



Estequiometría

TEMA 2: ESTEQUIOMETRÍA. CONCEPTOS BÁSICOS.

1 TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

La idea de átomo era un antiguo concepto propuesto por Demócrito y los epicúreos griegos sobre el 400 a. J.C., pero sobrevivió durante 2 200 años como concepto filosófico, antes que realidad física. Fue John Dalton, quien en 1802, le da realidad material en su Teoría Atómica:

1. - Toda la materia está constituida por átomos, partículas fundamentales, indivisibles e indestructibles.

2.- Los átomos de un mismo elemento son iguales, tanto en peso como en propiedades químicas.

3.- Átomos de elementos diferentes tienen pesos distintos y propiedades químicas diferentes.

4.- Los átomos de diferentes elementos pueden combinarse en números enteros sencillos para formar compuestos.

5.- Cuando se descompone un compuesto, los átomos recuperados están sin modificar y pueden formar el mismo compuesto o compuestos nuevos.

Las fórmulas y ecuaciones químicas ideadas por Dalton no sólo eran simbólicas, sino cuantitativas:



A lo largo del s. XIX el modelo atómico de Dalton siguió prácticamente inalterado, pero los descubrimientos de nuevos tipos de radiación iban a cambiar este plácido panorama. A partir de aquí surgen los nuevos modelos de átomo que serán objeto de estudio en el segundo tema.

Cálculos con compuestos químicos: fórmulas y porcentajes.

Ejercicio 1.- Calcular la composición (en porcentaje) de las siguientes sustancias: a) sulfato de sodio. b) Hidróxido de sodio. c) cloruro de bario. d) Nitrato de potasio.

Ejercicio 2.- a) Un compuesto de masa molecular 126 contiene 25,4 % de azufre; 38,1 % de oxígeno; 36,5 % de sodio. ¿Cuál es su fórmula?

b) Hallar la fórmula de una sustancia cuya composición centesimal es: 38,67 % de K; 13,85 % de N y 47,48 % de O.



Estequiometría

Ejercicio 3.- En 1,07 g de un compuesto de cobre hay 0,36 g de este metal y 0,16 g de nitrógeno. El resto es oxígeno. Hallar la fórmula del compuesto.

Ejercicio 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.

2 LEYES PONDERALES. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

En el estudio experimental de las transformaciones químicas destacan las llamadas **leyes ponderales**, enunciadas entre 1785 y 1810, y que tanto significaron en el desarrollo de la Química. La ley de conservación de la masa fue enunciada por Lavoisier (1785): "**la masa total de las sustancias que reaccionan (reactivos) es igual a la masa total de las sustancias resultantes (productos)**":

$$\sum m_{\text{reactivos}} = \sum m_{\text{productos}}$$

En otras palabras, en un sistema cerrado (que no intercambia materia con el exterior), la masa total de las sustancias existentes no cambia, aunque se produzca reacción química.

Ejercicio 5.- Un trozo de estaño, después de calentado, pesa más que antes del calentamiento. ¿Se viola la ley de conservación?

Ejercicio 6.- La composición centesimal del bromuro de potasio, KBr, es 67,14% de Br y 32,86% de K. Si preparamos una reacción entre 36,0 g de Br y 25,62 de potasio, ¿qué cantidad de K quedará sin reaccionar?

.2.1 LEY DE LA COMPOSICIÓN CONSTANTE O DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

Enunciada por Proust: "**cuando dos o más elementos se unen para formar un mismo compuesto lo hacen siempre en una proporción en peso fija**".

La cantidad de cloro, por ejemplo, que se unirá a una cantidad determinada de sodio para formar sal común, estarán siempre en la siguiente proporción:

$$\frac{\text{sodio}}{\text{cloro}} = \frac{6,48}{10,00} = \frac{12,97}{20,00} = \frac{4,93}{7,61} = \dots = \text{constante}$$

Veamos en el siguiente cuadro algunos ejemplos:

Sustancia	Elemento	% en masa	Proporción
agua	hidrógeno oxígeno	11,1 88,9	1 : 8
carbonato de calcio	calcio oxígeno carbono	40 48 12	10 : 12 : 3
metano	hidrógeno carbono	25 75	1 : 3



Estequiometría

Reacciones con reactivo limitante:

Ejercicio 7.- Cuando 1,00 g de hierro reacciona con 1,00 g de azufre, se producen 1,57 g de sulfuro de hierro, quedando azufre sin reaccionar. Si ahora hacemos reaccionar 1,31 g de hierro con 0,63 g de azufre:

- ¿Quién quedará en exceso?
- ¿Qué cantidad de sulfuro de hierro se formará?
- ¿Cuál es la composición centesimal (o porcentaje de cada elemento) de dicho compuesto?

Ejercicio 8.- En el amoníaco, el nitrógeno y el hidrógeno se encuentran en la relación **4,632: 1**. Hallar la cantidad de amoníaco que podrá obtenerse a partir de 2,87 g de H.

.2.2 LEY DE LAS PROPORCIONES EQUIVALENTES

Richter, químico alemán, acuñó entre 1792 y 1802 el concepto de proporciones equivalentes: "**las mismas cantidades relativas de dos elementos que se combinan entre sí, se combinarán también con un tercer elemento**".

Actualmente, se fija a cada elemento un número que representa su peso de combinación relativo a los demás, denominado **peso equivalente**. Al elemento de menor peso equivalente, hidrógeno, se le asigna el valor 1.

Ejercicio 9.- Los datos recogidos del análisis de un compuesto de azufre e hidrógeno nos indican que hay 13,232 g de azufre por cada 0,832 g de hidrógeno. Por otra parte, de otro análisis de un compuesto de azufre y cadmio se obtiene que 9,016 g de cadmio se hallan combinados con 2,572 g de azufre. Hallar el peso de combinación o peso equivalente del cadmio.

Ejercicio 10.- Un óxido de cloro contiene 18,41% de oxígeno; el óxido de cinc contiene 80,34% de cinc, el cloruro de cinc contiene 52,03% de cloro. Demostrar que constituyen un ejemplo de la ley de las proporciones recíprocas o equivalentes.

