

2.- LA MATERIA Y SUS TRANSFORMACIONES

| | |
|--|-----------|
| 2.1.- <u>Clasificación de la materia</u> | 20 |
| 2.1.1.- Mezclas homogéneas | 20 |
| 2.2.- <u>La reacción química</u> | 22 |
| 2.2.1.- Reacciones de síntesis | 23 |
| 2.2.2.- Reacciones de descomposición | 23 |
| 2.2.3.- Reacciones de desplazamiento o sustitución | 24 |
| 2.2.4.- Reacciones de intercambio | 24 |
| 2.3.- <u>Leyes ponderales</u> | 24 |
| 2.3.1.- Ley de la constancia de la masa | 24 |
| 2.3.2.- Ley de las proporciones definidas | 25 |
| 2.3.3.- Ley de las proporciones múltiples | 25 |
| 2.4.- <u>Teoría de Dalton</u> | 25 |
| 2.4.1.- Símbolos y fórmulas | 27 |
| 2.5.- <u>Leyes volumétricas. Hipótesis de Avogadro</u> | 27 |
| 2.6.- <u>Concepto de masa atómica</u> | 28 |
| 2.6.1.- Isótopos | 30 |
| 2.7.- <u>Fórmulas empíricas y fórmulas moleculares</u> | 31 |
| 2.8.- <u>Concepto de mol. Número de Avogadro</u> | 32 |
| 2.9.- <u>Volumen molar. Ecuación de los gases perfectos</u> | 32 |
| 2.10.- <u>Disoluciones</u> | 34 |
| 2.10.1.- Ley de Dalton de las presiones parciales | 34 |
| 2.11.- <u>Estequiometría de las reacciones químicas</u> | 35 |
| 2.12.- <u>Problemas y cuestiones</u> | 36 |

2.1.- Clasificación de la materia.

La materia puede encontrarse en la naturaleza como sustancia pura o formando mezclas. Como la Química trata de estudiar la materia y sus transformaciones, a continuación te vamos a presentar unos conceptos sobre las distintas clases de materias que hay y las diferencias que existen entre ellas:

- **Fase:** Es una porción de materia física y químicamente uniforme. Es un concepto distinto al de estado, por ejemplo, una mezcla de líquido y aceite está constituida por dos fases a pesar de ser las dos sustancias líquidas.
- **Una Fase:** Las sustancias formadas por una sola fase pueden ser de dos tipos: sustancias puras o disoluciones (también llamadas mezclas homogéneas).
- **Más de una fase:** Cuando una mezcla está formada por más de una fase se denomina mezcla heterogénea. Las mezclas heterogéneas se pueden separar en sus distintas fases por métodos físicos o mecánicos (filtración, decantación, ...).

El estudio de las mezclas heterogéneas puede simplificarse analizando cada una de sus fases por separado, de ahí que no las estudiemos con profundidad y pasemos a detallar las mezclas homogéneas y las sustancias puras.

2.1.1.- Sustancias constituidas por una sola fase.

Las hay de dos tipos:

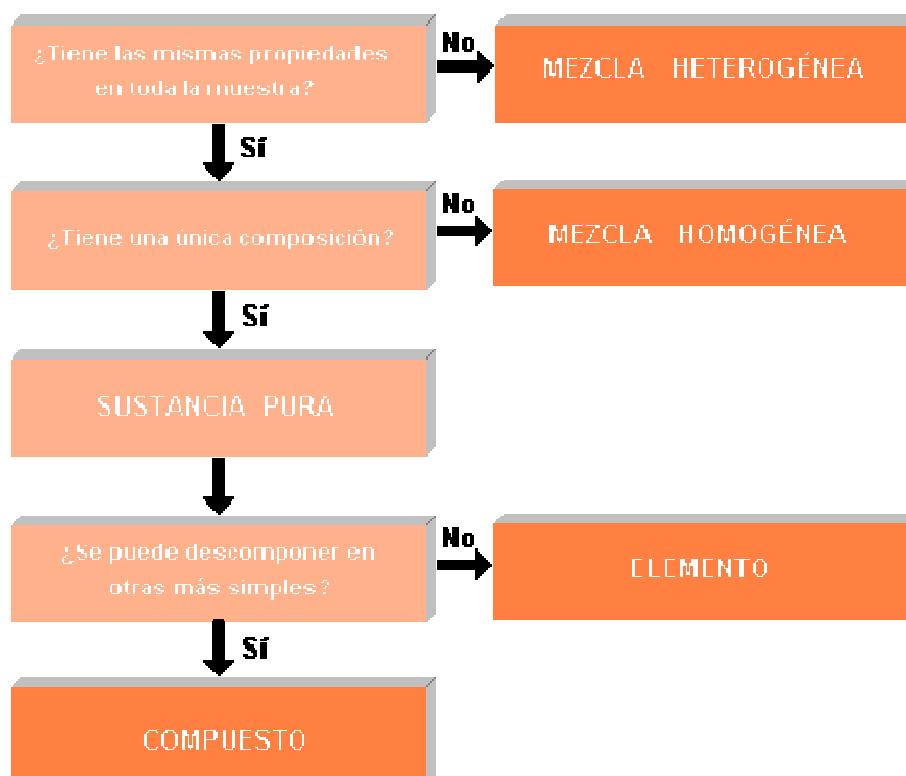
- **Disoluciones:** Son mezclas homogéneas en las que sus componentes pueden separarse por métodos físicos (calentamiento, destilación, ...). Hay varios tipos de ellas:
 - **Sólidas:** *Aleaciones* (por ejemplo el acero (Fe y C)).
 - **Líquidas:** Sales disueltas
 - **Gaseosas:** por ejemplo el aire (mezcla de gases, fundamentalmente oxígeno y nitrógeno).
- **Sustancias puras:** Las hay de dos tipos:
 - **Elementos:** Sustancias que no se pueden separar en otras más sencillas. Hay 109 elementos organizados convenientemente en la Tabla periódica)
 - **Compuestos:** Son sustancias puras que se pueden descomponer en otras más sencillas. Están formadas por la agrupación de varios elementos. Tienen las siguientes características:
 - Composición fija e invariable, independientemente de su procedencia, (por ejemplo, el agua siempre tendrá un 88,89 % de oxígeno y un 11,11 % de hidrógeno).
 - Tienen propiedades que las diferencian (al igual que los elementos) como puntos de fusión y ebullición, densidad, ...
 - Son siempre homogéneas, aunque todas las sustancias homogéneas no son compuestos o elementos (sustancias puras), también están las disoluciones.

- En las mezclas los componentes mantienen sus propiedades, mientras que en los compuestos no.

En ocasiones existen verdaderas dificultades para poder diferenciar una disolución de un compuesto, por eso, el la siguiente tabla te resumimos las diferencias fundamentales:

| Compuestos | Mezclas homogéneas |
|--|--|
| - Las proporciones en que están los elementos dentro de los compuestos es siempre constante. | - Las proporciones de las sustancias que se mezclan son variables. |
| - Tienen propiedades físicas (puntos de fusión y de ebullición, densidad,...) constantes. | - Tienen propiedades físicas (puntos de fusión y de ebullición, densidad,...) que varían en función de las proporciones en que están las sustancias mezcladas. |
| - Las propiedades de los elementos que forman un compuesto son radicalmente distintas a las del compuesto formado | - Las sustancias que se mezclan mantienen las propiedades. |
| - De los compuestos, sólo se pueden obtener los elementos que lo constituyen por métodos químicos (reacciones químicas). | - Las sustancias que forman una mezcla se pueden separar por métodos físicos (evaporación, filtración, imantación,...) |

A continuación te proponemos un algoritmo para que puedas clasificar cualquier sustancia según el tipo que sea: mezcla (homogénea o heterogénea) o sustancia pura (elemento o compuesto).



2.2.- La reacción química.

Antes de empezar debemos diferenciar claramente entre proceso físico y proceso químico:

- **Proceso físico:** No cambia la composición química de la sustancia, tan solo tiene lugar una separación de una sustancia de otra en una mezcla o un cambio de estado. Ejemplos de procesos físicos son: evaporación, fusión, destilación, filtración,...
- Los cambios de estado tienen nombres característicos que te presentamos en este diagrama:

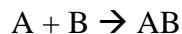


- **Proceso químico:** Implican un cambio de composición en la sustancia, es decir, tiene lugar una reacción química, en la que unas sustancias se transforman en otras de propiedades totalmente diferentes.

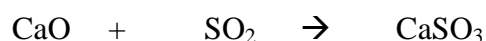
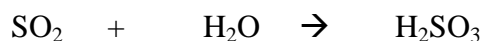
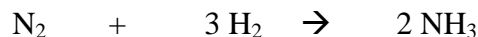
Hay muchos tipos de reacciones químicas, y aunque más adelante las clasificaremos atendiendo a su mecanismo y comportamiento químico (ácido-base, redox, precipitación, ...) por el momento, sólo vamos a clasificarlas atendiendo a cómo se reagrupan los átomos:

2.2.1.- Reacciones de síntesis.

Dos o más sustancias reaccionan para dar otra más compleja. Tienen la siguiente estructura:



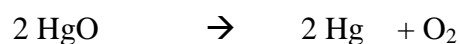
donde A y B pueden ser elementos (en cuyo caso también se pueden llamar reacciones de formación de la sustancia AB) o compuestos. Por ejemplo:

**2.2.2.- Reacciones de descomposición.**

Una sustancia se descompone para dar dos más simples. La estructura es la siguiente:



donde A y B pueden ser elementos y/o compuestos. Por ejemplo:

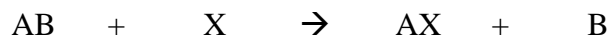


Si el proceso de descomposición se realiza con la ayuda de electricidad, las reacciones se denominan de Electrólisis, por ejemplo:

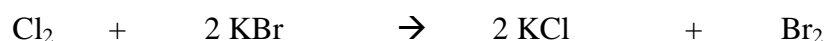
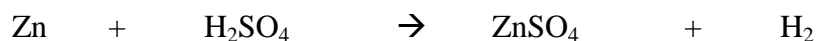
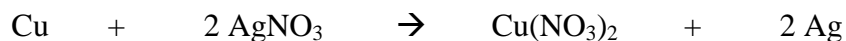


2.2.3.- Reacciones de desplazamiento o sustitución.

