3 \cdot 1 = 15$. Pero sabemos que su M es 30, justo el doble. Eso significa que en la molécula existen el doble de átomos de cada elemento. Así, la fórmula molecular es C_2H_6 .

Otro ejemplo.

De un compuesto orgánico sabemos que está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. Al quemar una muestra de 11,5 g del compuesto, obtenemos 22 g de CO_2 y 13,5 g de H_2O . A partir de estos datos, calcule la fórmula empírica del compuesto.

Para calcular la fórmula empírica, en primer lugar debemos conocer la proporción en que están combinados los elementos en el compuesto.

Al quemarlo, el compuesto reacciona con el oxígeno del aire, produciendo CO_2 y H_2O . Todo el carbono del CO_2 proviene del compuesto, así como todo el hidrógeno presente en el agua.

Calculamos cuánto carbono hay en los 22 g de CO_2 , sabiendo que la masa molecular del CO_2 es

$$M(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \quad \text{En 44 g de } CO_2 \text{ hay 12 g de C.}$$

$$\text{Así, en 22 g } CO_2 \quad 22 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } CO_2} = 6 \text{ g C en el compuesto}$$

Calculamos del mismo modo la cantidad de hidrógeno en 13,5 g H_2O .

$$M(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \quad \text{En 18 g de } H_2O \text{ hay 2 g de H.}$$

$$\text{Así, en 13,5 g } H_2O \quad 13,5 \text{ g } H_2O \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g } H_2O} = 1,5 \text{ g H en el compuesto}$$

Por lo tanto, de los 11,5 g del compuesto, 6 g son de carbono, 1,5 g son de hidrógeno, y el resto, 4 g, son de oxígeno. Ya tenemos la proporción en la que están combinados los elementos.

Calculamos ahora la proporción entre átomos, dividiendo por la masa atómica de cada elemento.

$$C : \frac{6 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 0,5 \quad H : \frac{1,5 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 1,5 \quad O : \frac{4 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 0,25$$

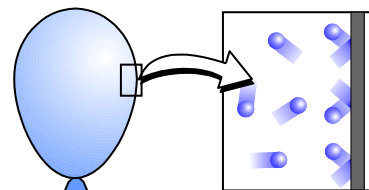
Dividimos ahora todos los resultados por el menor de ellos, para obtener una relación de números enteros sencillos.

$$C : \frac{0,5}{0,25} = 2 \quad H : \frac{1,5}{0,25} = 6 \quad O : \frac{0,25}{0,25} = 1 \quad \text{La fórmula empírica es } C_2H_6O \text{ (etanol)}$$

6. Leyes de los gases.

El comportamiento de los gases y sus propiedades (compresibilidad, presión, dilatación, etc) viene explicado por la Teoría Cinético-Molecular (TCM). Según ésta, los gases:

- Están formados por partículas en continuo movimiento, muy alejadas entre sí.
- La energía cinética (y por tanto, la velocidad) de las partículas depende de la temperatura, aumentando con la misma.
- Las partículas chocan continuamente entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene.
- La compresibilidad (volumen variable) de los gases se debe a la gran distancia (espacio vacío) que existe entre las partículas.



Las propiedades macroscópicas de los gases (presión P , temperatura T) y volumen (V) se explican a partir del comportamiento de las moléculas:

- La temperatura (medida en Kelvin) está relacionada con el movimiento de las moléculas. a mayor temperatura, mayor velocidad.
- La presión que un gas ejerce sobre las paredes del recipiente se debe al continuo choque de las moléculas con las paredes.
- Un gas adopta la forma del recipiente y ocupa todo el volumen disponible debido a que las moléculas están libres, sin apenas fuerzas de unión.
- Un gas puede comprimirse (variar su volumen con la presión) y dilatarse (variar su volumen con la temperatura) debido a la gran distancia (espacio vacío) que existe entre las partículas.

En una determinada cantidad de gas, la presión, el volumen y la temperatura se encuentran relacionados. Estas son las leyes que los relacionan:

a) Ley de Boyle:

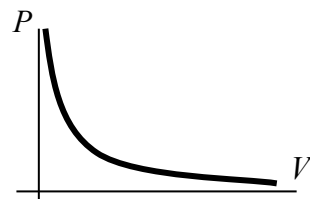
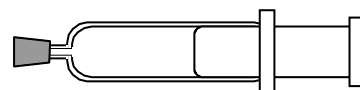
- A temperatura constante, el volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión:

$$P \cdot V = cte \Rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Al aumentar, la presión, el volumen disminuye y viceversa.