Si peso equivalente de un elemento o compuesto es la cantidad del mismo que se combina o reemplaza a 1,008 partes de hidrógeno, podemos relacionar peso atómico y equivalente como,: **Peq = A(peso atómico) / valencia**.

Ejercicio 11.- a.- Si 7,64 g de fósforo se combinan con 0,75 g de hidrógeno, calcular el peso equivalente del fósforo.

b.- Si 23,192 g de cadmio reaccionan totalmente con 0,416 g de hidrógeno, deducir el peso equivalente del cadmio.

Ejercicio 12.- Al pasar una corriente de cloro sobre 16,000 g de estaño se forman 35,116 g de tetracloruro de estaño; si el peso equivalente del cloro es 35,46, hallar el peso equivalente del estaño en dicho compuesto, así como su masa atómica.



Estequiometría

.2.3 LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

Fue enunciada por John Dalton en 1803 y como consecuencia de su Teoría Atómica expuesta en 1802. Ambas vinieron a clarificar los aspectos oscuros de los procesos químicos y darle sentido en el marco de una teoría que fue rápidamente aceptada: " **las cantidades de un determinado elemento que se combinan con una misma cantidad de otro, para formar en cada caso un compuesto distinto, están en la relación de números enteros sencillos.**" Y ésto es así porque los átomos se combinan según números enteros pequeños.

Ejercicio 13.- Comprobar la ley de Dalton de las proporciones múltiples en la formación de los diferentes óxidos de nitrógeno:
relación O/N (1) = 0,571; rel. O/N (2)= 1,142; rel. O/N (3)= 1,713; rel. O/N (4)= 2,284;
rel. O/N (5)= 2,855

Ejercicio 14.- El estaño forma dos cloruros cuyos contenidos en estaño son 88,12% y 78,76 %. ¿Qué ley ponderal se cumple?

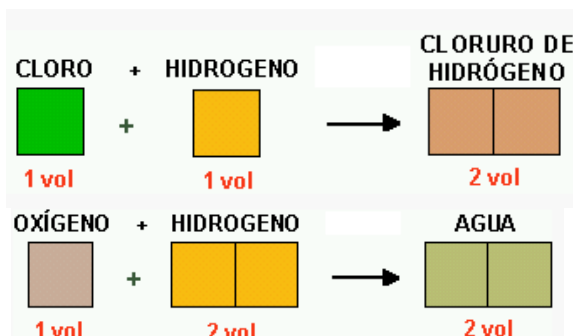
Ejercicio 15.- El manganeso forma tres óxidos, en los que los porcentajes de oxígeno son 22,54%, 30,38% y 36,78%. Comprobar que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

3 LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN

Las hipótesis atómicas de Dalton podían explicar los fenómenos conocidos en su época. Pero no tardaron en aparecer las dificultades. La mayoría de ellas debidas al comportamiento de los gases.

El estudio de las reacciones en las que intervienen gases es sencillo, si se miden los volúmenes gaseosos antes y después de la reacción. El volumen que ocupa una determinada masa depende de la presión y de las temperatura; por tanto, en los experimentos con gases sólo se podrán comparar los resultados cuando los volúmenes estén medidos a la misma P y T.

En 1805, Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850) inició una serie de experimentos para determinar el volumen de oxígeno contenido en el aire. Al hacer explotar una mezcla de hidrógeno y oxígeno para formar agua (a 1 atmósfera de presión y $T^a = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$, se forma agua en estado gaseoso o vapor de agua)., encontró que estos gases siempre reaccionaban en la proporción de doble volumen de hidrógeno que de oxígeno. Realizó otras reacciones químicas, siempre realizadas a la misma P y T, y encontró:





Estequiometría

La hipótesis de Dalton podía explicar la primera reacción (la formación de ácido clorhídrico), pero en la segunda reacción (formación de agua), sobraría 1 volumen de hidrógeno.

Las relaciones entre los volúmenes de los gases en las reacciones anteriores son:

Hidrógeno 1 Volumen	+	Cloro 1 Volumen	Cloruro de Hidrogeno 2 Volúmenes	Relación 1:1:2
Hidrógeno 2 Volúmenes	+	Oxígeno 1 Volumen	Agua (Vapor) 2 Volúmenes	2:1:2

Con esta base experimental, Gay-Lussac formuló en 1808 la **Ley de los volúmenes de combinación**, ahora conocida como **Ley de Gay-Lussac**: " los volúmenes de los gases que reaccionan entre sí y los volúmenes de los productos gaseosos de la reacción están en la relación de números enteros sencillos, siempre que se midan a la misma presión y temperatura."

Ejercicio 16.- A la presión de 1 atm y 120 °C de Tª, 10 l de hidrógeno se combinan completamente con un volumen de oxígeno de: a) 10 l, b) 5 l, c) 20 l, calcular el volumen de agua que resulta en cada caso.

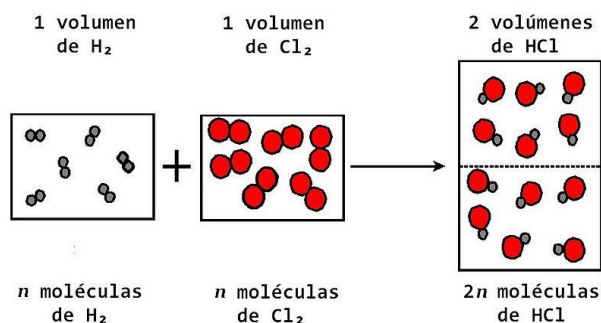
4 LEY DE AVOGADRO

Dalton consideraba que las partículas de elementos gaseosos que reaccionaban eran **monoatómicas** (formadas por un solo elemento), por lo que fracasaba en la interpretación de la Ley de Gay-Lussac. En 1811 El físico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856), formuló la hipótesis que podía explicar la ley de volúmenes de combinación, si se aceptaba que las partículas de los elementos gaseosos no eran átomos aislados, sino agrupaciones de átomos a los que llamó **moléculas**. La hipótesis de Avogadro establece que: "**volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas**".

Las moléculas de los elementos gaseosos, en general, están formados por dos átomos iguales unidos entre sí, son **diatómicos**. El subíndice indica el número de átomos combinados que hay en la molécula: H₂; N₂; O₂; etc.

