



goo.gl/VtUz1W

pacobf@iesmartinrivero.org

BLOQUE II - Aspectos cuantitativos de la química. (I)

Contenidos

1. Revisión de la teoría atómica de Dalton.
 - 1.1. Ley de conservación de la masa.
 - 1.2. Ley de las proporciones definidas o constantes.
 - 1.3. Ley de las proporciones múltiples.
 2. Teoría atómica de Dalton.
 - 2.1. Ley de los volúmenes de combinación (Gay-Lussac)
 - 2.2. Hipótesis de Avogadro.
 3. Masas atómicas y moleculares. Concepto de mol y masa molar.
 4. Leyes de los gases
 - 4.1. Ley de Dalton de las presiones parciales.
 5. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares.
 6. Ejercicios y problemas.
-

Criterios de evaluación

- 2.1. Conocer la teoría atómica de Dalton así como las leyes básicas asociadas a su establecimiento.
- 2.2. Utilizar la ecuación de estado de los gases ideales para establecer relaciones entre la presión, volumen y la temperatura.
- 2.3. Aplicar la ecuación de los gases ideales para calcular masas moleculares y determinar fórmulas moleculares.

1. REVISIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

La teoría atómica de Dalton no pudo ser establecida hasta después de haber estudiado experimentalmente y de forma cuantitativa las reacciones químicas, deduciéndose las leyes fundamentales (llamadas leyes ponderales).

1.1. Ley de conservación de la masa.

Los experimentos de Lavoisier en las transformaciones químicas pusieron de manifiesto que se cumple la denominada **ley de conservación de la masa**. Esta ley se puede enunciar de la siguiente manera: **en las transformaciones químicas ordinarias la masa permanece constante**, es decir la masa total de las sustancias que reaccionan, que se denominan **reactivos**, es

exactamente igual a la masa de las sustancias que se producen en la reacción, que se denominan

REACTIVOS  PRODUCTOS

productos:

LA MASA DE LOS REACTIVOS = MASA DE LOS PRODUCTOS

1.2. Ley de las proporciones definidas o constantes.

El químico francés J.L. Proust demostró que cuando dos o más elementos se combinan, para formar un compuesto, lo hacen siempre en una relación de masas definida y constante.

Esta ley la veremos con el siguiente ejemplo:

A.1. En la tabla se recogen las masas obtenidas en diferentes experimentos de combustión del magnesio en un recipiente abierto (así se garantiza que se quema todo el magnesio, ya que hay un exceso de oxígeno). Comprueba que se cumple la ley de las proporciones constantes.

Elemento	Masa (g)				
Magnesio	1,27	1,98	2,35	2,83	3,24
Óxido de magnesio	2,11	3,28	3,90	4,69	5,37

1.3. Ley de las proporciones múltiples.

Cuando dos elementos se combinan, pueden dar lugar no sólo a uno, sino a varios compuestos distintos. Este hecho causó al principio un poco de confusión entre los químicos y fue Dalton el que enunció la ley de las proporciones múltiples: cuando dos elementos se combinan, para formar más de un compuesto, las masas de uno de los elementos, que se combinan con una misma masa del otro, están en la relación de números enteros sencillos.

Compuesto	Análisis	Relación de masas del oxígeno
Dióxido de carbono	Carbono: 100,0 g Oxígeno: 266,7 g	2/1
Monóxido de carbono	Carbono: 100,0 g Oxígeno: 133,6 g	
Trióxido de azufre	Azufre: 100,0 g Oxígeno: 146,4 g	3/2
Dióxido de azufre	Azufre: 100,0 g Oxígeno: 97,8 g	
Óxido de cobre(II)	Cobre: 100,0 g Oxígeno: 25,0 g	2/1
Óxido de cobre(I)	Cobre: 100,0 g Oxígeno: 12,5 g	
Óxido de hierro(III)	Hierro: 100,0 g Oxígeno: 44,3 g	3/2
Óxido de hierro(II)	Hierro: 100,0 g Oxígeno: 29,6 g	

Los datos de la tabla muestran esta ley.

2. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Con la formulación de una teoría atómica, el químico inglés **John Dalton** justificó las leyes fundamentales de las reacciones químicas que hemos visto anteriormente.

Dalton estableció la hipótesis de que todas las sustancias estaban formadas por pequeñas partículas que llamó **átomos**.

Los postulados básicos de la teoría atómica de Dalton son los siguientes:

- La materia consta de partículas indivisibles (átomos).
- Los átomos son invariables.
- Los compuestos están formados por moléculas.
- Todos los átomos o moléculas de una sustancia pura son idénticos.
- En las reacciones químicas, los átomos ni se crean ni se destruyen, solamente cambia su distribución.

Con estos postulados se explica de manera simple y satisfactoria las leyes de las transformaciones químicas (Leyes ponderales).

A.2. ¿Cómo justifica la teoría atómica de Dalton la ley de las proporciones definidas?

Dalton no pudo explicar las leyes volumétricas de las reacciones que vamos a ver a continuación.

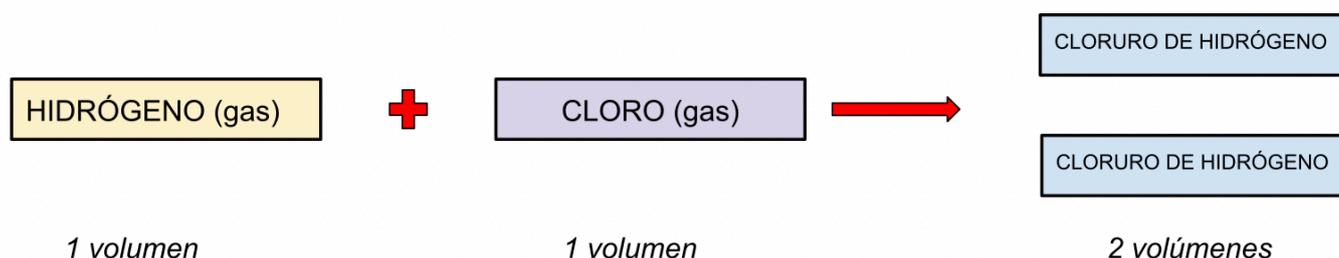
2.1. Ley de los volúmenes de combinación

Uno de los métodos para deducir el número de átomos de cada elemento que forman las moléculas de un compuesto, tuvo por base las investigaciones sobre reacciones en estado gaseoso, realizadas por el químico francés **Gay-Lussac**. Después de realizar una extensa investigación en numerosas reacciones, enunció la siguiente ley:

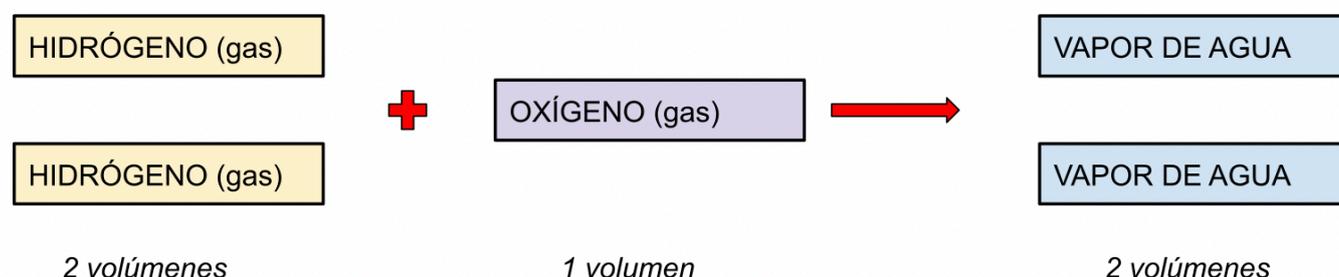
Los volúmenes de gases que reaccionan entre sí o bien éstos con los productos de la reacción (también gaseosos) están en la relación de números enteros pequeños. (los volúmenes de los gases deben estar medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura).

Veamos algunos ejemplos de esta ley.