Esto es lo que ocurre, por ejemplo, si tenemos una jeringa con aire en su interior y tapamos el orificio. Al aumentar la presión empujando el émbolo, el volumen de gas disminuye.

Si representamos la presión en función del volumen, obtenemos la curva isoterma del gas, que tiene forma de hipérbola.

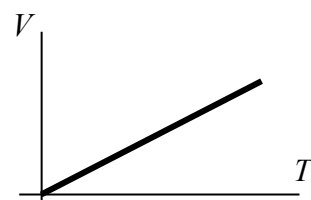


b) Ley de Charles

- A presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura.

$$\frac{V}{T} = cte \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Es decir, al aumentar (o disminuir) la temperatura, el volumen lo hará en la misma proporción. Es lo que ocurre, por ejemplo, con un globo poco hinchado que dejamos al sol. Al calentarse, su volumen aumenta.

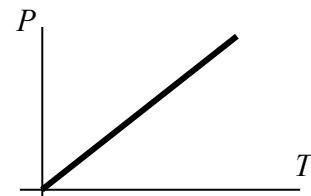


c) Ley de Gay-Lussac

- A volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura.

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

Al aumentar (o disminuir) la temperatura, la presión lo hace en la misma proporción. Es el caso de una olla exprés.



Estas tres relaciones pueden resumirse en una sola, teniendo en cuenta que pueden variar las tres magnitudes simultáneamente.

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

Ecuación de **Clapeyron**, válida cuando la masa de gas se mantiene constante.

Ecuación de los gases ideales

En la última expresión hemos visto que en cualquier transformación que sufra cierta cantidad de gas, la expresión $\frac{P \cdot V}{T}$ se mantiene constante, siempre que la cantidad de gas no cambie. De hecho, la constante depende del número de moles de gas que tengamos (n). Teniendo en cuenta esto, la expresión queda de la forma

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R \Rightarrow P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{expresión conocida como ecuación de los gases ideales.}$$

R es una constante, llamada *constante de Richter*, cuyo valor es $0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

Las unidades de la constante R nos indica en qué unidades deben estar medidas P, V y T. La temperatura siempre debe estar expresada en K.

Volumen molar de un gas en condiciones normales (c.n.)

Las condiciones normales (c.n.) de presión y temperatura ($P = 1 \text{ atm}$, $T = 0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$) son muy usadas en química. Usando la ecuación de los gases ideales, podemos calcular qué volumen ocupa un mol de cualquier gas en esas condiciones

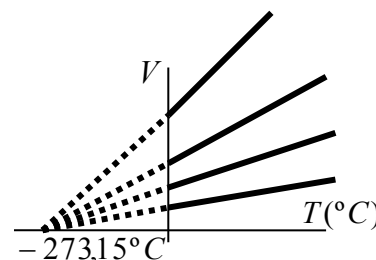
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 22,398 \text{ L} \approx 22,4 \text{ L}$$

Así, 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L en c.n.

Los gases y la escala Kelvin de temperaturas

Si estudiamos la ley de Charles (el volumen en función de la temperatura, en $^\circ\text{C}$) para diferentes cantidades de un mismo gas, o para gases distintos, obtenemos gráficas como las de la figura. Rectas parecidas obtenemos al representar la ley de Gay-Lussac (Presión en función de la temperatura).

William Thomsom, conocido como Lord Kelvin, descubrió que, si prolongamos esas rectas hacia temperaturas negativas, todas ellas se encuentran en un punto, a una temperatura de $-273,15^\circ\text{C}$, independiente de la cantidad o del tipo de gas. A esa temperatura, cualquier gas ocuparía un volumen cero y no ejercería presión, sus partículas estarían en reposo total. Kelvin denominó a esta temperatura teórica "Cero absoluto de temperatura" (0 K), es decir, la temperatura más baja que se puede alcanzar, y fue elegida como origen de la escala internacional de temperatura (escala Kelvin).