Revisemos ahora, a la luz de la Hipótesis de Avogadro, la Ley de Gay-Lussac:

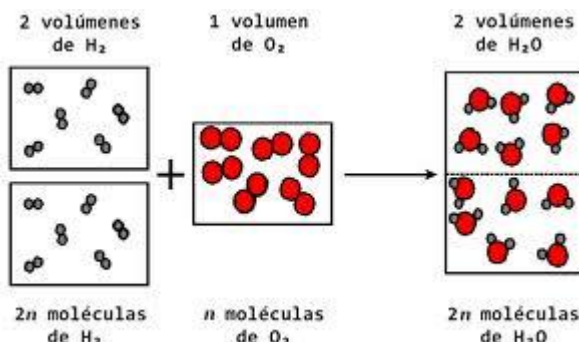
La Ley experimental de Gay-Lussac se puede explicar al aplicar la hipótesis con moléculas diatómicas de hidrógeno y cloro.





Estequiometría

Para la reacción de formación del agua,:



La notación química de la reacción es: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.

Ejercicio 17.- Cinco litros de hidrógeno contienen *menor - igual - mayor* número de moléculas que cinco litros de oxígeno (ambos volúmenes medidos a las mismas condiciones de P y T).

Ejercicio 18.- Los volúmenes de los gases de la tabla siguiente están medidos a las mismas P y T^a, completarla:

Gas	Cloro	Oxígeno	Nitrógeno	Metano	Amoníaco
Volumen (l)	3	3	1	6	12
Número de moléculas	x	?	?	?	?

Ejercicio 19.- Un volumen de nitrógeno reacciona con tres volúmenes de hidrógeno y se producen dos volúmenes de amoníaco. Las tres sustancias son gases. En condiciones normales (C.N. = 1 atm y 0 °C), las masas de 1 l de nitrógeno y de 1 l de hidrógeno son 1,25 g y 0,09 g, respectivamente. Calcular:

a.- La masa de 1 l de amoníaco en c.n.

b.- La relación de masas en la que se combinan el nitrógeno y el hidrógeno en esta reacción.

5 LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES DE DALTON

Se puede demostrar que en una mezcla de gases que no reaccionen entre ellos, cada uno se comporta como si estuviera solo en el recipiente, ejerciendo una presión conocida como presión parcial.

La presión parcial se define como la presión que ejercería un gas, si fuese el único que ocupase el recipiente. Dicha presión parcial se calcula como producto de la fracción molar del gas multiplicada por la presión total en el recipiente: $P_i = X_i \cdot P_T$. Se entiende por fracción molar de un gas el cociente entre el número de moles de dicho gas y el número total de moles: $X_i = n_i / n_T$

Como es natural, la suma de todas las presiones parciales será igual a la presión total. $\sum P_i = \sum (X_i \cdot P_T) = 1 \cdot P_T = P_T$, lo que nos lleva a la ley de Dalton, que establece que: "la presión total ejercida por una mezcla de gases es igual a la



Estequiometría

suma de las presiones parciales que ejerce cada gas, siempre que no exista reacción entre ellos."

Ejercicio 20.- Se introducen en un recipiente de 25 cm^3 de volumen, que contiene dióxido de carbono a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm de presión, 25 cm^3 de oxígeno a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y $0,13 \text{ atm}$ de presión. ¿Cuál será la presión final? ¿Cuál será la fracción molar de cada uno?

6 MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES. CONCEPTO DE MOL

Unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa del isótopo de carbono de número atómico 12; equivale a $1,6605655 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Masa atómica, A, también llamada peso atómico de un elemento, es la masa de uno de sus átomos en unidades de masa atómica, o sea, el número de veces que la masa media de uno de sus átomos contiene a la doceava parte de la masa de un átomo de C^{12} . En base a este concepto, construimos la **escala de masas atómicas**, Por ejemplo, el átomo de Li posee masa atómica $7 \text{ u} \Rightarrow 7 \cdot 1,6605655 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 11,6239585 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

En ocasiones por comodidad, hablamos de la masa atómica relativa del litio como 7.

La masa molecular es la suma de las masas atómicas de los elementos que componen la "molécula" (suponiendo que todos los compuestos formasen moléculas y suponiendo que la fórmula del compuesto nos da la molécula)-

Se ha calculado que existen $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de cualquier elemento por cada mol del mismo. Este número se representa por N y se conoce con el nombre de **Número de Avogadro**. Es también el número de "moléculas" que hay en cada mol de un compuesto.

Se define **mol** como la **cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg de carbono 12**. Las entidades elementales pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones,....

La **masa molar, M**, masa de un mol, es el número que da la masa atómica (peso atómico) expresado en gramos. Así, masa molar del Ca es $40,08 \text{ g}$ de calcio. Hay, por tanto, $40,08 \text{ g}$ de Ca por cada mol del mismo. Es también el número de gramos que expresa la masa molecular (peso molecular). Así, la masa molar del $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ es $241,862 \text{ g}$, y existen N "moléculas" por masa molar.

Sabemos que el nitrato de hierro(III) es un compuesto iónico y por tanto no forma moléculas. Deberíamos hablar más correctamente de *agrupaciones* de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Por eso es mucho más correcto hablar de masa molar que de masa molecular.

El número de moles n , se calcula:
$$n_{\text{moles}} = \frac{m}{M};$$
 donde $m =$ masa en g y $M =$ masa molar

Ejercicio 21.- En $35,6 \text{ g}$ de oro: a) ¿Cuántos moles de oro hay? b) ¿Cuántos átomos existen? c) ¿A cuántas **uma** equivalen?



Estequiometría

Ejercicio 22.- ¿A cuántos moles equivalen 132 g de CO_2 ? (C= 12; O= 16)

Ejercicio 23.- a.- ¿A cuántos gramos equivalen 4 moles de ácido sulfúrico H_2SO_4 ? (H= 1; S= 32; O= 16).

b.-¿Cuántas moléculas de butano C_4H_{10} , hay en 348 g de dicho compuesto?