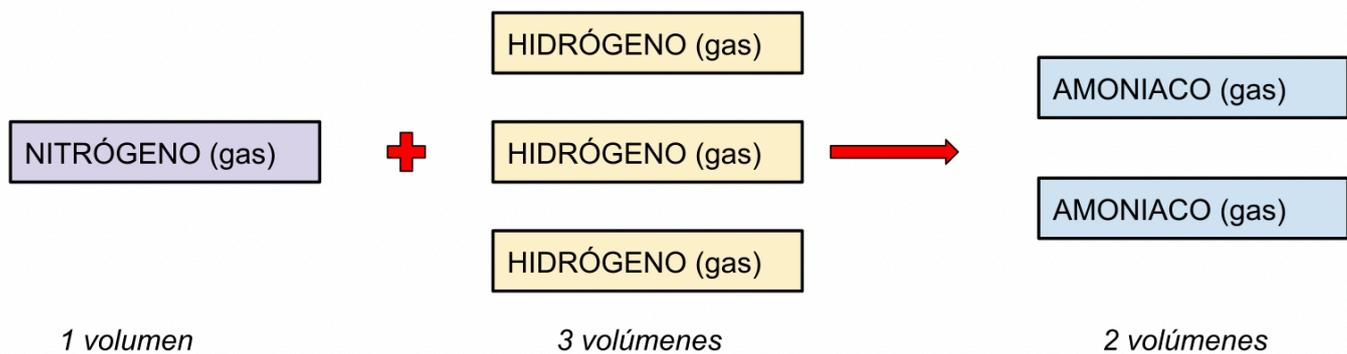
En la reacción entre el hidrógeno y el cloro, resulta que 1 volumen de hidrógeno reacciona con 1 volumen de cloro, para producir 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno.



En la reacción de formación de agua, a partir de hidrógeno y oxígeno, resulta que dos volúmenes de hidrógeno gaseoso reaccionan con un volumen de oxígeno, para producir dos volúmenes de vapor de agua (todos los gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura).



En la formación del amoníaco tiene lugar según el siguiente esquema:



Dalton, con su teoría atómica, no fue capaz de explicar estos resultados experimentales.

2.2. Hipótesis de Avogadro

La interpretación de la ley de los volúmenes de combinación, de manera muy simple, es debida al físico italiano A. Avogadro:

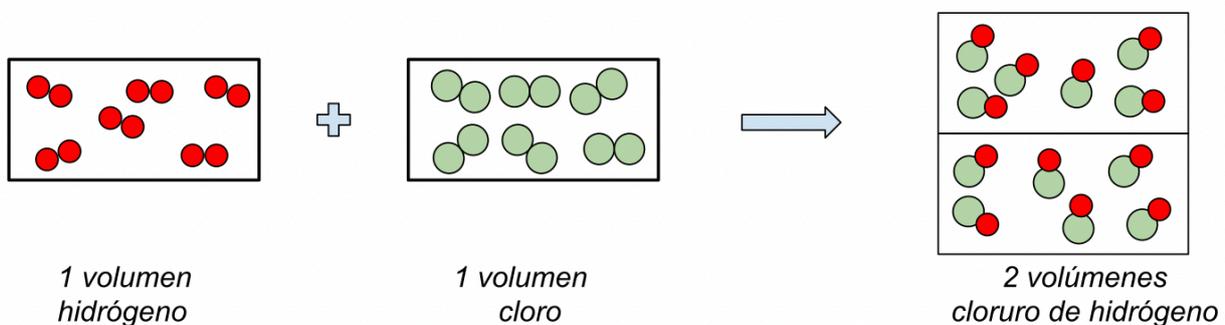
Bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de todos los gases contienen el mismo número de moléculas.

El enunciado inverso también es cierto, es decir, un determinado número de moléculas de cualquier gas ocupa siempre el mismo volumen (medido en idénticas condiciones).

De acuerdo con la hipótesis de Avogadro, cada volumen unidad (representado por un rectángulo) contiene el mismo número de moléculas.