Recordemos que $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

(en la práctica, podemos considerar 273, en lugar de 273,15)

Limitaciones del modelo de gas ideal

El modelo que usamos para los gases ideales es sencillo y da muy buenos resultados, pero tiene limitaciones:

- No tiene en cuenta el tamaño de las partículas ni las interacciones entre ellas. En realidad las moléculas, cuando están muy próximas una a otras, pueden chocar o atraerse entre ellas, lo que modifica ligeramente el comportamiento del gas.
- No explica los cambios de estado de gas a líquido al aumentar la presión o bajar la temperatura. Cuando acercamos mucho las moléculas al comprimir o disminuir su velocidad al bajar la temperatura, la atracción entre las moléculas cobra gran importancia, haciendo que se unan, produciéndose la condensación (o licuación si es por presión).

Existen varios modelos para un gas más "real", que tienen en cuenta los efectos descritos anteriormente. Uno de ellos es el modelo de Van der Waals (1873), que tiene en cuenta el volumen de las moléculas y la disminución de la presión por efecto de la atracción entre las moléculas. La ecuación de este modelo es:

$$\left[P + a \cdot \left(\frac{N}{V} \right)^2 \right] \cdot (V - N \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

N es el nº de moléculas y los valores de a y b se determinan experimentalmente para cada gas.

Ejercicios del Tema 1

2. Leyes ponderales

- 2.1.** Cuando un alambre de cobre se calienta en contacto con el aire se forma un óxido de cobre negro. La masa del alambre aumenta. ¿Se cumple la ley de Lavoisier? Razonar.
- 2.2.** El carbonato de calcio es un sólido de color blanco insoluble en agua y que no reacciona con ella. Al calentar 100 g de carbonato de calcio, observamos que pasado un tiempo, sin volverse líquido, se forman burbujas, quedando en el recipiente 56 g de un sólido blanco que reacciona violentamente con el agua. ¿Se ha producido un cambio físico o químico? ¿Se cumple la ley de Lavoisier?
- 2.3.** Al hacer reaccionar completamente en distintos recipientes 4 g y 6 g de azufre con oxígeno, se obtuvieron respectivamente 10 g y 15 g de óxidos de azufre. ¿Se cumple la ley de Proust? ¿Se trata del mismo compuesto en ambos casos? ¿Qué cantidad de oxígeno es necesaria para su combinación completa con 20 g de azufre?
- 2.4.** 10 g de una sustancia A reaccionan completamente con 3,2 g de una sustancia B, para dar un compuesto C. Se hacen reaccionar 18,3 g de A con 9,5 g de B. ¿cuántos gramos de C se obtienen, y qué cantidad de A ó B quedan sin reaccionar?
- 2.5.** El azufre y el hierro se combinan para dar sulfuro de hierro en la relación 4g de azufre con 7 g de hierro. ¿Cuánto sulfuro de hierro se obtendrá, a partir de 10 g de hierro y 10 g de azufre?
- 2.6.** Al combinarse cloro con sodio se ha obtenido cloruro de sodio (Na Cl). Realizando el análisis cuantitativo se obtiene que en el Na Cl tenemos un 39,32 % de Na y un 60,68 % de Cl. ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio se obtienen con 0,46 g de sodio?
- 2.7.** Sabiendo que la relación entre cloro y calcio en el cloruro de calcio es de 7,1 g de cloro por cada 4,0 g de calcio, calcula las masas de cloro y calcio que existen en 10 g de cloruro de calcio.
- 2.8.** Compruebe que se cumple la ley de las proporciones múltiples para los compuestos óxido de hierro(II) y óxido de hierro(III)
- 2.9.** 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.
- 2.10.** 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.
- 2.11.** 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?

4. Composición centesimal. Moles

- 4.1.** Calcula la composición centesimal del butano (C_4H_{10}) y del ácido sulfúrico.
- 4.2.** Qué masa de hierro hay en 2000 kg de mena pura de óxido de hierro(III)?
- 4.3.** Indicar cuál de los siguientes compuestos de azufre es más rico en este elemento: ác. Sulfúrico, ác. Sulfhídrico, sulfuro de hierro(II).
- 4.4.** El trióxido de azufre es un gas. Calcular qué tanto por ciento de oxígeno contiene dicho compuesto.
- 4.5.** El nitrato de sodio y el nitrato de potasio son dos compuestos químicos que se utilizan como abonos nitrogenados. Calcular cuál de los dos contiene mayor proporción de nitrógeno.
- 4.6.** Calcular el número de moles que contienen:
 a) 20 g de cal (Ca O)
 b) 1 g de Hidrógeno (H_2)
 c) 10^{24} moléculas de H_2SO_4