Ejercicio 24.- Una cucharilla de 100 cm^3 de capacidad, llena de agua, ¿cuántas moléculas de agua contiene? (H= 1; O= 16); densidad del agua: 1 g/ cm^3

Ejercicio 25.- ¿Cual es la masa en gramos de una molécula de amoníaco, NH_3 ? (N= 14; H= 1).

7 VOLUMEN MOLAR. ECUACIÓN DE LOS GASES IDEALES

El volumen molar de un gas es el volumen que ocupa un mol del mismo. En base a la Ley de Avogadro, en condiciones normales de presión y temperatura, cualquier gas ocupa 22,4 litros.

En otras condiciones distintas, observemos el siguiente cuadro:

Ley de Boyle (T, n = ctes.)	Ley de Charles- Gay Lussac (P, n = ctes.)	Ley de Avogadro (P,T = ctes.)
$V \propto 1/P$	$V \propto T$	$V \propto n$

Podemos deducir que $V \propto (T \cdot n) / P$, donde la proporcionalidad equivale a $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{litro/mol} \cdot \text{K} \Rightarrow P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ o **ecuación de los gases perfectos**.

La ecuación puede usarse para calcular la densidad y masa molar de un gas. Si $d = m / V$ y $n_{\text{moles}} = \frac{m}{M}$; luego : $P \cdot M = d \cdot R \cdot T$, que es la llamada ecuación de Clapeyron.

Ejercicio 26.- Si 0,5 moles de un gas, que suponemos ideal, ocupan 8 l de volumen a la presión de 5 atm, calcular la temperatura a la que se encuentra el gas.

Ejercicio 27.- Calcular la densidad del fosfano PH_3 a $50 \text{ }^\circ\text{C}$ y 0,93 atm de presión.

Ejercicio 28.- ¿Qué volumen ocupa una muestra de xenón si su masa es 0,23 g y se encuentra a $37 \text{ }^\circ\text{C}$ y 0,25 atm de presión?

Ejercicio 29.- Calcular la densidad del silano SiH_4 a $27 \text{ }^\circ\text{C}$ y 190 mm de Hg de presión.

Ejercicio 30.- En una experiencia química se han obtenido 43,35 l de hidrógeno. La masa de este gas es 3,716 g. El volumen ha sido medido a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ y 724,4 mm de Hg de presión. Calcular la masa molecular relativa del hidrógeno.



Estequiometría

8 PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

Una **disolución** (o solución) es una mezcla homogénea de dos o más sustancias y cuya composición puede variarse. Las más comunes son las de sólidos en líquidos. Los componentes de una disolución son al menos dos: el **disolvente** o medio de dispersión (el líquido) y el **soluto**, que es la sustancia que se disuelve (el sólido).

Para preparar una solución con determinada concentración, se mide la cantidad de soluto en la balanza y se disuelve en una cantidad de disolvente menor de la necesaria, para a continuación añadir la cantidad restante de dicho disolvente.

Relación entre las distintas formas de expresar la concentración: las distintas formas de expresar la concentración de una disolución pueden transformarse entre sí, bien directamente o mediante el conocimiento de la densidad de la misma

a.- **Molaridad (M):** número de moles disueltos en 1000 ml o 1 l de disolución.

b- **Normalidad (N) :** número de equivalentes de soluto por litro de disolución.

El número de equivalentes se obtiene dividiendo la masa del soluto entre el peso equivalente de éste.

Recordar que el peso equivalente-gramo es la cantidad de una sustancia que se une o sustituye a 1,008 g de hidrógeno.

El peso equivalente de una sustancia se obtiene **dividiendo** su masa molar entre la valencia correspondiente. Para hallar la valencia de un compuesto debemos seguir las siguientes reglas si el soluto es un ácido o una base; (en otros casos lo estudiaremos más adelante):

- La valencia de un ácido es igual al nº de átomos de hidrógeno sustituibles en cada molécula.

- La valencia de un hidróxido es igual al número de grupos OH de la molécula.

- La valencia de una sal es igual al número de átomos del metal multiplicado por su valencia.

Ejercicio 31.- Completar la tabla siguiente:

SUSTANCIA	MASA MOLAR	VALENCIA	PESO EQUIVALENTE.
Ca	40		
HCl	36,5		
HNO ₃	63		
H ₂ SO ₄	98		
NaOH	40		
Ba(OH) ₂	171,4		
AlCl ₃	133,4		
Al ₂ (SO ₄) ₃	342		

Conviene recordar que molaridad y normalidad vienen relacionadas mediante la expresión:

$$N = M \cdot \text{valencia}$$



Estequiometría

Ejercicio 32.- Calcula la molaridad de una disolución de ácido nítrico, si la riqueza es del 69 % y la densidad 1,41 kg/l. Determinar la normalidad.

Ejercicio 33.- ¿Cuál es la masa de soluto contenida en 62 ml de una disolución 1,5 M de cloruro de litio LiCl?

c.- **Porcentaje en masa (% masa)** : Indica los gramos de soluto por 100 g de disolución.

d.- **Porcentaje en volumen (% vol.)** : Hace referencia a conjuntos de líquidos y se define como el número de mililitros (cm^3) de soluto contenidos en 100 ml de disolución.

e.- **Partes por millón (ppm)** : indica el número de gramos de soluto por cada 10^6 g de disolución, en disoluciones acuosas es equivalente a miligramos de soluto por litro de disolución, pues la densidad es casi la unidad.

f.- **Partes por billón (ppb)** : igual al anterior pero por billón de g de disolución.

g.- **Molalidad (m)** : número de moles de soluto por kilogramo de disolvente. Una disolución es 1 molal cuando contiene 1 mol de sustancia en 1000 g de disolvente. No depende de la temperatura, como molaridad y normalidad, al no depender del volumen de la disolución.

h.- **Fracción molar (χ)** : número de moles de cada componente respecto al número de moles totales. La suma de fracciones molares de una disolución es 1.