Veamos la reacción entre el hidrógeno y el cloro, para formar cloruro de hidrógeno. En la reacción, una molécula de hidrógeno choca con una molécula de cloro y ambas se rompen en dos partes (átomos), que se unen entre sí para formar una molécula de cloruro de hidrógeno. Es evidente que en la reacción resultará el doble número de moléculas de cloruro de hidrógeno, que las que había de hidrógeno o cloro, y por tanto su volumen debe ser también el doble.

Supongamos que hay 6 moléculas en cada unidad de volumen. Una posible disposición podría ser:



A.3. ¿Podría justificarse la ley de Gay-Lussac si hubiésemos supuesto que las moléculas de hidrógeno o de cloro fuesen monoatómicas (un solo átomo)?

3. MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES. CONCEPTO DE MOL. MASA MOLAR

La importancia de la ley de Avogadro es que constituye la base para conocer la masa de las moléculas. Si pesamos volúmenes iguales de dos gases diferentes (en las mismas condiciones de presión y temperatura) el que pese más debe tener unas moléculas que pesen más, ya que en ambos volúmenes el número de moléculas es el mismo. Por tanto, la relación entre los pesos de los dos volúmenes es justamente la relación de masas de las moléculas de ambos gases.

Así se pueden comparar las masas con diferentes sustancias. De esta manera resulta que las moléculas de oxígeno pesan 16 veces más que las de hidrógeno.

Para no tener que indicar siempre el gas que se tomaba como comparación, se acordó elegir un patrón. En principio se eligió al hidrógeno como patrón. Más tarde se eligió como patrón el oxígeno, al que se le asignó una masa atómica de 16,0000 (en esta escala, al hidrógeno le correspondía 1,008).

Este patrón se mantuvo hasta 1961, año en el que la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) acordó establecer una escala de masas atómicas relativas que tenía como patrón el ^{12}C .

La masa atómica de un elemento es la masa que le corresponde a un átomo de ese elemento cuando se compara con el átomo patrón: el isótopo ^{12}C

La unidad de masa atómica (u) se define como la 1/12 de la masa del isótopo ^{12}C

Así, si decimos que la masa atómica del oxígeno es 16, lo que estamos diciendo es que la masa de un átomo de oxígeno es 16 veces la masa de la doceava parte de la masa del isótopo de ^{12}C .

La **masa molecular** de un compuesto es la **suma de las masas atómicas de los elementos** de la fórmula, **multiplicadas cada una por el número de veces que está presente el elemento**.

El **mol** es la unidad de la magnitud **cantidad de sustancia** en el Sistema Internacional. El mol se define como:

El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas, átomos, moléculas, iones, etc... como las que hay en 12 g de ^{12}C

Pero, ¿cuántos átomos hay en 12 gramos de ^{12}C ?

Medidas experimentales indican que hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de ^{12}C .

A este valor, $6,022 \cdot 10^{23}$, se le conoce con el nombre de **constante de Avogadro**.

Detrás de la constante de Avogadro debe indicarse siempre a qué se refiere, si es a átomos, iones, moléculas...

¿Cuál es la masa de $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de ^{12}C ? Para responder a esta pregunta, nos basta tener presente la definición de mol, y podríamos concluir que la respuesta a esta pregunta es de 12 gramos.

Veamos ahora otro concepto muy importante, el de **masa molar**.

La masa molar es la masa de un mol de átomos, iones, moléculas..., se representa por M y se expresa en kg/mol o en g/mol , y el valor numérico de la masa atómica o molecular relativa coincide con el valor numérico de la masa molar.

La relación entre la cantidad de sustancia y la masa molar es:

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})} \quad \text{I.1}$$

A.4. Se dispone de 90 g de agua. Se pide: a) número de moles de agua; b) número de moléculas de agua; c) número de átomos de oxígeno y número de átomos de hidrógeno.

4. LEYES DE LOS GASES

El modelo denominado cinético para los gases, propone:

Todos los gases están formados por muchísimas partículas o corpúsculos extraordinariamente pequeños en continuo movimiento caótico y separados entre ellos por grandes distancias o espacios huecos (en comparación a su tamaño).