- d) 44,8 L. de oxígeno, medidos en condiciones normales
e) $6 \cdot 10^{20}$ átomos de Fe
- 4.7.** a) ¿Cuántos átomos de plata habrá en 5 g de dicho metal? (Mat: 108)
b) ¿Cuál será la masa expresada en gramos de un átomo de plomo? (Mat: 207)
c) ¿Qué masa tendrán $6,022 \cdot 10^{22}$ moléculas de agua?
d) ¿Cuántos átomos de oxígeno, azufre e hidrógeno hay en 2 mol de H_2SO_4 ?
- 4.8.** De una sustancia sabemos que la masa de $2 \cdot 10^{19}$ moléculas es de 1,06 mg, ¿cuál será la masa de un mol de esa sustancia? ¿Y su masa molecular?
- 4.9.** 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.
- 4.10.** Determina: a) el número de moles en 2,25 gramos de calcio; b) la masa, en gramos, de 2,61 moles de calcio.
- 4.11.** 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?
- 4.12.** 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.
- 4.13.** ¿Cuántos moles de átomos de Fe hay en 100g de Fe? ¿Cuántos gramos son $1,8 \cdot 10^{24}$ átomos de Fe?.
- 4.14.** Calcular los gramos y las moléculas contenidas en 2 micromoles (μmol) de sulfato de sodio.
- 4.15.** Tenemos 20g de carbonato de sodio. Se pide: a) moles y moléculas de compuesto; b) gramos de sodio; c) moles de átomos de O
- 4.16.** ¿Cuántos moles de tetracloruro de carbono contienen 3,2g del mismo?
- 4.17.** 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, cuál de los dos frascos contiene más moléculas.
- 5.18.** El etanol C_2H_6O tiene una densidad de 790 kg/m^3 . En un cm^3 de etanol. ¿Cuántos gramos de etanol hay? ¿Cuántos moles? ¿Cuántas moléculas?
- 5. Fórmula empírica y molecular.**
- 5.1.** Un compuesto contiene 25,4 % de azufre, 38,1 % de oxígeno y 36,5 % de sodio. ¿Cuál es su fórmula empírica?
- 5.2.** La masa molecular de una sustancia es 180 y su composición centesimal: C =26,68%, H =2,24% , O = 71,08%. Hallar sus fórmulas empírica y molecular.
- 5.3.** Hallar la fórmula de una sustancia cuya composición centesimal es : 38,67% de K, 13,85% de N y 47,48% de O.
- 5.4.** El análisis de un hidrato de carbono nos da la siguiente composición centesimal: 40% de C, 6,71 % de H, 53,29% de O. Hallar la fórmula molecular del compuesto, sabiendo que su masa molecular es 180.
- 5.5.** 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?
- 5.6.** 2,32 g de un óxido de plata contienen 2,16 g de plata. Determinar la fórmula empírica de ese óxido.
- 5.7.** 0,4356 g de un compuesto orgánico (constituido por C, H, O), 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.
- 5.8.** 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?

5.9. 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?

6. Leyes de los gases

- 6.1.** A 20 °C, la presión de un gas encerrado en un volumen V constante es de 850 mmHg ¿cuál será el valor de la presión si bajamos la temperatura a 0 °C?
- 6.2.** a) Calcular el número de moles y la masa de gas nitrógeno que tenemos en un recipiente de 25 L, a una presión de 1,5 atm. y una temperatura de 77 °C.
b) ¿Qué volumen ocuparía esa misma cantidad de gas en condiciones normales?
- 6.3.** Tenemos en un matraz 2 L. de oxígeno a 47 °C y 0,8 atm. Calcular:
a) Número de moles, de moléculas, y masa de oxígeno.
c) La presión al bajar la temperatura a 300 K, si no varía el volumen.
d) El volumen que ocupará el gas si reducimos la temperatura a la mitad, sin variar la presión.
- 6.4.** 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.
- 6.5.** Tenemos 20 L de CO_2 a 27°C y 800 mmHg. Calcula: a) n° de moles, b) masa CO_2 , c) n° átomos oxígeno.
- 6.6.** Calcula el volumen que ocupan 15 g de gas hidrógeno, a 2 atmósferas de presión y 100 °C.
- 6.7.** Tenemos 10^{22} moléculas de un gas en un recipiente de 1 L, a temperatura ambiente (20°C). ¿Qué presión ejerce el gas sobre el recipiente?
- 6.8.** Tenemos 10 L de un gas en un recipiente herméticamente cerrado de paredes rígidas, a una presión de 1 atm y 20°C de temperatura. Razone, explicando en qué ley se basa, que ocurrirá con el gas si se calienta hasta 100°C, y calcule la presión final del gas.
- 6.9.** Tenemos 5 L de gas en c.n. Si disminuimos la temperatura hasta -10°C, calcule el nuevo volumen que ocupa el gas, explicando en qué ley de los gases se basa.