Tabla resumen para el cálculo de las diversas concentraciones:

Tipo de concentración	Fórmula
Molaridad	$M = \frac{n_{\text{solute}}}{v_{\text{disolución}} (l)}$
Normalidad	$N = \frac{n^{\circ} \text{equiv. gramo}}{v_{\text{disolución}} (l)} \quad \text{o bien} \quad N = M \cdot \text{valencia}$
Tanto por ciento en masa	$\%_{\text{masa}} = \frac{m_{\text{solute}} (g)}{m_{\text{disolución}} (g)} \cdot 100$
Tanto por ciento en volumen	$\%_{\text{volumen}} = \frac{v_{\text{solute}} (ml)}{v_{\text{disolución}} (ml)} \cdot 100$



Estequiometría

Tipo de concentración	Fórmula
Partes por millón	$ppm = \frac{m_{\text{solute}} (\text{g})}{m_{\text{disolución}} (\text{g})} \cdot 10^6$
Partes por billón	$ppb = \frac{m_{\text{solute}} (\text{g})}{m_{\text{disolución}} (\text{g})} \cdot 10^{12}$
Molalidad	$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})}$
Fracción molar del soluto	$\chi_{\text{solute}} = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{disolvente}}}$
Fracción molar del disolvente	$\chi_{\text{disolvente}} = \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{disolvente}}}$ <p style="text-align: center;"><i>o bien</i></p> $\chi_{\text{disolvente}} = 1 - \chi_{\text{solute}}$

Ejercicio 34.- Calcula la molaridad y normalidad de una solución de cloruro de bario BaCl_2 , al 18 %, si su densidad es 1,6 kg/l.

Ejercicio 35.- Calcula la molaridad y normalidad de una solución de bromuro de potasio KBr , al 14 % si su densidad es 1,1 kg/l.

Ejercicio 36.- Una solución se prepara añadiendo 499 g H_2O a 23,5 g de Na_2CO_3 , resultando con una densidad de $1,045 \text{ g/cm}^3$. Calcular la concentración de la misma expresada en : a) % en peso. b) Molaridad c) Normalidad. d) Molalidad. e) Fracción molar, f) ppm y g) ppb.

Ejercicio 37.- Se prepara una disolución disolviendo 88,750 g de FeCl_3 en 228,225 g de H_2O , obteniendo 0,250 l de disolución. Expresar la concentración de la disolución en : a) Molalidad. b) Molaridad. c) Fracción molar de FeCl_3 . d) Porcentaje en peso.

Ejercicio 38.- Una disolución de HCl al 20% en peso tiene una densidad de $1,098 \text{ g/cm}^3$. Expresar la concentración en : a) molaridad (M), b) normalidad (N), c) molalidad (m), d) fracción molar de cada componente (X).



Estequiometría

Ejercicio 39.- Una disolución acuosa de H_2SO_4 es 1,81 M y 1,94 m. ¿Cuál es su densidad?

Ejercicio 40.- ¿A cuántas ppm equivale una concentración de Fe al 0.0005 %? ¿Y una concentración de Hg al 0,000000008 %?

Ejercicio 41.- La etiqueta de un frasco de ácido clorhídrico indica que tiene una concentración del 20% en peso y que su densidad es 1,1 g/mL.

- Calcula el volumen de este ácido necesario para preparar 500 mL de HCl 1,0 M.
 - Se toman 10 mL del ácido más diluido y se le añaden 20 mL del más concentrado, ¿cuál es la molaridad del HCl resultante?
- Datos: Masas atómicas Cl=35,5; H=1. Se asume que los volúmenes son aditivos.

9 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Las transformaciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**, donde los productos iniciales, reactivos, se transforman en sustancias nuevas o productos. La ley de conservación de Lavoisier se expresa en el ajuste de la reacción, o sea, en la correcta indicación de los coeficientes estequiométricos.

Las reacciones químicas nos informan sobre la naturaleza de las sustancias que intervienen (sólidos, líquidos y gases), las moléculas que reaccionan y las cantidades absolutas en gramos de reactivos que se consumen y productos que se forman.

Ejercicio 42.- Formular y ajustar la reacción:

ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno) + óxido de aluminio \rightarrow tricloruro de aluminio + agua.

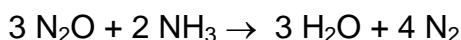
Ejercicio 43.- Formular y ajustar la reacción:

ácido sulfúrico + aluminio \rightarrow sulfato de aluminio + hidrógeno

Ejercicio 44.- El etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, reacciona con el oxígeno y desprende óxido de carbono (IV) y agua, ajusta la reacción.

Pueden establecerse diferentes tipos de relaciones entre las sustancias que participan en una ecuación química:

A) **Relaciones moleculares:** en la reacción:



realizada a altas temperaturas, 3 moles de óxido de nitrógeno (I) reaccionan con 2 moles de amoníaco para dar 3 moles de agua y 4 moles de nitrógeno.

B) **Relaciones en peso:** al cumplirse la Ley de Lavoisier, pueden establecerse relaciones ponderales entre los reactivos y productos.



Estequiometría

C) **Relaciones peso-volumen y volumen-volumen:** al existir relación entre el peso y el volumen ocupado por un gas, no hay inconveniente en que, cuando sea necesario, se sustituya en las ecuaciones químicas el peso del gas por su volumen.

Ejercicio 45.- Hallar el peso de H₂O que se forma en la descomposición de 18,008 g de ácido oxálico dihidratado, C₂O₄H₂·2H₂O, según la ecuación:



Ejercicio 46.- ¿Qué masa de sulfato de cobre (II) podemos obtener por la acción de 2,95 g de ácido sulfúrico concentrado y caliente, sobre un exceso de cobre metal?

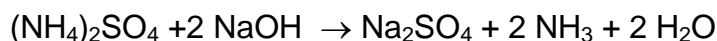


Ejercicio 47.- ¿Qué volúmenes de nitrógeno e hidrógeno, medidos en c.n. (1 atm y 0°C) se precisan para obtener 16,8 l de amoníaco medidos en esas mismas condiciones? Suponer que la reacción es completa.

