

UNIDAD 2: SISTEMAS MATERIALES

CUESTIONES INICIALES-ACTIVIDADES PÁG. 29

1. En el siguiente listado, diferencia los cambios físicos de los químicos: a) Madera ardiendo. b) Piedra cayendo. c) Cera fundiendo. d) Lejía blanqueando una camisa. e) Zumo de limón actuando sobre mármol. f) Huevo cociendo.

a) Madera ardiendo: Es un fenómeno químico en el que se verifica la reacción química de combustión de la madera.

b) Piedra cayendo: Es un fenómeno físico en el que únicamente cambia la posición de la piedra.

c) Cera fundiendo: Es un fenómeno físico en el que cambia el estado de agregación de la cera, pasando del estado sólido al líquido por efecto del calor.

d) Lejía blanqueando una camisa: Es un fenómeno químico en el que la lejía destruye la grasa existente en las manchas por medio de una reacción química.

e) Zumo de limón actuando sobre mármol: Es un fenómeno químico mediante el cual el ácido existente en el zumo de limón descompone el mármol.

f) Huevo cociendo: Es un fenómeno químico, pues por medio de la cocción los constituyentes del huevo se transforman en otros diferentes, que se puede apreciar fácilmente por la diferencia en la consistencia del huevo e incluso en el sabor del huevo, antes de cocer (crudo) y una vez cocido.

2. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos químicos: a) Sulfito plumboso. b) Óxido de estaño (II). c) Silano. d) Hidróxido aúrico. e) Heptaóxido de dicloro.

a) Sulfito plumboso: PbSO_3

b) Óxido de estaño (II): SnO

c) Trioxonitrato (V) de calcio: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

d) Silano: SiH_4

e) Hidróxido aúrico: $\text{Au}(\text{OH})_3$

f) Heptaóxido de dicloro: Cl_2O_7

3. Explica lo que significan las siguientes fórmulas químicas e indica el nombre de los compuestos químicos que representan: a) SO_3 . b) H_2SO_4 . c) ZnCl_2 . d) CaCO_3 . e) Fe_2O_3 .

a) SO_3 es la fórmula del trióxido de azufre y muestra que en dicho compuesto químico la relación estequiométrica es uno de S por tres de O.

b) H_2SO_4 es la fórmula del ácido sulfúrico y muestra que en dicho compuesto químico la relación estequiométrica es dos de H, por uno de S y cuatro de O.

c) ZnCl_2 es la fórmula del cloruro de cinc y muestra que en dicho compuesto químico la relación estequiométrica es uno de Zn por dos de Cl.

d) CaCO_3 es la fórmula del carbonato de calcio y muestra que en dicho compuesto químico la relación estequiométrica es uno de Ca por uno de C y tres de O.

e) Fe_2O_3 es la fórmula del óxido férrico y muestra que en dicho compuesto químico la relación estequiométrica es dos de Fe por tres de O.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 30

1. ¿Por qué a los gases y a los líquidos se les denominan fluidos?

Por su forma variable, lo que hace que puedan fluir y distribuirse por el interior del recipiente que les contiene.

2. ¿Por qué los sólidos acostumbran a ser más densos que los líquidos y éstos son mucho más densos que los gases?

Los sólidos tienen una forma constante y sus partículas están empaquetadas en el mismo, lo que hace que ocupan un volumen reducido y su densidad, por tanto, es elevada, comparada con la de los líquidos y gases.

3. ¿Qué se entiende por difusión, expansión y compresión?

Difusión es la tendencia de las partículas de un fluido a ocupar todo el volumen del recinto en el que se encuentra.

Expansión es el aumento del volumen de un sistema material.

Compresión es la reducción del volumen de un sistema material.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 33

4. A veces se dice en el lenguaje coloquial he bebido agua pura de un manantial, ¿es cierto que el agua de un manantial es una sustancia pura?

No, el agua de un manantial contiene en su disolución diversas sales minerales, si se dice que es "pura" (lo que es químicamente incorrecto) es porque es un agua de características sanitarias de buena calidad.

5. Diferencia las siguientes mezclas en homogéneas o heterogéneas: agua de mar, corcho, petróleo, humo, vino, pintura, salsa de mayonesa, bronce y acero.

Agua de mar es un sistema homogéneo líquido, si no se considera las algas, los peces que en ella habitan y la contaminación y basura sólida que cada vez contiene más.

Corcho es un sistema heterogéneo sólido, en donde es visible a simple vista sus diferentes constituyentes.

Petróleo es un sistema homogéneo líquido formado fundamentalmente por diversos hidrocarburos.