Uno de los elementos que forma parte de un compuesto es sustituido por otro. La estructura de la reacción es la siguiente:

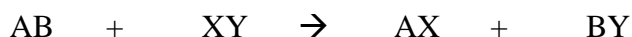


por ejemplo:

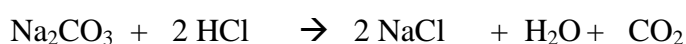
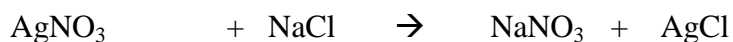


2.2.4.- Reacciones de intercambio.

Estas reacciones equivalen a una doble descomposición o un intercambio. La estructura general es:



por ejemplo:



2.3.- Leyes ponderales. (referentes al peso).

2.3.1.- Ley de la conservación de la masa.

- La enunció Lavoisier en 1789.
- En cualquier reacción química, la suma de la masa de los productos es igual a la suma de la masa de los reactivos, es decir, que la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma.



2.3.2.- Ley de las proporciones definidas.



- La enunció J. L. Proust en 1799.
- Cuando dos elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en proporciones fijas y definidas, así, por ejemplo, el amoníaco siempre tiene un 82'36 % de N y un 17'64 % de H, sea cual sea su procedencia o el método utilizado para obtenerlo.

2.3.3.- Ley de las proporciones múltiples.

- La enunció Dalton en 1805.
- Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, los pesos de un elemento que se combinan con una cantidad fija del otro, guardan entre sí una relación numérica sencilla.



2.4.- Teoría atómica de Dalton.

Las hipótesis atómicas fueron unas teorías emitidas por Dalton en el año 1808, tratando de explicar las tres leyes ponderales.

- Demócrito ya sostenía estas teorías (siglo IV a.d.C.).
- La teoría de Dalton puede resumirse en los siguientes puntos:

- 1º.- La materia está compuesta por partículas indivisibles llamadas átomos: “La materia, aunque divisible en grado extremo, no lo es indefinidamente, esto es, debe haber un punto más allá del cual no se puede dividir”.
- 2º.- Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos. Los átomos de distintos elementos, poseen masa y propiedades diferentes.
- 3º.- Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos que lo constituyen en una relación numérica sencilla (Regla de la máxima simplicidad).
- 4.- Las reacciones químicas sólo son una reestructuración de los átomos. Los átomos se agrupan de forma diferente a como lo estaban inicialmente, pero ni se forman ni se destruyen.

Con estas hipótesis, Dalton trata de explicar las tres leyes ponderales:

- a) Ley de la conservación de la masa: La cuarta hipótesis establecida por Dalton, es otra forma de enunciar la ley de conservación de la masa. Si los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, es lógico que la masa de los productos y de los reactivos permanezca constante.

- b) ley de las proporciones definidas: La tercera hipótesis de Dalton, sugiere que para la formación de un compuesto los átomos de los distintos elementos que lo forman deben estar en una proporción numérica sencilla y determinada. Si además, todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa, es fácil deducir que la proporción en masa deberá ser constante.
- c) Ley de las proporciones múltiples: Si los átomos de un mismo elemento son idénticos y la proporción en que forman los compuestos es sencilla, es lógico deducir que si dos elementos forman más de un compuesto, exista una relación numérica simple entre las cantidades del segundo elemento que se combinan con una cantidad fija del primero. Por ejemplo, entre el CO_2 y el CO , esa relación será de 2 ya que para una cantidad fija de carbono, el dióxido de carbono tendrá el doble de oxígeno que el monóxido de carbono.

Hoy se sabe que existen algunos fallos:

1. Los átomos no son indivisibles, poseen electrones, protones y neutrones. En la actualidad, se han descubierto muchas más partículas subatómicas clasificadas en dos grandes grupos: los leptones y los quarks. Puedes encontrar más información en la página:

http://www.mipagina.cantv.net/aquilesr/tabla_subatomica.htm

2. La existencia de isótopos (átomos de un mismo elemento pero con diferente masa ya que tienen distinto número de neutrones en el núcleo).
3. La Regla de la máxima simplicidad llevó a Dalton a asignar fórmulas erróneas a algunos compuestos, por ejemplo, al agua le asignó la fórmula HO y al amoníaco NH .
4. En las reacciones nucleares, los átomos pueden transmutarse unos en otros emitiendo partículas radiactivas y energía.

A pesar de los errores que tiene la teoría atómica de Dalton, supuso una gran revolución para los químicos del siglo XIX planteándoles nuevos retos, entre los que podemos destacar:

- a) La búsqueda sistemática de nuevos elementos químicos.
- b) La ordenación de los elementos químicos según sus distintas propiedades, lo que condujo al Sistema periódico.
- c) La obtención de fórmulas químicas de compuestos.

2.4.1.- Símbolos y fórmulas.

- A cada átomo se le asigna un símbolo. Los símbolos provienen en su mayoría del latín, (Fe = Ferrum, Au = Aurum, Ag = Argentum, Cu = Cuprum, etc.), o de lenguas germánicas (Na = natrium, K = kalium), o del lugar donde se descubrieron (Ge, Po).

- Se definen las moléculas como la mínima cantidad posible de una sustancia que posee todas sus propiedades.

- Las moléculas se representan por fórmulas (agua = H₂O ; amoníaco = NH₃).

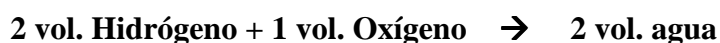
2.5.- Leyes volumétricas. Hipótesis de Avogadro.

El problema ahora consiste en conocer la forma de asignar fórmulas a los compuestos.

Dalton sugirió la regla de la máxima simplicidad, que llevó a errores como HO para el agua, NH para el amoníaco, etc.

En aquella época, sólo se conocían los % en peso de los elementos que formaban el compuesto, pero como todos los átomos no pesan lo mismo, estos datos no eran suficientes.

Gay-Lussac, trabajando con reacciones entre gases, dedujo lo siguiente: "los volúmenes de los gases que reaccionan y los de los productos gaseosos formados guardan entre sí una relación de números sencillos, siempre que estén medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura". Por ejemplo:



Avogadro dio una explicación en 1811: "*Volúmenes iguales de gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.*".

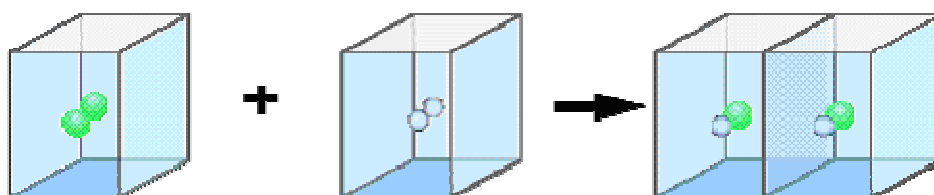
Avogadro también supuso que en la mayoría de los elementos gaseosos, sus moléculas están formadas por la unión de dos átomos, es decir, son *moléculas diatómicas*.



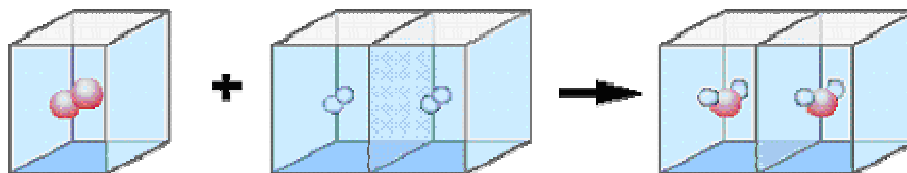
Todo ello permitió deducir algunas fórmulas para compuestos gaseosos:



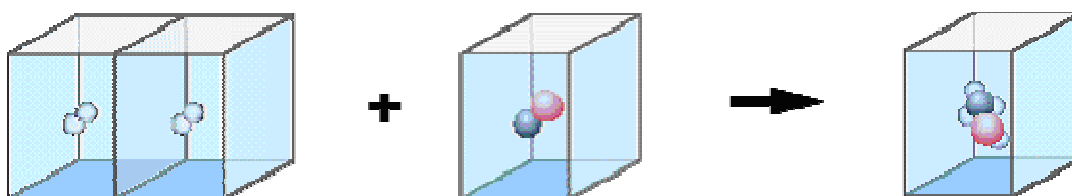
(si fuese así no cumpliría la 1ª ley ponderal)



1 vol. Oxígeno + 2 vol. Hidrógeno → 2 vol. agua



2 vol. Hidrógeno + 1 vol. Monóxido de Carbono → 1 vol. metanol



Hoy se sabe que salvo en gases nobles, los elementos gaseosos están agrupados en moléculas diatómicas, es decir, están formados por la unión de dos átomos (H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , ...)

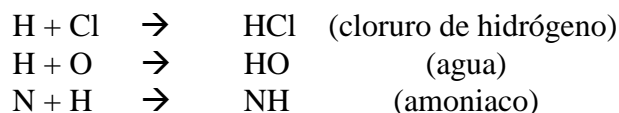
2.6.- Concepto de masa atómica.

- Los conocimientos que tenían los científicos hasta mediados del siglo XIX, eran la teoría de Dalton y las hipótesis de Avogadro.

- Desde que Dalton enunció que la materia estaba constituida por átomos de diferentes clases y por tanto de diferente masa, los científicos cayeron en la cuenta de que el conocimiento de estas masas atómicas sería de gran utilidad para realizar cálculos químicos y determinar fórmulas.