Es importante conocer el rendimiento global de la reacción, bien porque los reactivos que intervienen no son puros, o debido a que el proceso químico de transformación no ocurre completamente, ambos efectos serán lo más frecuente en el trabajo del químico. Expresamos el rendimiento como:

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{producto real obtenido}}{\text{producto teórico obtenible}} \cdot 100$$

Ejercicio 48.- Hallar la pureza de una muestra de sulfato de amonio de la que tomados 13,162 g y tratados con exceso de sosa caústica hacen desprender 3,771 l de amoníaco medidos a 18 °C y 742 mm de Hg.



Ejercicio 49.- La reacción de combustión del carbono en cantidad controlada de oxígeno produce monóxido de carbono: $2 \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$.

La cantidad de este último es menor de la teórica, debido a que también tiene lugar la reacción: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$.

Si a partir de 4,54 g de C se han obtenido 7,39 l de CO a 22 °C y 764 mm de Hg, ¿cuál ha sido el rendimiento?



Estequiometría

En los laboratorios, la mayor parte de los reactivos se encuentran disueltos en forma de disolución. Entre sus ventajas, cabe señalar la rapidez de la reacción, al estar los reactivos dispersos en forma de solutos; en segundo lugar, podemos disponer de productos en cantidad tan minúscula (en disoluciones muy diluidas), que sería imposible manejarlas para su peso en estado sólido.

Ejercicio 50.- Calcular la cantidad de caliza, sabiendo que su riqueza en carbonato de calcio es del 83,6 %, que podrán ser atacados por 150 ml de disolución de ácido clorhídrico 1 N. $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

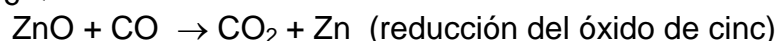
Ejercicio 51.- ¿Qué cantidad de Al se podrá obtener a partir de 1 tonelada de bauxita (Al_2O_3) del 60% de riqueza?

Ejercicio 52.- La blenda, ZnS, por tostación, origina óxido de cinc y óxido de azufre. El óxido de cinc puede reducirse a cinc puro mediante monóxido de carbono obtenido por oxidación incompleta de carbón:

a.- ¿Qué cantidad de óxido de cinc se obtendría por tostación de 500 g de una blenda, cuya riqueza mineral es del 60 %?



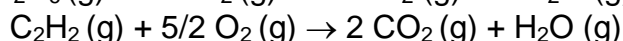
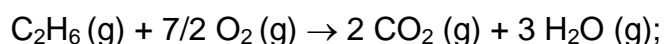
b.- ¿Qué cantidad de monóxido de carbono sería preciso para reducir el óxido de cinc obtenido? ¿Qué cantidad de cinc se obtendrá si el rendimiento es del 80 %?



c.- ¿Qué cantidad de carbono se precisaría para obtener el monóxido de carbono anterior, si el rendimiento de la reacción es del 50 %?



Ejercicio 53.- Para quemar completamente una mezcla equimolecular de etano, C_2H_6 , y acetileno, C_2H_2 , han sido necesarios 240 ml de oxígeno, medidos en C.N. ¿Qué pesos de ambos gases existían en la mezcla inicial?



Ejercicio 54.- Se mezclan 25 cm^3 de aire con 25 cm^3 de hidrógeno. Después de la combustión el volumen de la mezcla de hidrógeno y nitrógeno resultante, medido en las mismas condiciones iniciales, es de $34,25 \text{ cm}^3$. Calcular la composición centesimal del aire.

Ejercicio 55.- Al quemar butano y propano se originan dióxido de carbono y agua. En una experiencia de laboratorio se quemaron completamente 16 g de una mezcla de propano y butano y, al enfriar el vapor de agua obtenido, se observó que a la temperatura de $4 \text{ }^\circ\text{C}$, ocupaba un volumen de $25,2 \text{ cm}^3$. ¿Cómo estaba constituida la mezcla?



Estequiometría

ACTIVIDADES DE SELECTIVIDAD

1º) Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones. a) dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos; b) la masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.

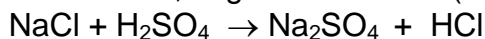
2º) Se toman 25 mL de un ácido sulfúrico de densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$ y del 96 % de riqueza en peso y se le adiciona agua hasta 250 mL.

a) Calcule la molaridad de la disolución resultante.

b) Describa el material necesario y el procedimiento a seguir para preparar la solución.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

3º) Se prepara ácido clorhídrico por calentamiento de una mezcla de cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado, según la reacción (sin ajustar):



Calcula: a) la masa, en gramos, de ácido sulfúrico del 90 % de riqueza que será necesario para producir 1 Tm de disolución concentrada de ácido clorhídrico del 42 % en peso, b) la masa de cloruro de sodio consumida en el proceso.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32, Cl = 35,5.

4º) El sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, se utiliza como fertilizante en agricultura. Calcule: a) el tanto por ciento en peso de nitrógeno en el compuesto; b) la cantidad de sulfato de amonio necesaria para aportar a la tierra 10 kg de nitrógeno.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32.

5º) Razone qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos: a) 0,5 moles de SO_2 ; b) 14 gramos de nitrógeno molecular; c) 67,2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura. Masas atómicas: N = 14; O = 16; S = 32.

6º) Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcule: a) el volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27°C y 740 mm de mercurio de presión; b) la masa de sulfato de cinc formada si la reacción tiene un rendimiento del 80 %.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65,4.

7º) Calcule:

a) La masa, en gramos, de una molécula de agua.

b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.

c) El número de moléculas que hay en 11,2 L de H_2 , que están en condiciones normales de presión y temperatura.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.



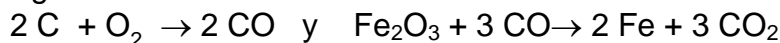
Estequiometría

PROBLEMAS DE AMPLIACIÓN

A1: En la síntesis del amoníaco: $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$, calcula el volumen de nitrógeno, medido en C.N., que debe reaccionar con 50 litros de hidrógeno, medidos a 20 °C y 1,5 atm de presión. Se supone que la reacción es completa.

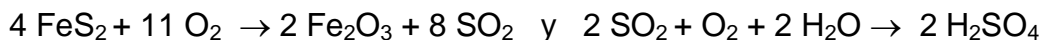
A2: La concentración de iones sodio, Na^+ , en el suero humano sanguíneo es de 3,4 g/l. ¿Cuál es la molaridad?