Humo es un sistema homogéneo gaseoso formado por gases procedentes de la combustión de un combustible.

Vino es un sistema homogéneo líquido formado básicamente por agua y alcohol.

Pintura es un sistema homogéneo muy espeso formado por diversas sustancias, pero que a veces por el grado de preparación puede parecer un sistema heterogéneo.

Salsa de mayonesa es un sistema homogéneo originado por aceite y huevo, pero que a veces por el grado de preparación puede parecer un sistema heterogéneo.

Bronce es una aleación metálica, por lo que es un sistema homogéneo sólido.

Acero es una aleación metálica, por lo que es un sistema homogéneo sólido.

6. Indica cuáles de los siguientes cambios son físicos o químicos: a) La formación del arco iris. b) La fermentación de la leche. c) La formación de nubes. d) La disolución de azúcar en agua. e) La obtención de sal en una salina. f) La preparación de una infusión de manzanilla. g) La obtención de hierro en un alto horno.

a) La formación del arco iris es un fenómeno óptico y, por tanto, físico.

b) La fermentación de la leche es un cambio químico.

c) La formación de nubes es un fenómeno físico.

d) La disolución de azúcar en agua es un cambio físico.

e) La obtención de sal en una salina es un cambio físico.

f) La preparación de una infusión de manzanilla es un cambio físico.

g) La obtención de hierro en un alto horno es un cambio químico.

7. Realiza una presentación en PowerPoint del descubrimiento histórico del aire, indicando las aportaciones de científicos, tales como Helmont, Boyle, Priestley y Lavoisier. Para ello busca datos en Internet a través de: www.google.es.

Es una actividad abierta en la que hay que conocer la técnica del Power Point, donde en cada diapositiva hay que incluir una pequeña biografía de que cada científico, indicando su nombre, apellidos, nacionalidad, fecha de nacimiento y muerte y breve reseña de sus aportaciones más notables, acompañadas de una foto o dibujo encontrado entre las imágenes del mismo que hay en internet y encontrada a través del buscador google.

8. Explica, mediante ecuaciones químicas, los procesos que ocurren en la formación y destrucción del óxido de mercurio (II).

Formación: $2 \text{Hg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{HgO}$

Destrucción: $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$

9. Para Lavoisier el aire está formado por dos fluidos: aire respirable y aire mefítico. Da una explicación de sus observaciones según los conocimientos actuales.

El aire respirable es aire y por tanto es la mezcla gaseosa formada básicamente por nitrógeno y oxígeno.

El aire mefítico es la mezcla de gases que resultan después de un proceso químico y en el que no hay oxígeno, por haberse consumido antes.

10. ¿Qué se entiende por calcinación y por combustión?

En la calcinación hay la descomposición de una sustancia por la acción del calor.

En la combustión hay una reacción química de combinación de un combustible con el oxígeno.

11. ¿Qué significado tiene la transmutación del agua en tierra?

Hace referencia a la idea errónea de Aristóteles, en la que según él existían sólo cuatro elementos: tierra, aire, agua y fuego, y se podían convertir unos en otros.

ACTIVIDADES FINALES-PÁG. 52

1. El nitrógeno y el hidrógeno se combinan en la proporción 14/3 entre las masas de nitrógeno e hidrógeno para formar amoníaco. Esto supone afirmar: a) 14 moléculas de nitrógeno reaccionan con 3 moléculas de hidrógeno. b) 14 g de nitrógeno se combinan con 3 g de hidrógeno. c) El nitrógeno reacciona mejor que el hidrógeno porque interviene en mayor proporción. Indica cuál es la afirmación correcta y razona la respuesta.

La ecuación química ajustada del proceso que tiene lugar es: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

Lo que muestra que la relación estequiométrica de la reacción química es 1:3:2

Ello quiere decir que:

1 mol de N_2 reacciona con 3 mol de H_2 para obtener 2 mol de NH_3

Utilizando los valores de las masas atómicas que proporciona la Tabla Periódica resulta que las masas molares de dichas sustancias son:

M de $\text{N}_2 = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, M de $\text{H}_2 = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y M de $\text{NH}_3 = 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Por tanto:

1 mol $\cdot 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ de N_2 reacciona con 3 mol $\cdot 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ de H_2 para originar 2 mol $\cdot 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ de NH_3

Lo que es: 28 g de N_2 reacciona con 6 g de H_2 para originar 34 g de NH_3

Esta relación es la que se verifica o bien un múltiplo o submúltiplo de la misma, luego también se verifica que: 14 g de N_2 reacciona con 3 g de H_2 para originar 17 g de NH_3 .