- Dalton pensaba que cuando dos elementos se combinan para dar más de un compuesto, el más estable era el formado por moléculas diatómicas (regla de la máxima simplicidad de Dalton).

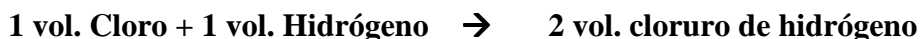
- Dado que creía que los gases eran monoatómicos:



y así asignó algunas fórmulas correctas y otras incorrectas.

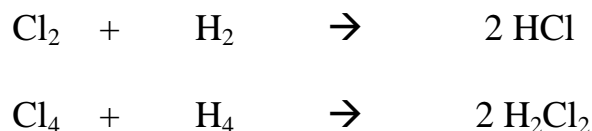
- Cuando Avogadro emitió su hipótesis, Dalton la rechazó porque era incompatible con sus razonamientos.

- Gay-Lussac observó que:



era imposible que volúmenes iguales de gases diferentes contuvieran el mismo número de moléculas porque entonces se obtendría un volumen de cloruro de hidrógeno.

- Fue entonces cuando Avogadro pensó que los gases eran diatómicos (para defender su hipótesis).



todo ésto fue un gran avance, pero todavía quedaba sin determinar la fórmula química de los compuestos, aunque datos experimentales apuntaban que los gases eran diatómicos.

- Cannizaro en 1858 ideó un método para calcular masas atómicas relativas. Al átomo de Hidrógeno le asignó el peso de 1 u.m.a. (unidad de masa atómica), luego el gas hidrógeno, al ser diatómico, tendría una masa de 2 u.m.as. Como volúmenes iguales contienen el mismo número de moléculas, sólo es necesario comparar el peso de volúmenes iguales de hidrógeno y de otro gas, puesto que la misma relación se obtendría pesando un átomo de cada uno de ellos, y como sabemos lo que pesa la molécula de hidrógeno, podemos calcular la masa atómica de los átomos del otro gas.

- De manera similar definió el peso molecular relativo de una molécula como las veces que esa molécula pesaba más que el átomo de Hidrógeno.

- Ejemplo: 1 volumen de NO pesa 15 veces más que 1 volumen de Hidrógeno medidos en las mismas condiciones de presión y de temperatura, luego 1 molécula de NO pesa 15 veces más que una molécula de H₂. Como H₂ tiene un peso de 2, NO pesa 30.

- El método propuesto por Cannizaro fue:

| Sustancia | Peso molecular relativo | % de Oxígeno | Peso relativo de oxígeno en la molécula |
|-----------------------|-------------------------|--------------|---|
| Agua | 18 | 89 | 16 |
| Monóxido de nitrógeno | 30 | 53 | 16 |
| Monóxido de Carbono | 28 | 57 | 16 |
| Dióxido de carbono | 44 | 73 | 32 |
| Oxígeno | 32 | 100 | 32 |
| Ozono | 48 | 100 | 48 |

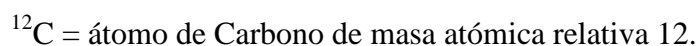
2.6.1.- Isótopos.

- Los isótopos son átomos de un mismo elemento pero con distinta masa. Los descubrió F. W. Aston en 1910 cuando demostró que el Ne natural era una mezcla de dos tipos diferentes de átomos, unos que pesaban 20 veces más que el hidrógeno y otros que pesaban 22 veces más.

- Todos los elementos naturales son mezclas de isótopos, pero, también se conoce que las proporciones de los isótopos de un elemento en la naturaleza son constantes. Actualmente se conocen más de 300 isótopos.

- Cuando se efectúa la medición del peso atómico relativo de un elemento, el valor obtenido es el peso ponderado de los diferentes isótopos que lo forman.

- Cuando se escribe el símbolo de un elemento, se indica, en ocasiones, de qué isótopo se trata:



A continuación tienes una tabla en la que te damos los isótopos que poseen algunos elementos con su masa atómica y su abundancia relativa:

| Elemento | Isótopo | Masa* | Abundancia relativa | Peso atómico |
|-----------|------------------|----------|---------------------|--------------|
| Hidrógeno | ^1H | 1,007825 | 99,985 | 1,00797 |
| | ^2H | 2,010423 | 0,015 | |
| | ^3H | 3,023751 | 0,000 | |
| Boro | ^{10}B | 10,01293 | 19,780 | 10,811 |
| | ^{11}B | 11,00931 | 80,220 | |
| Carbono | ^{12}C | 12,00000 | 98,892 | 12,01115 |
| | ^{13}C | 13,00335 | 1,117 | |
| | ^{14}C | 14,01270 | 0,000 | |
| Nitrógeno | ^{14}N | 14,00307 | 99,631 | 14,0067 |
| | ^{15}N | 15,00011 | 0,369 | |
| Oxígeno | ^{16}O | 15,99491 | 99,759 | 15,9994 |
| | ^{17}O | 16,99884 | 0,037 | |
| | ^{18}O | 17,99726 | 0,204 | |
| Cloro | ^{35}Cl | 34,96885 | 75,531 | 35,453 |
| | ^{37}Cl | 36,96600 | 24,469 | |

* Datos con relación al C^{12}

- Se pensó en cambiar el patrón de medida de masas relativas y a lo largo de la historia ha habido tres definiciones de u.m.a.:

$$1^\circ : 1 \text{ u.m.a.} = \text{masa H}$$

$$2^\circ : 1 \text{ u.m.a.} = 1/16 \text{ masa } ^{16}\text{O}$$

$$3^\circ : 1 \text{ u.m.a.} = 1/12 \text{ masa } ^{12}\text{C}$$

- Actualmente se define:

a) *Peso atómico*: Es el número que indica las veces que un elemento es más pesado que la doceava parte de un átomo de Carbono isótopo 12.

b) *Peso molecular*: Es el número que indica las veces que una molécula es más pesada que la doceava parte de un átomo de Carbono isótopo 12.

- Vamos a ver con un ejemplo cómo se determinan las masas relativas medias para un elemento como el Carbono:

El Carbono es una mezcla de tres isótopos:

$$\text{C}^{12} = 12 \text{ u.m.as } 98,9\%$$

$$\text{C}^{13} = 13 \text{ u.m.as } 1,1\%$$

$$\text{C}^{14} = 14 \text{ u.m.as } 0,0\%$$

¿Cuál es el peso atómico del Carbono natural?.

$$\text{masa C} = 12 \cdot \frac{98,9}{100} + 13 \cdot \frac{1,1}{100} + 14 \cdot \frac{0}{100} = 12,01 \text{ umas}$$

no hay ningún átomo de C que pese 12,01 u.m.as, es una media ponderada y este es el valor que aparece en la tabla periódica.

2.7.- Fórmulas empíricas y fórmulas moleculares.

- Las fórmulas empíricas son aquellas que expresan las clases de átomos que existen en la molécula y su número relativo.

- Las fórmulas moleculares indican además, el número absoluto de cada tipo de átomo presente en la molécula.

- Por ejemplo, para el benceno:

$$\begin{array}{ll} \text{CH} & \rightarrow \text{Fórmula empírica} \\ \text{C}_6\text{H}_6 & \rightarrow \text{Fórmula molecular} \end{array}$$

- Una vez conocidos los pesos atómicos, la deducción de las fórmulas empíricas es un proceso sencillo, siempre que se pueda conocer la composición centesimal del compuesto en cuestión.

2.8.- Concepto de mol. Número de Avogadro.

- Mol: Cantidad de un compuesto (o elemento) igual a su peso molecular (o atómico) expresado en gramos.



- 1 mol de cualquier sustancia contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas de esa sustancia (átomos si se trata de un elemento y moléculas si se trata de un compuesto). A dicho número se le conoce con el nombre de número de Avogadro.

- Es importante destacar que un mol no es una unidad de masa, simplemente es una cantidad de sustancia ($6,023 \cdot 10^{23}$ partículas) y que si dicha cantidad está referida a un elemento o compuesto químico, existe una relación directa con su masa.

- Parece evidente que para pasar de una cantidad de sustancia expresada en gramos a moles, tan solo hay que dividir por su peso atómico si se trata de un elemento o por su peso molecular si se trata de un compuesto, es decir:

a) Para un elemento:
$$n = \frac{\text{gramos}}{A_r}$$

b) Para un compuesto:
$$n = \frac{\text{gramos}}{M_r}$$

2.9.- Volumen molar. Ecuación de los gases perfectos.

Hasta aquella época se conocían tres leyes:

- **Boyle y Mariotte:** Si tenemos un gas encerrado en un recipiente de volumen variable y mantenemos la temperatura constante, a medida que reducimos el volumen, la presión aumentará inversamente proporcional y viceversa, es decir:

$$\text{si el } V \downarrow, \text{ entonces } P \uparrow, \text{ es decir: } P \times V = K_1$$

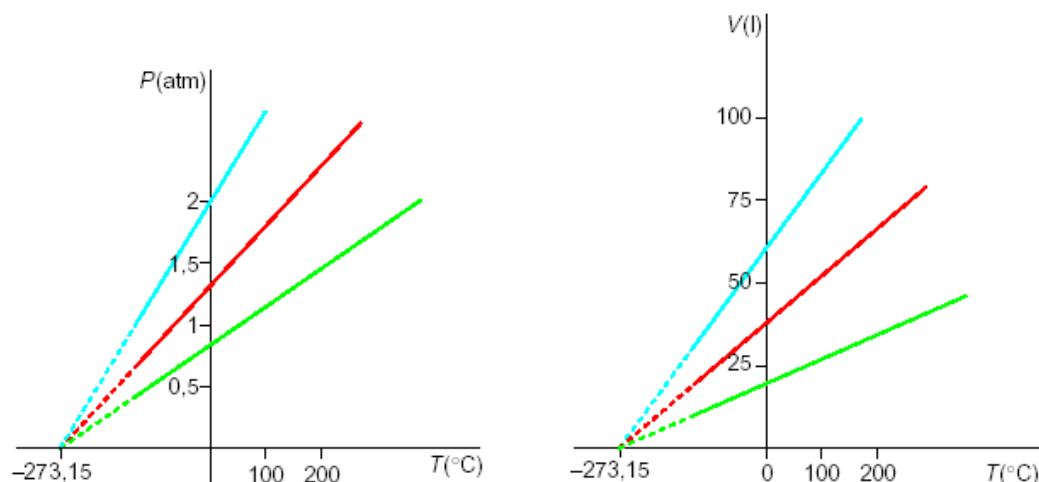
donde K_1 es una constante que solo depende del número de moléculas (cantidad de gas) y de la temperatura.