7. Ejercicios que incluyen aspectos de varios apartados

- 7.1.** La densidad del aire en condiciones normales es de 1,293 g/L. Determina si los siguientes compuestos son más o menos densos que el aire, en condiciones normales: H_2 , He , CO , CO_2 , C_4H_{10} .
- 7.2.** Halla la masa molecular de un gas, si un litro de dicho gas a 27°C y 1 atm tiene una masa de 29g.
- 7.3.** Si 300 cm^3 de un gas en condiciones normales tienen una masa de 87g. Calcular su masa molecular.
- 7.4.** Un compuesto orgánico está formado por C e H. Una muestra de 5 gramos de ese compuesto 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?
- 7.5.** 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.

Soluciones numéricas

2. Leyes ponderales

- 2.1 a 2.8 en la hoja de "Ejercicios resueltos"
 2.9.- Sí se cumple
 2.10.- Reacciona todo el oxígeno. Sobran 2,16 g S.
 Se forman 7,09 g de compuesto.
 2.11.- Sobra carbono; 0,625 g C; 1,375 g compuesto

4. Composición centesimal. Moles

- 4.1. butano 82,76% C, 17,24% H ;
 Ác. Sulfúrico 2,04% H, 32,65% S, 65,31% O
 4.2. 1400 kg Fe
 4.3. $H_2S > FeS > H_2SO_4$
 4.4. 60% S
 4.5. 16,5% N el $NaNO_3$ y 13,85% el KNO_3
 4.6, 4.7 y 4.8 en la hoja de "Ejercicios resueltos"
 4.9. a) $1,8078 \cdot 10^{-22}$ g Ag; b) $5,53 \cdot 10^{21}$ átomos Ag
 4.10. a) 0,05625 moles Ca; b) 104,4g Ca
 4.11. a) 86 g C_6H_{14} ; b) 11,623 moles de C_6H_{14}
 4.12. $a < d < c < b$
 4.13. 1,792 moles Fe; 166,78 g Fe
 4.14. $2,84 \cdot 10^{-4}$ g Na_2SO_4 ; $1,2 \cdot 10^{18}$ moléculas Na_2SO_4
 4.15. a) 0,188 moles Na_2CO_3 ; $1,136 \cdot 10^{23}$ moléculas
 b) 8,68 g Na; c) 0,566 moles O
 d) 43,4 % Na; 45,3 % O; 11,3 % C
 4.16. 0,0225 moles CCl_4
 4.17. La glucosa ya que su peso molecular es menor
 4.18. 0,79 g C_2H_5OH ; 0,017 moles C_2H_5OH ;
 $1,034 \cdot 10^{22}$ moléculas C_2H_5OH

5. Fórmula empírica y molecular

- 5.1, 5.2 en la hoja de "Ejercicios resueltos"
 5.3. KNO_3
 5.4. F. empírica: CH_2O F. molecular $C_6H_{12}O_6$
 5.5. CuO
 5.6. Ag_2O
 5.7. C_3H_8O (hoja de "Ejercicios resueltos")
 5.8. $C_7H_6O_4$
 5.9. $C_6H_7N_3O_2$

6. Leyes de los gases

- 6.1 a 6.3 en la hoja de "Ejercicios resueltos"
 6.4. $c > a > b$
 6.5. 0,86 moles, 37,84 g, $1,04 \cdot 10^{24}$ átomos O
 6.6. 114,74 L
 6.7. 0,4 atm.
 6.8. 1,27 atm
 6.9. 4,82 L

7.

- 7.1 En la hoja de "Ejercicios resueltos".-
 7.2. $M = 713,34$
 7.3. $M = 6492$
 7.4. C_6H_6 (benceno)
 7.5. $C_2H_4Cl_2$