Por tanto, la respuesta correcta es la b)

2. En relación con la ley de las proporciones definidas, explica la diferencia que existe entre decir la proporción entre las masas de los elementos químicos que se combinan y la proporción de los átomos de los elementos químicos que se combinan para formar un determinado compuesto químico. Explícalo con un ejemplo.

Por ejemplo, en el caso del agua, de fórmula H_2O , dos átomos del elemento químico H se combinan con 1 átomo del elemento químico O para originar una molécula del compuesto químico H_2O , o cualquier relación múltiplo de la misma, como dos mol del elemento químico H se combinan con 1 mol del elemento químico O para originar un mol del compuesto químico H_2O .

Teniendo en cuenta que las masas molares atómicas del H y del O son, respectivamente, $1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y $16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, resulta que:

Para obtener 1 mol de H_2O se necesita: 2 mol $\cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ de H y 1 mol $\cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ de O

para así formar 1 mol $\cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ de H_2O .

En otras palabras 2 g del elemento químico hidrógeno se combinan con 16 g del

elemento químico oxígeno para originar 18 g del compuesto químico H₂O

O también: 1 g del elemento químico hidrógeno se combinan con 8 g del elemento químico oxígeno para originar 9 g del compuesto químico H₂O.

Por tanto, mientras que la relación atómica es 2 átomos de hidrógeno se combinan con 1 átomo de oxígeno. A nivel de masas 1 g del elemento químico hidrógeno se combinan con 8 g del elemento químico oxígeno para formar 9 g del compuesto químico H₂O.

3. A partir de los datos de las masas atómicas, determina la composición centesimal de los elementos químicos que constituyen el fosfato de sodio, de fórmula Na₃PO₄.

Sabiendo que las masas molares atómicas son:

$$M_{\text{Na}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \quad M_{\text{P}} = 31 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \quad M_{\text{O}} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Resulta que la masa molar del fosfato de sodio es: $M = 164 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$\text{El \% de Na es: } \frac{3 \cdot M_{\text{Na}}}{M} \cdot 100 = \frac{3 \cdot 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{164 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 100 = 42,07 \%$$

$$\text{El \% de P es: } \frac{1 \cdot M_{\text{P}}}{M} \cdot 100 = \frac{1 \cdot 31 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{164 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 100 = 18,89 \%$$

$$\text{El \% de O es: } \frac{4 \cdot M_{\text{O}}}{M} \cdot 100 = \frac{4 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{164 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 100 = 39,04 \%$$

4. Halla el número de átomos de hidrógeno existentes en 1 kg de agua.

Dado que: $n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}$, para el agua, cuya masa molar es $18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, resulta que:

$$\frac{1 \text{ kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{N}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} \Rightarrow N = 3,34 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

Como en cada molécula de H₂O hay 2 átomos de H, luego el número de átomos de H existentes es: $2 \cdot 3,34 \cdot 10^{25} \text{ átomos de H} = 6,69 \cdot 10^{25} \text{ átomos de H}$

5. Los porcentajes en % de los elementos químicos que constituyen un compuesto químico son: Cr: 35,40%, O: 38,00% y K: 26,60%. Determina la fórmula empírica de dicho compuesto químico.

Sabiendo que: $M_{Cr} = 52,0 \frac{g}{mol}$; $M_K = 39,1 \frac{g}{mol}$; $M_O = 16,0 \frac{g}{mol}$

La cantidad de cada elemento químico, en mol, en el compuesto químico es la siguiente:

$$\frac{35,40 g}{52,0 \frac{g}{mol}} = 0,68 \text{ mol de Cr ;}$$

$$\frac{38,00 g}{16,0 \frac{g}{mol}} = 2,38 \text{ mol de O ;}$$

$$\frac{26,60 g}{39,1 \frac{g}{mol}} = 0,68 \text{ mol de K}$$

Es decir, la proporción del número de átomos de cada elemento químico en el compuesto químico es de 0,68 de Cr por cada 2,38 de O y 0,68 de K, o cualquier múltiplo o submúltiplo de esta relación.

Puesto que la fórmula química de un compuesto químico expresa esta relación en números enteros, se toma como dato de referencia el menor de los cocientes obtenidos anteriormente y se dividen los otros valores entre él. Con ello se obtiene la proporción relativa en la que se encuentran los átomos de los elementos químicos en el compuesto químico. De forma que:

$$\frac{0,68 \text{ mol}}{0,68 \text{ mol}} = 1,00 \text{ de Cr ; } \frac{2,38 \text{ mol}}{0,68 \text{ mol}} = 3,50 \text{ de O ; } \frac{0,68 \text{ mol}}{0,68 \text{ mol}} = 1,00 \text{ de K}$$

Es decir: hay 1 átomo de Cr por cada 3,5 de O y 1 átomo de K, y también 2 átomo de Cr por cada 7 de O y 2 átomo de K, luego la fórmula empírica del compuesto químico es: $K_2Cr_2O_7$.