- **Charles y Gay-Lussac:** Si tenemos un gas encerrado en un recipiente y mantenemos la presión constante, si aumentamos la temperatura el volumen deberá aumentar (para que la presión no varíe), es decir:

$$\text{si la } T \uparrow, \text{ entonces el } V \uparrow, \text{ es decir: } V = K_2 \times T$$

donde K_2 es una constante que sólo depende del número de moléculas (cantidad de gas) y de la presión.

Si representamos $V = f(T)$, para cada una de las sustancias sale un recta; y si prolongamos cada una de ellas corta el eje de abscisas en $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ que es el cero absoluto, ya que, teóricamente, a esa temperatura, el volumen de cualquier sustancia sería nulo. Lo mismo ocurre si representamos en una gráfica $P = f(T)$:



Nunca se ha llegado a alcanzar esa temperatura de $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$, por eso, se definió la escala Kelvin de Temperaturas, donde dicho valor se toma como cero absoluto. Es obvio que en esta escala no podrán existir temperaturas negativas ni nula.

- **Ley de Avogadro:** Si tenemos un gas encerrado en un recipiente y mantenemos la presión constante, si aumentamos la cantidad de gas (moles) el volumen deberá aumentar (para que la presión no varíe), es decir:

$$\text{si la } n \uparrow, \text{ entonces el } V \uparrow, \text{ es decir: } V = K_3 \times n$$

donde n es el número de moles de gas y K_3 es una constante que sólo depende de la presión y de la temperatura.

- De las tres expresiones se puede deducir:

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

donde R es una constante cuyo valor sólo depende de las unidades elegidas para la presión, volumen, temperatura y cantidad de gas, por ejemplo:

$$R = 0,082 \text{ (atm.litro/mol.K)}$$

$$R = 1,98 \text{ (calorías/mol.K)}$$

$$R = 8,31 \text{ (julios/mol.K)}$$

los gases que cumplen la ecuación (1), se llaman gases ideales o perfectos. No hay ningún gas que cumpla exactamente dicha ecuación, pero la mayoría se acercan bastante a ella.

- Las condiciones normales de operación se definen como:

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

sustituyendo en la ecuación de los gases ideales podemos determinar el volumen que ocupará 1 mol de un gas en condiciones normales:

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$1 \times V = 1 \times 0,082 \times 273 \quad \rightarrow \quad V = 22,4 \text{ litros}$$

un mol de cualquier gas en c.n. (condiciones normales) ocupa 22,4 litros

2.10.- Disoluciones.

- Es muy frecuente realizar reacciones químicas con sustancias en disolución. Las disoluciones se definieron en el punto 1.3 como una mezcla homogénea y las más frecuentes son las de sólido/líquido (solute disuelto en agua).

- Se puede medir la concentración de soluto que hay en una determinada disolución de varias formas. Las más importantes son:

- Tanto por cien en peso (%): gramos de soluto presentes en 100 gramos de disolución.
- Gramos por litro (g/L): gramos de soluto presentes en un litro de disolución.
- Molaridad (M): moles de soluto presentes en un litro de disolución.
- Molalidad (m): moles de soluto presentes en un Kilogramo de disolvente.

En química, la utilizada mayoritariamente es la Molaridad

2.10.1.- Disoluciones gaseosas. Ley de Dalton de las presiones parciales.

- Cuando tenemos una mezcla de gases ideales contenidos en un volumen V, se puede escribir (aplicando la ecuación de los gases perfectos, que:

$$\left. \begin{array}{l} P_A = n_A \frac{R \cdot T}{V} \\ P_B = n_B \frac{R \cdot T}{V} \end{array} \right\} \rightarrow P_T = P_A + P_B = (n_A + n_B) \cdot \frac{R \cdot T}{V}$$

de forma general:

$$P_T = \sum P_i = \sum n_i \cdot \frac{R \cdot T}{V}$$

Por otra parte:

$$\left. \begin{array}{l} P_A = n_A \cdot \frac{R \cdot T}{V} \\ P_T = n_T \cdot \frac{R \cdot T}{V} \end{array} \right\} \rightarrow \text{si dividimos ordenadamente} \rightarrow \frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A}{n_T}$$

y despejando la presión parcial del gas A:
$$P_A = P_T \cdot \frac{n_A}{n_T}$$

De forma general:

$$P_i = P_T \cdot \frac{n_i}{\sum n_i} \rightarrow \text{Fracción molar } (x_i)$$

por lo tanto, la ley de Dalton de las presiones parciales viene determinada por la ecuación:

$$P_A = P_T \cdot x_A$$

$$P_B = P_T \cdot x_B$$

y de forma general:

$$P_i = P_T \cdot x_i$$

Es fácil comprobar que:

$$x_A + x_B = 1$$

$$P_A + P_B = P_T$$

y de forma general:

$$\sum x_i = 1$$

$$\sum P_i = P_T$$

2.11.- Estequiometría de las reacciones químicas.

- Una reacción química no sólo tiene un significado cualitativo, sino también cuantitativo si esta, está ajustada, es decir, nos da información de:

a) los reactivos y productos que intervienen en la reacción.

b) en qué proporción, en moléculas y moles (y si la reacción es gaseosa también en volúmenes si están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura) reaccionan entre sí.

- Con la aplicación de estas relaciones cualitativas, se pueden resolver problemas de cálculos estequiométricos. Dichos cálculos nos permitirán averiguar la cantidad de un producto de la reacción que se va a obtener con una cantidad de reactivos dada o la cantidad de un reactivo que se necesita para obtener una determinada cantidad de producto.

- Antes de realizar los cálculos estequiométricos hace falta tener claros una serie de conceptos:

- **Reactivo limitante:** A veces nos dan cantidades de dos reactivos que no guardan la relación estequiométrica. En estos casos hay que determinar de antemano cuál de ellos está en exceso (parte que queda sin reaccionar) y cuál es el reactivo limitante (reactivo que se agota, reacciona por completo)
- **Reacción común de una mezcla:** Cuando una mezcla de dos sustancias reacciona con un mismo reactivo, cada reactivo verifica su reacción independientemente. Por lo tanto se trata de dos reacciones diferentes, aunque simultáneas. De los datos obtenidos en estos casos, puede determinarse la composición de la mezcla.
- **Pureza de los reactivos:** Si hay alguna sustancia impura en los reactivos, sólo la parte pura de ellos intervendrá en la reacción (suponiendo impurezas inertes).
- **Empleo de disoluciones:** Este caso podría reducirse al anterior, ya que tendremos que calcular la cantidad de sustancia disuelta que será la que verdaderamente reaccione.
- **Rendimiento de la reacción:** En muchos casos, los cálculos teóricos no coinciden con las cantidades de productos que realmente se obtienen. El rendimiento de la reacción nos permite saber los gramos reales que se obtienen sabiendo los teóricos calculados, es decir, que si el rendimiento de la reacción es del 80 %, aplicando dicho porcentaje sobre los cálculos teóricos realizados, sabremos lo que realmente se obtendría.

$$R = \frac{\text{gramos reales}}{\text{gramos teóricos}} \cdot 100 = \frac{\text{moles reales}}{\text{moles teóricos}} \cdot 100$$

- Para realizar correctamente los cálculos estequiométricos tenemos que seguir los siguientes pasos:

- Ajustar la reacción química.
- Pasar todos los datos a moles.
- Calcular el reactivo limitante en el caso de que sea necesario.
- Realizar los cálculos estequiométricos.
- Pasar los moles a las unidades que nos pidan.
- Aplicar el concepto de rendimiento de la reacción si tenemos datos.

2.12.- Ejercicios y cuestiones.

a) Leyes ponderales y volumétricas:

12.- El amoníaco es un compuesto formado por Hidrógeno y Nitrógeno. Al analizar varias muestras, se han obtenido los siguientes resultados:

| | | | | | |
|--------------------|------|-------|-------|-------|-------|
| Masa de N (gramos) | 5,56 | 10,88 | 19,85 | 29,98 | 37,59 |
| Masa de H (gramos) | 1,19 | 2,33 | 4,25 | 6,42 | 8,05 |

- Verificar la ley de las proporciones definidas.
 - ¿Cuánto Nitrógeno se combina con 1 gramo de Hidrógeno? y ¿Cuánto amoníaco se formará?.
- 13.- Al analizar compuestos gaseosos de Carbono y Oxígeno, se obtienen los siguientes resultados:

| | | | | | |
|----------------|--------------------|-------|-------|-------|-------|
| 1er gas | Masa de C (gramos) | 12,65 | 24,14 | 37,81 | 54,37 |
| | Masa de O (gramos) | 16,82 | 32,09 | 50,29 | 72,31 |
| 2º gas | Masa de C (gramos) | 6,39 | 10,57 | 12,25 | 21,12 |
| | Masa de O (gramos) | 17,08 | 28,19 | 32,62 | 56,38 |

- Verificar la ley de las proporciones definidas.
 - Verificar la ley de las proporciones múltiples.
- 14.- Sabiendo que en el agua se cumple $(\text{masa de O})/(\text{masa de H})= 8$, ¿Qué cantidad de agua se necesita descomponer para obtener 10 gramos de Hidrógeno?.
- 15.- Al analizar el dióxido de carbono se comprueba que tiene un 27% de C. Calcular la cantidad de dióxido de carbono que se obtendrá al combinar 54 gramos de C con el suficiente oxígeno.