Tan sólo en 1 cm^3 de aire a la presión atmosférica, sabemos que existen más de un trillón (un millón de millones de millones) de partículas correspondientes a los distintos gases que lo forman, pero aún así, la mayor parte de ese cm^3 se encuentra vacío.

Otra característica del modelo cinético de los gases es que las partículas que forman un gas no sufren en sí mismas dilataciones ni contracciones ni tampoco cambios de fase (no se licúan ni se hacen gas). Se trata de corpúsculos con una masa definida y prácticamente puntuales (de tamaño despreciable en comparación con el del recipiente). De hecho, si fueran las propias partículas de un gas las que se dilataran al calentarlo, cabría esperar, por ejemplo, que al aumentar su tamaño se difundieran más lentamente al pasar a través de un orificio muy pequeño; sin embargo, ocurre justamente lo contrario, mostrando que la masa y el tamaño de las partículas que forman el gas no cambian lo que varía es la velocidad con la que se mueven, y si se mueven más deprisa también se difundirán más rápidamente.

Si el modelo elaborado para los gases es correcto, deberá servir para realizar predicciones sobre la variación de algunas propiedades, que se puedan cuantificar y comprobar experimentalmente.

Podemos trabajar con el modelo cinético en esta simulación: [Simulador gases](#)

A.5. Partiendo del modelo propuesto para los gases, indicad, siempre a título de hipótesis, de qué factores dependerá la presión de un gas encerrado en un recipiente y la forma en que influye cada uno de ellos.

- La presión, P , ha de aumentar con la temperatura, T , si permanecen constantes el volumen, V , y el número de partículas, N , ya que un aumento de la temperatura implica un aumento de la velocidad y, consecuentemente, un aumento de la frecuencia e intensidad de los choques de estas contra las paredes. Concretamente se puede sugerir una relación del tipo $P/T = \text{constante}$ (para N y V constantes).

- Si **N** y **T** permanecen constantes, podemos esperar que la presión disminuya al aumentar el volumen, debido a que en ese caso deberá disminuir la frecuencia de los choques sobre cada cm^2 de superficie. Por el contrario, si el volumen disminuye, aumentará la densidad de las partículas y con ella la frecuencia de los choques. La relación más sencilla que contempla las consideraciones anteriores es **$P \cdot V = \text{constante}$** (para **N** y **T** constantes).
- Si **V** y **T** permanecen constantes, cabe esperar que la presión aumente con **N** ya que en ese caso aumentará el número de choques por unidad de tiempo y superficie. Se puede proponer la relación **$P/N = \text{constante}$** (para **V** y **T** constantes)

La relación matemática más sencilla en la que quedan plasmadas las tres hipótesis que acabamos de enunciar es:

$$P = C \frac{NT}{V} \quad 1.2$$

En la ecuación anterior C es una constante de proporcionalidad, común para todos los gases.

A.6. La expresión $PV=CNT$, conocida como "ley de los gases perfectos" , no se cumple en realidad más que de forma aproximada, habiéndose observado que cuánto mayor es la presión a que se somete un gas, menos se ajusta su comportamiento a dicha ecuación. Trátad de justificar este hecho.

El hecho de que basándonos en el modelo cinético corpuscular podamos, no solo justificar las propiedades observadas de los gases sino también hacer predicciones que luego resultan confirmadas mediante la experimentación, contribuye a su aceptación como una imagen aproximada de cómo son los gases. No obstante, es preciso tener en cuenta que la obtención de la ecuación de los gases hemos hecho algunas simplificaciones como, por ejemplo, suponer que las partículas de gas no ocupa ningún volumen y que la única fuerza que se ejerce entre ellas son debidas a los choques (de ahí el nombre de ley de los gases perfectos con el que también se la conoce). Conviene tener en cuenta que si se aumenta lo bastante la presión a la que se somete un gas, las condiciones consideradas en el modelo se alteran: las partículas se juntan más entre sí y ya no puede suponerse que el volumen ocupado por ella sea despreciable en comparación con el volumen del recipiente, ni tampoco que solo se ejercen fuerzas entre ellas cuando chocan unas con otras. La actividad permite constatar también el hecho de que cada expresión tiene un campo de validez impuesto por las condiciones en que se ha obtenido.