6. Halla la fórmula empírica del cloruro de sodio, si 6,07 g de cloro se combinan con 3,93 g de sodio.

Si 6,07 g de cloro se combinan con 3,93 g de sodio se forman 10,00 g de NaCl, luego los porcentajes de cada elemento químico en el cloruro de sodio son.

$$Cl: \frac{6,07 g}{10 g} \cdot 100 = 60,7 \% \text{ y Na: } \frac{3,93 g}{10 g} \cdot 100 = 39,3 \%$$

Sabiendo que: $M_{Cl} = 35,5 \frac{g}{mol}$; $M_{Na} = 23 \frac{g}{mol}$

La cantidad de cada elemento químico, en mol, en el compuesto químico es la siguiente:

$$\frac{6,07 g}{35,5 \frac{g}{mol}} = 1,71 \text{ mol de Cl ; } \frac{3,93 g}{23 \frac{g}{mol}} = 1,71 \text{ mol de Na}$$

Es decir, la proporción del número de átomos de cada elemento químico en el compuesto químico es de 1,71 de Cl por cada 1,71 de Na, o cualquier múltiplo o submúltiplo de esta relación.

Puesto que la fórmula química de un compuesto químico expresa esta relación en números enteros, se toma como dato de referencia el menor de los cocientes

obtenidos anteriormente y se dividen los dos valores entre él. Con ello se obtiene la proporción relativa en la que se encuentran los átomos de los elementos químicos en el compuesto químico. De forma que:

$$\frac{1,71\text{mol}}{1,71\text{mol}} = 1,00 \text{ de Cl}; \quad \frac{1,71\text{mol}}{1,71\text{mol}} = 1,00 \text{ de Na}$$

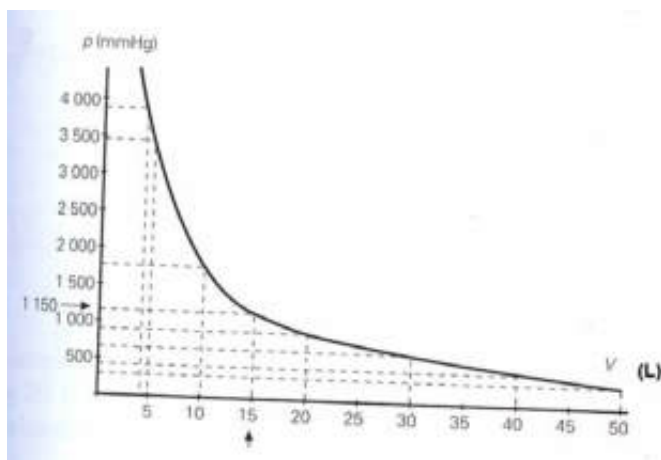
Es decir: hay 1 átomo de Cl por cada 1 de Na, luego la fórmula empírica del compuesto químico es: NaCl.

7. En una experiencia de laboratorio de gases a temperatura constante, se miden presiones en mm de Hg y volúmenes de un gas ideal en litros, obteniéndose los valores de la tabla adjunta. A partir de los datos de dicha tabla:

V (L)	p (mmHg)
50	340
40	430
30	570
20	860
10	1700
5	3425
4,5	3800

- Representa en una gráfica los valores de las presiones frente a los volúmenes.
- Determina la ecuación matemática que relaciona la presión y el volumen.
- Calcula, por dos procedimientos diferentes, el valor del volumen que se obtiene para una presión de 1150 mm de Hg.

a) La gráfica es la siguiente:



b) Multiplicando $p \cdot V$ resulta:

V (L)	p (mm Hg)	$p \cdot V$ (mm Hg · L)
50	340	17000
40	430	17200
30	570	17100
20	860	17200
10	1700	17000
5	3425	17125
4,5	3800	17100

Promediando los valores del producto $p \cdot V$ resulta 17100 mm Hg · L, y la ecuación general que relaciona la presión y el volumen es: $p \cdot V = \text{cte} = 17100 \text{ mm Hg} \cdot \text{L}$

c) Un método es aplicar la ecuación anterior, luego:

$$1150 \text{ mm Hg} \cdot V = 17100 \text{ mm Hg} \cdot L \Rightarrow V = 15 \text{ L.}$$

Otra forma es leer el valor de V sobre la gráfica representada anteriormente.