- 16.- En la preparación de trióxido de azufre se obtuvieron los siguientes datos en un conjunto de experimentos:

| Experimento | 1 | 2 | 3 | 4 |
|--------------------|-------|-------|-------|-------|
| Masa de S (gramos) | 0,723 | 1,212 | 2,146 | 3,813 |
| Masa de O (gramos) | 1,084 | 1,818 | 3,252 | 5,720 |

Comprueba que se cumple la 2ª ley ponderal y calcula la cantidad de oxígeno necesario para combinarse con 10 gramos de S y los gramos de SO₃ que se obtendrán.

- 17.- El Indio y Oxígeno forman dos compuestos diferentes. Al analizar varias muestras de cada uno de ellos se obtienen los siguientes resultados:

| | COMPUESTO 1 | | | COMPUESTO 2 | | |
|---------------------|-------------|-------|-------|-------------|------|------|
| Masa de In (gramos) | 46,0 | 27,60 | 115,0 | 23,0 | 4,60 | 69,0 |
| Masa de O (gramos) | 3,2 | 1,92 | 8,0 | 4,8 | 0,96 | 14,4 |

- Comprueba que se cumplen la 2ª y la 3ª ley ponderal.
 - Calcula la cantidad del COMPUESTO 1 que habrá que descomponer para obtener 20 gramos de In.
 - Calcula la cantidad del COMPUESTO 2 que habrá que descomponer para obtener 20 gramos de In.
 - Calcula la cantidad del COMPUESTO 1 que se podrá obtener con 100 gramos de In y 15 gramos de O.
 - Calcula la cantidad del COMPUESTO 2 que se podrá obtener con 100 gramos de In y 15 gramos de O.
 - Otra muestra de un compuesto de In y O, contiene un 82,7 % de In. ¿Se trata de alguno de los dos compuestos indicados o de otro diferente?
- 18.- En los tiempos de Dalton era conocida la existencia de dos gases formados por Carbono y oxígeno. De ambos, el más rico en O contenía un 72,7% de este elemento y el otro un 57,1%. ¿Qué relación existe entre las masas de oxígeno que se combinan con la misma masa de carbono?
- 19.- El amoníaco contiene un 17,76 % de hidrógeno. Cuando reaccionan completamente 3,77 gramos de hidrógeno con 26,23 gramos de nitrógeno se forman 30 gramos de hidracina (compuesto formado también con los mismos elementos que el amoníaco). Comprueba que se cumple la 3ª ley ponderal.
- 20.- 25,1 gramos de mercurio se combinan con 2 gramos de oxígeno para formar óxido de mercurio. En otras condiciones 0,402 gramos de mercurio se combinan con 0,016 gramos de oxígeno para formar otro óxido. Verifica la ley de las proporciones múltiples.
- 21.- El latón es una aleación formada por Cu y Zn. La proporción de este último metal puede variar de 10 a 35%. Teniendo en cuenta este hecho y basándose en una determinada ley, ¿debemos decir que el latón es una mezcla, o por el contrario, que es un compuesto químico resultante de la combinación de estos dos metales?

- 22.- Averigua la fórmula de uno de los óxidos del Nitrógeno sabiendo que reaccionan en la proporción de volúmenes siguiente:

| | | | |
|-----------------------------|--------|-----------|--------|
| Volumen de Nitrógeno | 20 cc. | 4 litros | 100 ml |
| Volumen de Oxígeno | 50 cc. | 10 litros | 250 ml |
| Volumen de óxido | 20 cc. | 4 litros | 100 ml |

- 23.- Los datos de la siguiente tabla corresponden a la reacción química entre el Carbono y el oxígeno para formar dióxido de carbono. Complétala con los valores que faltan:

| <u>CARBONO</u> | <u>OXIGENO</u> | <u>DIOXIDO DE CARBONO</u> |
|----------------|----------------|---------------------------|
| 12 | 32 | ? |
| 6 | ? | 22 |
| 3 | ? | ? |

- 24.- El Nitrógeno y el Oxígeno son gases formados por moléculas diatómicas, (con dos átomos). Se sabe que entre ellas se pueden combinar en una proporción de volúmenes de 2:1, 1:1 y 1:2. ¿Cuáles son las fórmulas más sencillas de los compuestos que pueden formarse?.
- 25.- La siguiente tabla recoge los datos de diferentes experimentos en los que se combinaron nitrógeno e hidrógeno:

| | MASA (g) | VOLUMEN (l) | MASA (g) | VOLUMEN (l) |
|-----------------|----------|-------------|----------|-------------|
| Nitrógeno (gas) | 5,6 | 4,48 | 6,56 | 5,25 |
| Hidrógeno (gas) | 1,2 | 13,44 | 0,94 | 10,53 |
| COMPUESTO | 6,8 | 8,96 | 7,50 | 10,53 |

- a) Justifica si se cumplen las leyes de conservación de la masa, proporciones definidas y volúmenes de combinación.
- b) Deduce las fórmulas empíricas de los dos compuestos formados por el nitrógeno y el hidrógeno.

b) Concepto de mol:

- 26.- ¿Cuántos moles de CO_2 hay en 5 gramos de muestra?. En la misma cantidad, ¿Cuántas moléculas de CO_2 , átomos de Carbono y átomos de Oxígeno habrán?.
- 27.- Se tienen 2,5 moles de H_2S . Calcular:
- El número de gramos que hay de S y de H.
 - El número de moles de S.
 - El número de moléculas de sulfuro de hidrógeno.
- 28.- Se tiene una muestra de 8 gramos de Oxígeno. Calcular el número de moléculas y el de moles. ¿Y si los 8 gramos fuesen de ozono?

- 29.- ¿Cuál de entre las siguientes cantidades de materia tendrá mayor masa?
10 gramos de Cu, 6 moles de He ó $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos de Ag.
- 30.- a) ¿Cuántos moles de átomos de azufre hay en 10 gramos de S_8 ?
b) ¿Cuántos moles de moléculas de S_8 hay en 10 gramos de S_8 ?
c) ¿Cuántas moléculas hay en 10 gramos de S_8 ?
- 31.- En 413 gramos de clorato de bario monohidratado, calcular:
a) moles de Ba. b) moles de oxígeno. c) moles de ion clorato.
- 32.- Si de 100 miligramos de amoniaco se quitan $2 \cdot 10^{21}$ moléculas de amoniaco, ¿cuántos moles de amoniaco nos quedarán?
- 33.- Completa la siguiente tabla:
- | Moles de agua | Moléculas de agua | Gramos de agua | Átomos de hidrógeno |
|---------------|---------------------|----------------|---------------------|
| 3 | | | |
| | $1,3 \cdot 10^{25}$ | | |
| | | 250 | |
| | | | $1,5 \cdot 10^{33}$ |
- 34.- Determina teóricamente el número de moléculas de agua que caben en un tubo de ensayo de 5 ml de volumen. Considera densidad del agua = 1000 kg/m^3
- 35.- La masa más pequeña capaz de desequilibrar la balanza más sensible hasta ahora construida es de $1,0 \cdot 10^{-6} \text{ g}$. Si esta cantidad fuera del elemento más ligero, el hidrógeno ¿Cuántos átomos contendría?
- 36.- La fórmula de la glucosa es $C_6H_{12}O_6$ ¿Cuál es su composición centesimal?
- 37.- Disponemos de piritita del 90 % de pureza en FeS_2 y de magnetita del 85 % en Fe_3O_4 . Suponiendo el mismo rendimiento, en los procedimientos de extracción de hierro, para ambos minerales ¿Cuál de los dos resultará más rentable?

c) **Masas atómicas y moleculares:**

- 38.- Halla la masa atómica del Boro natural sabiendo que se trata de una mezcla de isótopos cuya abundancia relativa es:
 $B^{10} \rightarrow 19,8\%$ $B^{11} \rightarrow 80,22\%$
- 39.- Halla la masa atómica del Oxígeno natural sabiendo que se trata de una mezcla de isótopos cuya abundancia relativa es:
 $O^{16} \rightarrow 99,759 \%$, $O^{17} \rightarrow 0,037 \%$, $O^{18} \rightarrow 0,204\%$
- 40.- Calcular el peso molecular del Bromo sabiendo que a 27°C y $0,046 \text{ atm}$ de presión, una muestra de $0,057 \text{ gramos}$ ocupa un volumen de 200 cc .

41.- Se ha medido la densidad del hidrógeno, nitrógeno y amoniaco en las mismas condiciones de P y T encontrándose los valores de 0,081, 1,138 y 0,691 g/L respectivamente. Hallar:

- a) la masa atómica del nitrógeno relativa al hidrógeno.
 b) la masa molecular del amoniaco relativa al hidrógeno.

DATOS: $A_r(H) = 1$ uma

42.- El fósforo reacciona con el oxígeno para formar un compuesto de fórmula P_4O_{10} ; si 0,248 gramos de fósforo reaccionan dando 0,568 gramos de óxido, determinar la masa atómica relativa del fósforo sabiendo que $A_r(O) = 16$ umas.

43.- Determinar la masa atómica relativa del Mg a partir de las masas de sus isótopos y sus abundancias relativas:

| Isótopo | Abundancia (%) | Masa relativa (umas) |
|---------|----------------|----------------------|
| 24 | 78,60 | 23,993 |
| 25 | 10,11 | 24,994 |
| 26 | 12,29 | 25,991 |

44.- El cobre natural está compuesto sólo de dos isótopos de masas relativas 62,929 y 64,928. Sabiendo que la masa relativa del cobre es 63,54, determinar la abundancia relativa de cada uno de los isótopos.