A.7. Una jeringuilla, herméticamente cerrada, contiene 10 cm^3 de aire a la presión atmosférica (1 atm) y una temperatura de 25°C . Se pide: a) la presión que ejerce sobre las paredes el aire contenido cuando el volumen se reduzca a 3 cm^3 a la temperatura de 25°C . b) El volumen que ocupará el aire contenido si, dejando libre el émbolo desde su posición inicial (10 cm^3) elevamos la temperatura a 50°C

La ecuación combinada de los gases adquiere particular interés cuando consideramos 1 mol de sustancia gaseosa. En ella el cociente $\frac{PV}{T}$ adquiere un valor conocido como **constante molar de los gases** y que simbolizamos por **R**.

Para **un mol** de gas, $\frac{PV}{T} = R$.

A.10. Cierta azúcar tiene por composición centesimal la siguiente: 40,00% de carbono, 6,67 % de hidrógeno y 53,33 % de oxígeno. Si tiene una masa molar de 180 g/mol, ¿cuáles su fórmula molecular?

Dependiendo de las unidades que se consideren, la constante molar de los gases puede tomar los siguientes valores:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \quad R = 1,99 \frac{\text{cal}}{\text{K mol}} \quad \text{I.3}$$

Para un número de moles n , la ecuación de los gases ideales (gases perfectos) es:

$$PV = nRT \quad \text{I.4}$$

A.8. ¿Qué volumen ocupará 1 mol de un gas considerado como ideal en condiciones normales?

Para poder comparar cantidades de gases, se ha establecido una temperatura y una presión: 0°C y 1 atm. Cuando un gas se encuentra a esa temperatura y a esa presión se dice que se encuentra en **condiciones normales** (no confundir con condiciones estándar).

4.1. Ley de Dalton de las presiones parciales

La ley de Dalton de las presiones parciales dice así:

A.9. Calcula las presiones parciales que ejercen cada uno de los gases de una mezcla formada por 4 g de hidrógeno (H_2) y 8 gramos de oxígeno (O_2) si el manómetro instalado en el recipiente marca 2 atm.

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

5. DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

La **fórmula empírica** de un compuesto es aquella que indica la relación más sencilla en que están combinados los átomos de cada uno de los elementos.

La **fórmula molecular** expresa el número real de átomos de cada clase que forma la molécula de un compuesto.

Para hallar la fórmula molecular es preciso hallar en primer lugar la empírica a partir de su composición centesimal. El proceso es el siguiente:

- Se calcula los moles de cada uno de los elementos (se divide el porcentaje entre la masa atómica del elemento).
- Si los cocientes no fueran cifras enteras, se buscan enteros equivalentes (por ejemplo dividiendo por el menor). Se trata de encontrar una relación de números enteros entre los átomos que forman el compuesto.
- Una vez encontrada la fórmula empírica (relación anterior), la fórmula molecular se corresponderá a n veces el número de átomos de cada elemento, siendo n el resultado de la siguiente operación:

6. ACTIVIDADES Y PROBLEMAS

1. El nitrógeno y el hidrógeno reaccionan en una proporción de 14:3 para formar amoníaco. Indica si es cierta la siguiente afirmación: cuando reaccionan 28 gramos de nitrógeno y 6 gramos de hidrógeno originan 32 gramos de amoníaco.
2. El análisis de 10,23 g de un óxido de manganeso indica que contiene 6,46 g de manganeso. a) ¿Cuál es la composición centesimal¹ en masa de ese compuesto? b) ¿qué masa de compuesto contiene 100 g de manganeso?
3. El análisis de cuatro muestras de óxidos de cromo, compuestos formados por cromo y oxígeno, dio los siguientes resultados:

Muestra	Masa de la muestra (g)	Masa de cromo (g)
A	30,56	15,90
B	39,36	26,94
C	31,49	21,55
D	34,53	17,97

¿Cuántas clases de óxidos hay en esas cuatro muestras?