A3: Calcular el oxígeno que necesita un alto horno para obtener 10 toneladas diarias de lingote de hierro, si se aprovecha el 40 % del oxígeno introducido. El proceso que tiene lugar en el alto horno se resume en:

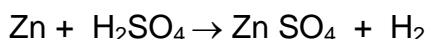


A4: Una mezcla de 100 cm³ de oxígeno y 50 cm³ de hidrógeno contenida en un recipiente, se hace reaccionar, obteniendo agua. Si se mantiene la temperatura a 100 °C y la presión a 1 atm, calcular la composición del gas resultante. Considerar que el oxígeno está en exceso.

A5: Calcular cuántos kg de ácido sulfúrico del 98 % de riqueza pueden obtenerse a partir de una tonelada de piritita, FeS_2 , del 75 % de pureza. El proceso se resume:



A6: Al disolver cinc en un ácido, se desprenden 250 ml de H_2 medidos en c.n. ¿Qué masa de cinc ha reaccionado?



A7: Al analizar un óxido de calcio se encontró que contenía 3,2 g de oxígeno y 8 g de calcio. Al repetir la operación con una muestra de cloruro de calcio se pudo comprobar que contenía 14,2 g de cloro por cada 8 g de calcio. El análisis de una tercera muestra reveló que contenía 2,84 g de cloro y 0,64 g de oxígeno. Demostrar con estos datos qué ley o leyes ponderales de la Química cumplen estos compuestos.

A8: Tenemos una mezcla de 20 litros de nitrógeno y 70 litros de hidrógeno. Si estos gases reaccionan para formar amoníaco, ¿cuántos litros de este último gas, medidos en las mismas condiciones, se producirán, suponiendo que el rendimiento de la operación sea del 60 %?

A9: Calcular la masa molecular del carbonato de calcio, cuya fórmula es CaCO_3 .

A10: Tenemos dos minerales, cuyas fórmulas más sencillas son Cu_5FeS_4 y Cu_2S . ¿Cuál de los dos es más rico en cobre?



Estequiometría

A11: 150 g de una muestra de oligisto (Fe_2O_3) tiene un 25% de impurezas. ¿Qué cantidad contiene de hierro?

A12: El abonado de cierta tierra de labor exige anualmente 320 kg de nitrato de Chile (nitrato de sodio). Se ha decidido emplear, en lugar de dicho abono, nitrato de Noruega (nitrato de calcio). ¿Cuántos kilogramos de este último deberá utilizarse para que no se modifique la aportación de nitrógeno fertilizante al terreno?

A13: Para la obtención de azufre se ha utilizado una roca que contiene 35 % de azufre. Con 40 toneladas de esta materia prima se obtuvieron 10,5 toneladas de azufre con un 7% de impurezas. ¿Cuál es el rendimiento de la operación y el peso de azufre no aprovechado?

A14: ¿Cuál es la fórmula empírica de una sustancia cuya composición centesimal es: 0,8 % de H; 36,5 % de Na; 24,6 % de P y 38,1 % de O.

A15: La masa molecular de un compuesto orgánico es 46 y su composición centesimal es la siguiente: 52,71 % de C; 34,78 % de O y 13,05 % de H. ¿Cuál es su fórmula molecular?

A16: 625 mg de un gas desconocido ocupan un volumen de 175 cm^3 en C.N. ¿Cuál es su masa molecular?

A17: ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,30 moles de $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$?

A18: Calcular: a) cuántos átomos de fósforo hay en 0,25 moles de P_2O_5 . b) La masa, en gramos, de $2 \cdot 10^{24}$ átomos de cinc.

A19: ¿Dónde existe mayor número de átomos?: a) en 0,5 moles de SO_2 . b) En 14 g de nitrógeno. c) en 67,2 litros de helio en c.n. d) En 4 g de hidrógeno.

A20: En un recipiente cerrado de 2 litros de capacidad hay 3,5 g de oxígeno a 20°C . La presión exterior es de 740 mm de Hg y, la temperatura, 20°C . Si se abre el recipiente, ¿entrará aire o saldrá oxígeno de él?

A21: En el interior de una válvula electrónica, cuyo volumen es de 100 cm^3 , hay una presión de $1,2 \cdot 10^{-5}$ mm de Hg a 27°C . Durante su funcionamiento alcanza una temperatura de régimen de 127°C . Calcular el número de moléculas de gas existentes dentro de la lámpara, así como la presión en su interior a la T^a de régimen.

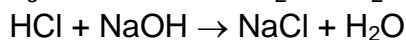
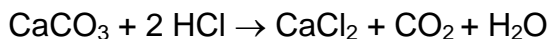
A22: La combustión del butano, C_4H_{10} , requiere oxígeno y produce dióxido de carbono y agua. ¿Cuántos litros de dióxido de carbono, medidos a 25°C y 750 mm de Hg, se obtendrán al quemar 1000 g de butano?

A23: Se desea conocer la pureza de una caliza mineral y, para ello, se disuelven 0,750 g de ella en 50 cm^3 de HCl 0,15 M. El exceso de ácido añadido



Estequimetría

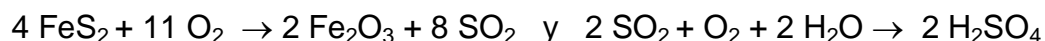
consume en su valoración $4,85 \text{ cm}^3$ de NaOH $0,125 \text{ M}$. ¿Cuál es el porcentaje de carbonato de calcio que contiene la muestra?



A24: Al transformar en oxígeno el ozono de una muestra de aire ozonizado, la presión pasa de 750 mm a 780 mm de Hg, a volumen y temperatura constante. Hallar la proporción de ozono en la muestra de aire.

A25: Se tiene una mezcla de propano y oxígeno al 50% en volumen. Se produce la combustión de ambos mediante una chispa eléctrica, y a los gases originados se les extrae totalmente el agua, haciéndolos pasar a través de un desecador. ¿Cuál es la composición volumétrica de los gases resultantes?