45.- Al analizar 6,392 gramos de cromato de plata se obtienen 1,464 gramos de óxido de cromo(III). Calcular la masa atómica relativa del cromo.

DATOS: $A_r(Ag) = 107,94$; $A_r(O) = 16$

46.- El cobalto natural está formado exclusivamente por el isótopo ^{59}Co , cuya masa es 58,9332. El níquel natural está formado por:

| Isótopo | masa del isótopo | Abundancia (%) |
|-----------|------------------|----------------|
| ^{58}Ni | 57,9353 | 68,274 |
| ^{60}Ni | 59,9332 | 26,095 |
| ^{61}Ni | 60,9310 | 1,134 |
| ^{62}Ni | 61,9283 | 3,593 |
| ^{63}Ni | 63,9280 | 0,904 |

Determina las masas atómicas del cobalto y del níquel.

47.- La plata natural está compuesta de dos isótopos cuyas masas son 106,905 y 108,905. Sabiendo que la masa atómica relativa de la plata es 107,87 determina la abundancia relativa de cada uno de los isótopos de la plata.

48.- Se obtienen 0,365 gramos de óxido de berilio a partir de 1,479 gramos de acetato de berilio, $Be_4O(C_2H_3O_2)_6$. Calcular la masa relativa del Berilio.

DATOS: $A_r(O) = 16$; $A_r(C) = 12$; $A_r(H) = 1$

49.- Calcular la masa atómica relativa del Boro, sabiendo que al calentar Borax cristalizado, $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, se produce una pérdida de masa del 47,1%.

DATOS: $A_r(Na) = 23$; $A_r(O) = 16$; $A_r(H) = 1$.

50.- 5,610 gramos del compuesto $\text{Bi}(\text{C}_6\text{H}_5)_3$ producen por combustión 2,969 gramos del óxido de bismuto(III). Hallar la masa atómica relativa del Bismuto.

DATOS: $\text{Ar}(\text{O}) = 16$; $\text{Ar}(\text{C}) = 12$; $\text{Ar}(\text{H}) = 1$.

d) Fórmulas empíricas y moleculares:

51.- Determinar el % de cada uno de los elementos presentes en cada uno de los siguientes compuestos:

a) FeO b) CH_3OH c) Na_2CO_3 d) H_2S

52.- Calcular la fórmula empírica de los compuestos que poseen las siguientes composiciones centesimales:

- a) 2,1% H, 32,7% S y 65,2% O.
- b) 57,5% Na, 40,0% O y 2,5% H.
- c) 65,9% Ba y 34,1% Cl.
- d) 52,2% C, 13,0% H y 34,8% O.
- e) 75,0% C y 25,0% H.

53.- Un compuesto orgánico formado por C, H y O, posee la siguiente composición centesimal: 26,70 % de C, 2,22 % de H y 71,1 % de O. Si su peso molecular es de 90, calcular su fórmula empírica y su fórmula molecular.

54.- Calcular la composición centesimal de los siguientes compuestos:

a) AgNO_3 b) CaCO_3 c) SiO_2 d) KMnO_4

55.- El análisis de un compuesto da el siguiente resultado: 26,57 % de K, 35,36 % de Cr y 38,08 % de O. Calcular su fórmula empírica.

56.- La composición centesimal de una sustancia es: C 39,998 %, H 6,718 % y el resto oxígeno. Calcular su fórmula empírica. ¿Con estos datos, se puede determinar la fórmula molecular?

57.- Al reaccionar 94,2 g de yodo con magnesio en exceso se obtuvieron 103,2 g de yoduro de magnesio. Deduce la composición centesimal del compuesto formado.

58.- Se ha determinado que 4,638 gramos de un óxido de Fe contiene 3,358 gramos de Fe. ¿Cuál es la fórmula de este óxido?

59.- Un gramo de un compuesto formado únicamente por C e H dio por combustión 1,635 gramos de agua y 2,995 gramos de dióxido de carbono. Hallar la fórmula empírica del compuesto.

60.- 2 gramos de fósforo se queman al aire y forman 4,582 gramos de un óxido. Esta cantidad de óxido reacciona exactamente con 1,744 gramos de agua para formar 6,326 gramos de un compuesto formado por P, O e H. Determinar la fórmula empírica del óxido y del otro compuesto.

- 61.- Se calienta 6,192 gramos de cloruro de bario hidratado y se obtienen 5,280 gramos de cloruro de bario anhidro. Mediante nitrato de plata, 0,663 gramos de la sal hidratada dan lugar a 0,778 gramos de cloruro de plata. Averigua la fórmula empírica del cloruro hidratado.
- 62.- Al quemar 0,739 gramos de un hidrocarburo se forman 2,471 gramos de dióxido de carbono y 0,578 gramos de agua. A 100°C y 722 mmHg de presión, un matraz de 325,6 ml de capacidad contiene 0,932 gramos de dicho hidrocarburo en estado vapor. Calcular su fórmula empírica y molecular.
- 63.- La sustancia responsable del sabor peculiar de algunas frutas como la naranja, pomelo, limón, etc., es el ácido cítrico. Dicha sustancia está formada únicamente por carbono, hidrógeno y oxígeno. Si quemamos 2,885 g de ácido cítrico se obtienen 3,967 g de dióxido de carbono y 1,082 g de agua. Determina las fórmulas empírica y molecular del ácido cítrico, sabiendo que 850 ml de una disolución acuosa de dicha sustancia, que contiene 3,187 g de la misma, tiene una concentración cuyo valor es $1,95 \cdot 10^{-2}$ M.
- 64.- Un compuesto orgánico está formado por C, H, O y N. Al quemar 8,9 g de este compuesto se obtienen 2,7 g de agua, 8,8 g de dióxido de carbono y 1,4 g de nitrógeno. Al vaporizar el compuesto a 270°C bajo presión de 3 atm, 0,1 l de vapor pesan 1,2 g. Deduce las fórmulas empírica y molecular del compuesto.
- 65.- Un cloruro de mercurio contiene un 84,97 % de mercurio. Al evaporarse un gramo de este compuesto ocupa 0,0615 litros a 350 K y 1,01 Atm. Halla: a) La masa molecular del compuesto. b) Su fórmula empírica. c) Su fórmula molecular.
- 66.- Una sustancia gaseosa contiene 48,7 % de carbono, 8,1 % de hidrógeno y el resto de oxígeno. Si su densidad, medida en condiciones normales, es de 3,3 g/l ¿Cuáles serán sus fórmulas empírica y molecular?
- 67.- En una muestra de 6,676 g de una sal de níquel se encuentran 3,541 g de metal. La sal puede ser o un cloruro o un cianuro o un sulfato. Determina cuál de estas sales se corresponde con la muestra.
- 68.- Al llevar a cabo la combustión de 2 g de vitamina C se obtuvieron 3 g de CO_2 y 0,816 g de H_2O .
a) Halla la fórmula empírica de la vitamina C sabiendo que contiene C, H y O.
b) Determina su fórmula molecular sabiendo que la masa molecular está comprendida entre 150 y 200
- 69.- Una sustancia presenta una composición de 40% de carbono, 6,7% de hidrógeno y 53,3% de oxígeno. Sabiendo que en 24 mg de sustancia hay aproximadamente $2,4 \cdot 10^{20}$ moléculas, deduce la fórmula molecular del compuesto.
- 70.- Un compuesto orgánico está constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se produce la combustión de 1,570 g del mismo se obtienen 3 g de dióxido de carbono y 1,842 g de agua. Una muestra de 0,412 g de esta sustancia ocupa, a 14°C y 0,977 atm, un volumen de 216 cm^3 . Calcula su fórmula empírica y su fórmula molecular.

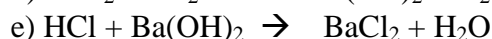
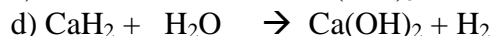
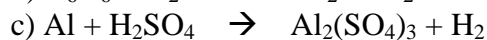
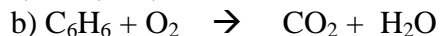
- 71.- El yeso es sulfato cálcico hidratado. Si al calentar 3,273 g de yeso se obtienen 2,588 g de sulfato anhidro. ¿Cuál es la fórmula del yeso?
- 72.- Una sustancia contiene un 28,60 % de agua de cristalización. El análisis elemental da 4,80 % de H, 19,05 % de C y 76,15 % de O.
- Calcular la fórmula empírica.
 - Si la masa molecular del compuesto es 126 u. ¿Cuál será su fórmula molecular?
- e) **Disoluciones:**
- 73.- Se ha preparado una disolución disolviendo 9 gramos de glucosa en 100 cm³ de agua; calcular:
- La concentración en g/L.
 - La concentración en %.
 - La molaridad.
 - La molalidad.
- 74.- Calcular la molaridad de una disolución preparada pesando 5 gramos de K₂CO₃ y enrasando con agua hasta 500 cm³.
- 75.- ¿Cuál es la densidad (en g/L) del gas propano (C₃H₈) a 25 °C de temperatura y 1 atm de presión?
- 76.- Calcular el peso molecular de un gas desconocido sabiendo que tiene una densidad de 1,29 g/L en condiciones normales, es decir, 0 °C de temperatura y 1 atm de presión.
- 77.- ¿Qué volumen de ácido clorhídrico (HCl), del 36% de riqueza y densidad = 1,18 g/cm³, debe tomarse para preparar 250 cm³ de una disolución 1,5 molar de HCl?.
- 78.- Se prepara una disolución disolviendo 5 gramos de BaCl₂ en 95 gramos de agua. Calcular:
- La concentración en g/L.
 - La concentración en %.
 - La molaridad.
 - La molalidad.
- 79.- Una disolución acuosa de densidad 1,022 g/cm³ contiene 12 gramos de azúcar (C₁₂H₂₂O₁₁) en 200 mL. Calcular la concentración en:
- g/L
 - % en peso de azúcar.
 - Molaridad (M).
 - Molalidad (m).
- 80.- Se pretende comprobar si un recipiente resiste 10 atmósferas de presión para lo cual se llena con aire a 0 °C y 5 atmósferas y se calienta. Suponiendo constante el volumen del recipiente: ¿Qué temperatura debería alcanzar el recipiente como mínimo?