4. Utilizando la Hipótesis de Avogadro, haz un esquema que justifique que 1 volumen de nitrógeno reaccione con tres volúmenes de hidrógeno y produzcan 2 volúmenes de amoníaco.
5. Dos elementos gaseosos, A y B, se combinan para formar dos compuestos distintos, X e Y, también gaseosos. Midiendo los volúmenes de todos ellos en las mismas condiciones de presión y temperatura, se encuentra que 2 litros de A reaccionan con 1 litro de B para formar 2 litros de X; mientras que 2 litros de A reaccionan con 3 litros de B para formar 2 litros de Y. Dedúzcanse las fórmulas moleculares más sencillas de las cuatro sustancias A, B, X e Y, y escríbanse las ecuaciones químicas correspondientes a la formación de los compuestos X e Y.
6. Teniendo en cuenta que las partículas más pequeñas de dióxido de azufre gaseoso son moléculas triatómicas de fórmula SO_2 y que las más pequeñas de oxígeno gaseoso son moléculas diatómicas, O_2 , razona el número de volúmenes de oxígeno que deberá reaccionar con un volumen de dióxido de azufre para originar un volumen de trióxido de azufre (SO_3) gaseoso, suponiendo que todos ellos se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura.
7. Obtend el número de moles de moléculas que corresponden a: a) 34 gramos de amoníaco; b) 17 g de sulfuro de hidrógeno; c) 40 g de dióxido de carbono; d) un millón de moléculas de agua.
8. Averiguad en cuál de los siguientes casos hay más gramos de sustancia: a) 0,2 g de ácido nítrico; b) 0,25 moles de dióxido de carbono; c) 0,5 moles de sodio; d) mil millones de átomos de plomo.
9. Partiendo de un litro de agua líquida, realizad los cálculos necesarios para saber: a) cuántos moles de agua hay; b) cuántos gramos de hidrógeno y de oxígeno hay.
10. Determinad la masa en gramos de una sola molécula de agua. A continuación haced un cálculo aproximado de cuántas moléculas de agua puede haber en una gota de dicho compuesto.
11. ¿Qué presión ejercen 20 g de metano que se encuentran contenidos en un recipiente de 2500 cm^3 si la temperatura es de 60°C ? Considérese el metano como un gas ideal.

¹ La composición centesimal indica el porcentaje en masa de cada elemento que forma parte del compuesto.

12. Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 3 L a una presión de 750 mm Hg y su temperatura de 40°C. Calcula: a) el volumen que ocuparía en condiciones normales; b) los moles de hidrógeno que tiene la muestra; c) las partículas de gas que hay en la muestra.
13. Determina la fórmula empírica y molecular de un compuesto cuya masa molar es de 78 g/mol, y está formado por: 92,3 % de carbono y 7,7% de hidrógeno.

1. Falsa
2. <https://youtu.be/0l2s6Mz-lrw>
3. Hay dos clases de óxido de cromo: A y D corresponden al mismo compuesto, al igual que B y C (Ley de las proporciones múltiples)
4. Ver apuntes
5. A, B₂, X es AB e Y es AB₃. $2A + B \rightarrow 2AB$ y $2A + 3B_2 \rightarrow 2AB_3$
6. Medio volumen
7. a) 2,0 moles de moléculas de NH₃; b) 0,50 moles de moléculas de H₂S c) 0,91 moles de moléculas de CO₂ d) $2 \cdot 10^{-18}$ moles de moléculas de H₂O
8. 0,5 moles de Na
9. a) 55,6 moles de moléculas de agua; b) 888,9 g de oxígeno y 111,1 g de hidrógeno
10. $3 \cdot 10^{-23}$ g. $2 \cdot 10^{21}$ moléculas de agua / gota
11. 13,7 atm
12. a) 2,6 L ; b) 0,12 moles de H₂; c) $6,9 \cdot 10^{22}$ moléculas de hidrógeno
13. CH y C₆H₆

BIBLIOGRAFÍA

Física y Química - 1º Bachillerato Oxford educación

Física y Química - Carrascosa , Jaime y otros.