A26: Se tuestan 5 kg de pirita de un 80% de riqueza. El dióxido de azufre producido se convierte en ácido sulfúrico y se diluye con agua hasta obtener una disolución $2,5 \text{ N}$. Calcular el volumen de disolución $2,5 \text{ N}$ de ácido sulfúrico que se obtiene.



A27: Al quemar 40 cm^3 de una mezcla de metano y propano, con suficiente cantidad de oxígeno, se producen 100 cm^3 de CO_2 . Calcular: a.- La composición de la mezcla. b.- El volumen de oxígeno necesario para la combustión completa de la mezcla.



Estequiometría

SOLUCIONES A LOS EJERCICIOS DEL TEMA 2

- 1- a) 32,4% (Na), 22,5% (S), 45,1% (O) b) 57,5% (Na), 40,0% (O), 2,5% (H)
c) 34,08% (Cl), 65,92% (Ba) d) 38,67% (K), 13,85% (N), 47,48% (O)
- 2- a) Na_2SO_3 b) KNO_3
- 3- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 4- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- 5- No, se forma el óxido
- 6- 8 g
- 7- a) Fe b) 1,735 g c) 63,69% (Fe), 36,31% (S)
- 8- 16,16 g
- 9- 55,75 g
- 10- 1,085 g Cl / 1 g Zn
- 11- a) 10,19 g b) 55,75 g
- 12- 29,67 g ; 118,7 u
- 13- Comprobación
- 14- Ley de las proporciones múltiples
- 15- Comprobación
- 16- a) 10 litros de H_2O (+ 5 litros de O_2) b) 10 litros de H_2O c) 10 litros de H_2O (+ 15 litros de O_2)
- 17- El mismo número si se encuentran en las mismas condiciones de P y T
- 18- x; x; x/3; 2x; 4x
- 19- a) 0,76 g b) 4,63
- 20- 1,13 atm; 0,885 (CO_2), 0,115 (O_2)
- 21- a) 0,18 mol b) $1,08 \cdot 10^{23}$ átomos c) $2,147 \cdot 10^{25}$ u
- 22- 3 mol
- 23- a) 392 g b) $3,61 \cdot 10^{24}$ moléculas
- 24- $3,34 \cdot 10^{24}$ moléculas
- 25- $2,82 \cdot 10^{-23}$ g
- 26- 975,6 K
- 27- $1,194 \text{ g l}^{-1}$
- 28- 0,178 l
- 29- $0,325 \text{ g l}^{-1}$
- 30- 2,02 u
- 31- Ca (2-20g); HCl(1-36,5g); HNO_3 (1-63g); H_2SO_4 (2-49g); NaOH(1-40g); $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (2- 85,7g); AlCl_3 (3-44,47g); $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (6-57g)
- 32- 15,44 M; 15,44 N
- 33- 3,95 g
- 34- 1,38 M ; 2,76 N
- 35- 1,32 M ; 1,32 N
- 36- a) 4,5% b) 0,44M c) 0,89N d) 0,44m e) 0,00795 f) $4,5 \cdot 10^4$ ppm g) $4,5 \cdot 10^{10}$ ppb
- 37- a) 2,4m b) 2,19M c) 0,041 d) 28%
- 38- a) 6,03M b) 6,03N c) 6,87m d) $X_{\text{HCl}}=0,11$; $X_{\text{H}_2\text{O}}=0,89$
- 39- $1,11 \text{ g cm}^{-3}$
- 40- 5 ppm; 80 ppb
- 41- a) 83 mL b) 4,35 M
- 42- $6 \text{ HCl} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 43- $3 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2$



Estequiometría

- 44- $C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$
45- $C_2O_4H_2 + 2 H_2O \rightarrow CO + CO_2 + 3 H_2O$
46- 2,4 g
47- 8,4 l de N_2 ; 25,2 l de H_2
48- 77,3 %
49- 81,1 %
50- 8,9 g
51- 0,318 toneladas
52- a) 250,72 g b) 86,24 g (CO); 161,15 g (Zn) c) 73,92 g
53- 53,57 mg de etano; 46,43 mg de acetileno
54- 21% (O_2) y 79% (N_2)
55- 11,6 g de butano y 4,4 g de propano

PREGUNTAS DE SELECTIVIDAD

- S1- a) Falso b) Falso
S2- a) 1,64 M b) Se extrae 25 mL con una pipeta de recipiente del H_2SO_4 . En un matraz aforado de 250 ml se echa cierta cantidad de agua y a continuación se añade el ácido para evitar salpicaduras. Por último se enrasa con agua hasta los 250 mL utilizando primero un frasco lavador y al final con una pipeta.
S3- a) 626484,02 g b) 673150,68 g
S4- a) 21,21% b) 47142,857 g
S5- La c
S6- a) 3,86 l b) 19.74 g
S7- a) $2,989 \cdot 10^{-23}$ g b) $1,34 \cdot 10^{23}$ átomos c) $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas

ACTIVIDADES DE AMPLIACIÓN

- A1: 23,3 l.
A2: 0,148 M
A3: 10752688 g de O_2 .
A4: 75 cm^3 de oxígeno y 50 cm^3 de vapor de agua.
A5: 1252087 g.
A6: 0,73 g.
A7: Ley de las proporciones equivalentes.
A8: 24 litros de NH_3
A9: 100 u
A10: Cu_2S
A11: 78,67 g
A12: 308705,53 g de nitrato de calcio.
A13: R = 69,75 % y 4325 kg de azufre.
A14: Na_2HPO_3 .
A15: C_2H_6O .
A16: 80 u
A17: 28,8 g de oxígeno.
A18: a) $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos de P b) 217,2 g de Zn.
A19: En el caso d.
A20: Saldrá oxígeno hasta que se iguale la P.
A21: $3,86 \cdot 10^{13}$ moléculas y $1,6 \cdot 10^{-5}$ mm de Hg.



Estequiometría

A22: 1719,3 l

A23: 45,96 % de CaCO_3

A24: moles O_3 / moles $\text{O}_2 = 0,962$

A25: 57,14 % de propano y 42,86 % de dióxido de carbono.

A26: 53,3 litros.

A27: a) 10 cm³ de metano y 30 cm³ de propano. b) 170 cm³ de oxígeno (en las mismas condiciones).