- 81.- Disponemos de una masa de 3,49 g de acetileno que, en condiciones normales, ocupan un volumen de 3 l. Determina: a) La densidad del acetileno en las condiciones dadas. b) La masa molecular del acetileno.
- 82.- Se abre la válvula que hay entre un tanque de 5 litros que contiene un gas A a 9 atm de presión y otro tanque de 10 litros que contiene un gas B a 6 atm de presión. Si la temperatura no varía, calcula la presión parcial de cada uno de los gases y la presión total cuando alcance el equilibrio.
- 83.- ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 200 ml de una disolución 0,2 M de cloruro sódico para disminuir su concentración a 0,05 M?. Calcula la fracción molar del cloruro sódico en la disolución final.
- 84.- ¿Cuál es la presión parcial de cada uno de los gases de una mezcla que a 740 mmHg contiene un 78 % de nitrógeno, un 20 % de oxígeno y un 2 % de dióxido de carbono?
- 85.- En 35 g de agua se disuelven 5 g de cloruro de hidrógeno. La densidad de la disolución resultante es $1,06 \text{ g/cm}^3$. Hallar su concentración: a) En porcentaje en peso. b) En gramos/litro. c) En molaridad.
- 86.- Se necesitan 200 ml de una disolución acuosa de amoníaco 4 M. En el laboratorio se dispone de una disolución más concentrada, al 23 % en masa, cuya densidad es 0,914 g/ml. Calcula los mililitros de esta última necesarios para preparar los 200 ml que necesitamos.
- 87.- Se toman 50 ml de una disolución de H_3PO_4 del 60% en masa, cuya densidad es $1,64 \text{ g/cm}^3$, y se diluye hasta alcanzar un volumen total de 500 ml. Calcula la molaridad de la disolución obtenida.
- 88.- El aire seco tiene la siguiente composición volumétrica: N_2 78,084 %, O_2 20,946 %, Ar 0,934 %, CO_2 0,033 % y otros gases 0,002 %. Su densidad en condiciones normales es $1,2929 \text{ g/dm}^3$. Calcula las presiones parciales de los distintos componentes.
- 89.- El aire contiene, aproximadamente, un 21% de oxígeno y un 79% de nitrógeno en volumen. a) ¿Qué relación habrá entre el número de moléculas de ambos gases? ¿En virtud de qué ley? b) ¿Qué relación habrá entre sus presiones parciales? ¿Por qué?
- 90.- Se inyectan 0,05 ml de agua en un recipiente de 1,00 l. La temperatura del sistema se mantiene a 27 °C. Calcule cuánta agua permanecerá en estado líquido al establecerse el equilibrio. La densidad del agua a 27 °C es $996,5 \text{ kg/m}^3$ y la presión de vapor del agua a 27 °C 26 mmHg.
- 91.- Un recipiente de 4 litros contiene nitrógeno a 25 °C y 604 mm Hg y otro recipiente de 10 litros contiene helio a 25 °C y 354 mm Hg. Se mezclan ambos gases conectando los dos recipientes mediante un tubo de volumen despreciable. Calcular: a) Las presiones parciales de cada gas y la presión total de la mezcla. b) La fracción molar del nitrógeno en la mezcla y la composición de ésta en porcentaje en peso.

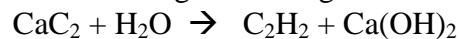
- 92.- Un vendedor ambulante de globos tiene una bombona de hidrógeno cuya capacidad es de 30 litros. El gas está a una presión de 9,87 Atm y una temperatura de 25 °C. Calcula cuántos globos de 2 litros, medidos a 0,987 Atm y 22 °C puede rellenar con el contenido de la bombona.

f) Cálculos estequiométricos:

- 93.- Igualar por tanteo las siguientes reacciones:

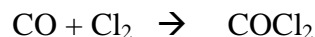


- 94.- El carburo cálcico reacciona con el agua de la siguiente forma:



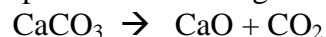
si se parte de 5 gramos de CaC_2 de riqueza 90%, ¿Cuántos litros de acetileno (C_2H_2) se obtendrán en condiciones normales?.

- 95.- Si 50 gramos de CO reaccionan con 35 gramos de Cl_2 para dar 40 gramos de COCl_2 según la reacción:



Calcular el rendimiento de la reacción.

- 96.- Se tienen dos toneladas de caliza (CaCO_3) del 95 % de riqueza y se pide calcular el número de Kg de CaO que se pueden obtener según la reacción:



- 97.- Si tenemos 12 gramos de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), calcular:

a) La reacción química de su combustión ajustada.

b) El peso de agua que se obtiene.

c) El volumen de CO_2 que se obtiene a 17 °C y 720 mmHg.

d) La cantidad de aire necesario para la combustión medido en condiciones normales (composición volumétrica de aire: 21% de O_2 y 79% de N_2).

- 98.- Calcular el volumen de aire necesario para la combustión completa de un Kg. de butano (C_4H_{10}), sabiendo que la composición volumétrica (o molar) del aire es de 21% de O_2 y 79 % de N_2 .

- 99.- El anhídrido sulfuroso se oxida mediante catálisis a anhídrido sulfúrico según la reacción:



Ajusta la reacción y calcula los pesos de SO_2 y de O_2 necesarios para obtener 100 litros de SO_3 medidos en condiciones normales.

100.- El amoníaco se oxida a óxido nítrico según la reacción:



- a) ¿Qué peso de óxido nítrico se puede obtener con 25 Kg de NH_3 ?
 b) ¿Qué volumen de O_2 a 1 atm y 600 °C reaccionarán con 25 Kg de amoníaco?.

101.- Sea la reacción:

ac. selenioso + piroarseniato férrico \rightarrow selenito férrico + óxido arsénico + agua.
 calcular:

- a) Las cantidades de cada uno de los reactivos necesarios para obtener 3 gramos de selenito férrico.
 b) La cantidad máxima de selenito férrico que se podrá obtener con 3 gramos de ácido selenioso y 3 de piroarseniato férrico.
 c) ¿Qué cantidad de óxido arsénico se obtendrá en el apartado b).

102.- El anhídrido nitroso y el óxido de aluminio, forman al reaccionar nitrito alumínico:

- a) Calcula el rendimiento de la reacción si con 20 gramos de óxido alumínico y la cantidad de óxido nitroso necesaria se obtienen 52 gramos de nitrito alumínico.
 b) Sabiendo el rendimiento calculado en a), calcular las cantidades de cada reactivo necesarias para obtener 9 gramos de nitrito alumínico.

103.- De los 87 gramos de un mineral, supuestamente formado por carbonato potásico, se extraen 42,3 gramos de potasio puro con un método de extracción 100 % rentable. Calcula la pureza del mineral.

104.- Sea la reacción:

anhídrido carbónico + carbonato de aluminio + ácido sulfúrico \rightarrow
 \rightarrow bicarbonato alumínico + anhídrido sulfúrico

Calcular:

- a) La máxima cantidad en gramos de bicarbonato que podrá formarse con 2 litros de carbonato alumínico 0,02 M y 200 cc. de ácido sulfúrico 0,5 M, junto con el anhídrido carbónico necesario (suponer el rendimiento de la reacción es del 100%).
 b) ¿Qué cantidades de carbonato alumínico 0,01 M y de ácido sulfúrico 0,2 M serán necesarias para obtener 1,5 gramos de bicarbonato si el rendimiento fuese del 100 %?
 c) Repetir el apartado b) pero suponiendo un rendimiento del 67%.
 d) ¿Cuál sería el rendimiento si con 5 litros de carbonato alumínico 0,04 M y las cantidades de anhídrido carbónico y ácido sulfúrico correspondientes, se obtiene 79,2 gramos de bicarbonato?
 e) Suponiendo un rendimiento del 100 %, ¿cuántos gramos de carbonato alumínico tendríamos que pesar para que reaccionaran con 2 litros de ácido sulfúrico 0,3 M? ¿cuántos gramos de bicarbonato y de óxido sulfúrico se obtendrán?

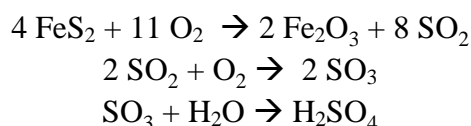
105.- Hallar la cantidad de pirolusita de un 72,6 % de dióxido de manganeso, necesaria para obtener por reacción con exceso de ácido clorhídrico concentrado, 25 gramos de cloro según la reacción:

dióxido de manganeso + cloruro de hidrógeno \rightarrow cloruro de manganeso(II) + cloro + agua

- 106.- Por acción del bromo sobre hidróxido potásico en caliente, se forman bromuro y bromato potásico más agua. Calcular el volumen de bromo necesario para obtener 50 gramos de bromato potásico. La densidad del bromo es de 3,19 g/mL
- 107.- Calcular el volumen de oxígeno en condiciones normales que se desprende al calentar 100 gramos de nitrato potásico, el cual se reduce a nitrito potásico.
- 108.- Al hacer pasar 100 litros de aire a 20 °C y 740 mmHg a través de una disolución de hidróxido de bario precipitaron 0,296 gramos de carbonato de bario. Calcular el % de dióxido de carbono en el aire.
- 109.- Calcular el volumen de oxígeno en condiciones normales que es necesario para la combustión de: a) 5 litros de metano. b) 5 litros de acetileno (C₂H₂)
- 110.- Se hacen reaccionar 15 litros de hidrógeno con 15 litros de nitrógeno para obtener amoníaco. ¿Cuál será la composición volumétrica final de los gases?
- 111.- ¿Cuántos ml de sulfuro de hidrógeno en c.n. son necesarios para precipitar en forma de sulfuro de cobre(II) todo el cobre contenido en una disolución de 100 ml que contiene 0,75 gramos de cloruro de cobre (II)?
- 112.- Al tratar con un ácido 13 gramos de sulfito de sodio heptahidratado (con 7 moléculas de agua en su estructura molecular), se desprenden 1,2 litros de dióxido de azufre a 27°C y 770 mmHg ¿cuál es la pureza de la sal?
- 113.- El bicarbonato sódico es un remedio casero para la "acidez de estómago", reacciona con el HCl del estómago liberando dióxido de carbono y agua según la reacción:
- $$\text{HCO}_3^- (\text{ac}) + \text{H}^+ (\text{ac}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$$
- a) ¿Cuántos gramos de bicarbonato sódico son necesarios para neutralizar 100 ml de jugo gástrico de acidez excesiva (equivalente al HCl 0,1 M)?
- b) ¿Cuál sería el volumen de dióxido de carbono que se producirá teniendo en cuenta que la temperatura del cuerpo humano es de 37°C y la presión de 1 atm.?
- 114.- Se desea preparar 1,5 dm³ de una disolución 0,4 M de ácido clorhídrico. Para ello se parte de una disolución de ácido clorhídrico al 36% y cuya densidad es de 1,179 g/cm³.
- a) ¿Qué volumen de esta última disolución será necesario?.
- b) ¿Qué volumen de la disolución preparada se necesita para obtener 22,5 g de cloruro de bario?
- 115 ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado, del 98% en masa y densidad 1,84 g/ml se necesita para preparar 100 ml de ácido sulfúrico del 20% en masa y densidad 1,14 g/ml?. ¿Qué volumen de esta última disolución se necesitará para neutralizar a 1,2 g de hidróxido de sodio?

- 116.- El carbonato de magnesio reacciona con el ácido fosfórico (tetraoxofosfato (V) de hidrógeno) y da lugar a fosfato de magnesio, dióxido de carbono y agua.
- Escribir y ajustar la reacción.
 - Se mezclan 72 g de carbonato de magnesio y 37 ml de ácido fosfórico (densidad 1,34 g/ml y riqueza del 50% en masa). Calcular el volumen de dióxido de carbono que se obtiene medido sobre agua a 23 °C y presión total de 743 mmHg. Presión de vapor de agua a 23 °C = 21 mm Hg.
- 117.- El clorato de potasio reacciona con el azufre produciendo cloruro de potasio y desprendiendo dióxido de azufre. Calcula, si se ponen a reaccionar 20 g de clorato de potasio con 10 g de azufre:
- La masa de cloruro de potasio que se forma.
 - El volumen desprendido de dióxido de azufre medido a 22 °C y 758 mm Hg.
- 118.- El carburo de silicio reacciona con el hidróxido de potasio y con el agua, produciendo silicato de potasio, carbonato de potasio e hidrógeno. Calcula qué volumen de hidrógeno, recogido sobre agua a 17 °C y 758 mmHg, se obtendría si se introduce medio gramo de carburo de silicio en medio litro de disolución 0,04 M de hidróxido de potasio. Presión de vapor del agua a 17 °C, $P_V = 14,5$ mmHg.
- 119.- Al añadir agua a 80 g de carburo de calcio, CaC_2 , se produce hidróxido de calcio y acetileno, C_2H_2 . ¿Qué volumen de oxígeno a 20 °C y 747 mmHg se consumirán en la combustión del acetileno obtenido?.
- 120.- Dos reacciones características del alto horno son:
- Formación del monóxido de carbono (g) a partir de carbono (s) y de dióxido de carbono (g).
 - Reducción del óxido de hierro (III) con el monóxido de carbono de la reacción 1) dando lugar a hierro y dióxido de carbono (g).
- Escribir y ajustar ambas reacciones.
 - Calcular la masa de carbono que se necesita para desprender según la reacción 1) el monóxido de carbono necesario para reducir 100 kg de óxido de hierro (III), según la reacción 2).
- 121.- En el análisis de una muestra de blenda de riqueza desconocida, en la que todo el azufre se encuentra combinado como sulfuro de cinc, se tratan 0,9364 g de mineral con ácido nítrico concentrado. Todo el azufre pasa al estado de ácido sulfúrico y éste se precipita como sulfato de bario. El precipitado se filtra, se lava, se seca y se pesa. Se han obtenido 1,878 g de sulfato de bario. Calcula el tanto por ciento de sulfuro de cinc en la muestra de blenda analizada.

- 122.- Se dispone de una muestra de 12 g de un cinc comercial e impuro que se hace reaccionar con una disolución de ácido clorhídrico del 35% en masa y 1,18 g/ml de densidad.
- Escriba la ecuación del proceso que tiene lugar.
 - Determine la concentración molar del ácido.
 - Si para la reacción del cinc contenido en la muestra se han necesitado 30 ml del ácido, calcule el porcentaje de cinc en la muestra inicial.
- 123.- Una muestra de 0,136 g de una aleación de aluminio y cinc desprende 129 ml de hidrógeno (medidos a 27 °C y 1 atm de presión) cuando se trata con exceso de ácido clorhídrico. Calcula el porcentaje en masa de ambos metales en la aleación.
- 124.- Se trataron 2 g de una mezcla de magnesio y óxido de magnesio con exceso de ácido clorhídrico diluido; se recogieron 510 cm³ de gas hidrógeno sobre agua, a 20 °C, siendo la presión de 742 mmHg. Calcular:
- Cuántos moles de hidrógeno se formaron.
 - Porcentaje en masa de magnesio en la muestra inicial.
- Presión de vapor de agua a 20 °C = 17,5 mmHg.
- 125.- Se calienta una muestra de 635 g de sulfato de cobre (II) pentahidratado hasta su descomposición completa en agua, trióxido de azufre y óxido de cobre (II). Calcular:
- Volumen de vapor de agua desprendido, medido a 200 °C y 550 mmHg de presión.
 - Molaridad de la disolución de ácido sulfúrico que se obtendrá al recoger la totalidad del trióxido de azufre en agua, completando hasta un litro de disolución.
- 126.- El proceso de obtención del ácido sulfúrico a partir de la pirita puede ser representado mediante las ecuaciones:



- Calcula la masa de pirita que se necesita para obtener 100 kg de ácido sulfúrico suponiendo que la pirita es FeS₂ puro y que la reacción tiene un rendimiento del 100%.
 - Calcula la masa de pirita del 90% en FeS₂ que se necesita para obtener 100 kg de ácido sulfúrico suponiendo que el rendimiento global del proceso es del 80 %.
- 127.- Una empresa se dedica a la fabricación de fósforo. Una partida se ha impurificado con azufre. Para determinar el grado de impureza se toma una muestra de 4 g y se quema, obteniéndose como resultado de la combustión 8,3 g de una mezcla de dióxido de azufre y decaóxido de tetrafósforo. Calcula los gramos de azufre existentes en la mezcla inicial.

- 128.- Se disuelve en ácido nítrico una moneda de plata de 2,5 g. Cuando se añade cloruro de sodio a la disolución resultante la plata precipita recogiéndose 3 g de cloruro de plata. Determina el porcentaje de plata en la moneda.
- 129.- Algunos tipos de cerillas de madera empleaban un sulfuro de fósforo como material inflamable para la cabeza de la cerilla. El sulfuro se prepara calentando una mezcla de azufre y fósforo rojo. $4 P(s) + 3 S(s) \rightarrow P_4S_3$. En una operación ordinaria industrial, en la que se utilizaron las proporciones de reactivos señaladas por la estequiometría, se obtuvo el producto con un rendimiento del 82 % ¿Qué masa de fósforo se empleó para la producción de 18 Tm de sulfuro de fósforo?
- 130.- Un carbón de coque contiene 80% de C y 20% de cenizas en masa. Calcula el volumen de aire en condiciones normales que se necesita para la combustión completa de 1,00 kg de este carbón. Nota: Considérese el aire con la siguiente composición volumétrica: 80 % de nitrógeno y 20% de oxígeno.
- 131.- Para disolver 10,7 g de una mezcla de cinc con monóxido de cinc se necesitaron 100 g de una disolución de ácido clorhídrico al 10,22%. Calcula la composición de la mezcla de cinc y óxido de cinc.
- 132.- Al disolver en ácido nítrico diluido 3,04 g de una mezcla de Fe y Cu se desprendieron 0,986 l de NO en condiciones normales. Calcula la composición de la mezcla.
- $$3 Cu + 8 HNO_3 \rightarrow 3 Cu(NO_3)_2 + 2 NO + 4 H_2O$$
- $$Fe + 4 HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + 2 H_2O$$
- 133.- Si mezclamos una disolución de sulfuro de sodio con otra de nitrato de plata aparece un precipitado negro de sulfuro de plata de acuerdo con la reacción siguiente:
- $$Na_2S (aq) + 2 AgNO_3 (aq) \rightarrow 2 NaNO_3 (aq) + Ag_2S (s)$$
- Si en un matraz se mezclan 200 cm³ de una disolución 0,1 M de sulfuro de sodio con 200 cm³ de una disolución que contiene 1,70 g de nitrato de plata por litro ¿Qué cantidad de sulfuro de plata precipitará?
- 134.- Se diluyen 10,03 g de vinagre hasta 100 cc. y se valora una muestra de 25 ml con disolución de Ba(OH)₂ 1,76.10⁻² M, gastándose 34,30 cm³ ¿Cuál es el porcentaje de ácido acético en el vinagre?
- 135.- Cuando se quema magnesio (metal) en el aire se forma una mezcla de óxido de magnesio y nitruro de magnesio sólidos. 1,793 g de magnesio producen 2,844 g de la mezcla de los compuestos citados. Calcular el porcentaje en peso que corresponde a cada compuesto en la mezcla resultante.