8. ¿Es compatible el modelo de la teoría cinética de la materia con el modelo de la teoría corpuscular de la materia de Dalton? Para responder a esta pregunta, te servirá de ayuda el siguiente cuestionario: a) ¿Hay ideas que se repiten en los dos modelos? b) ¿En que aspectos se diferencian? c) ¿Cuál de los dos modelos interpreta mejor el comportamiento de la materia?

Ambas teorías sí que son compatibles y hacen referencia a que la materia está formada por partículas indivisibles, que Dalton llama átomos.

La diferencia principal de dichas teorías, es que mientras la teoría cinética hace referencia a aspectos que pudiéramos llamar físicos: el movimiento de partículas gaseosas en el interior de un recipiente, sin que exista un cambio químico, la teoría de Dalton se refiere a la forma de organización de las partículas, en este caso átomos, de la materia, explicando los cambios que pueden tener lugar como consecuencia de una reacción química.

No se puede decir que un modelo interprete mejor que el otro el comportamiento de la materia, pues como se ha dicho antes, hacen referencia a aspectos distintos del comportamiento de la materia. No obstante, si tenemos en cuenta que el modelo atómico de Dalton ha sido sustituido por otros y que la teoría cinética de los gases de Bernouilli, únicamente ha sido completada por Maxwell y otros científicos en el siglo XIX en sus aspectos fundamentalmente matemáticos, se puede decir que el modelo de la teoría cinética ha llegado hasta nuestros días, mientras que la teoría atómica de Dalton no.

9. El azufre y el oxígeno pueden originar tres compuestos químicos distintos cuando se combinan entre sí. Así 32 g de azufre reaccionan con 16 g de oxígeno, pero también 32 g de azufre puede reaccionar con 32 g y con 48 g de oxígeno. ¿Existe alguna regularidad en estas proporciones? Halla las fórmulas empíricas de los tres compuestos químicos.

32 g de S reaccionan con 16 g de O₂ para formar el óxido I

32 g de S reaccionan con 32 g de O₂ para formar el óxido II

32 g de S reaccionan con 48 g de O₂ para formar el óxido III

Aplicando la ley de las proporciones múltiples resulta:

$$\text{Óxido III: } \frac{48}{16} = 3 \quad \text{Óxido II: } \frac{32}{16} = 2 \quad \text{Óxido I: } \frac{16}{16} = 1$$

Luego las fórmulas son: óxido III: SO₃; óxido II: SO₂ y óxido I: SO.

10. Calcula: a) La masa, en g, del gas butano, de fórmula C₄H₁₀, existente en un recipiente de 20,0 L de capacidad, si la presión es 2 atm y la temperatura 20 °C. b) El número de moléculas existentes.

a) Aplicando la ecuación de los gases perfectos: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, se puede calcular la cantidad de gas butano, n , en mol:

$$2 \text{ atm} \cdot 20,0 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273 + 20) \text{ K} \Rightarrow n = 1,66 \text{ mol}$$

Sabiendo que la masa molar del butano es: $M = 58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces la masa de butano

existente se obtiene a partir de: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = 1,66 \text{ mol} \cdot 58 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 96,6 \text{ g}$

b) El número de moléculas, N , se halla a partir de: $n = \frac{N}{N_A}$, luego:

$$1,66 \text{ mol} = \frac{N}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} \Rightarrow N = 1,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

11. Determina, en las condiciones normales de presión y temperatura (C.N.), el volumen de los siguientes gases: a) 1 mol de O_2 . b) de 0,5 mol de CO_2 .

Las condiciones normales son 0°C de temperatura y 1 atm de presión, y en dichas condiciones el volumen molar de cualquier gas es $V_m = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$, por lo que:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

a) $1 \text{ mol} = \frac{V}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} \Rightarrow V = 22,4 \text{ L de } \text{O}_2$

b) $0,5 \text{ mol} = \frac{V}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} \Rightarrow V = 11,2 \text{ L de } \text{CO}_2$

ACTIVIDADES FINALES-PÁG. 53

12. Un recipiente de 272 cm^3 de capacidad contiene 1,39 g de un gas desconocido, a la temperatura de 20°C y 729 mm de Hg de presión. Halla la masa molar de dicho gas.

Sabiendo que: $V = 272 \text{ cm}^3 = 272 \text{ cm}^3 \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ cm}^3} = 0,272 \text{ L}$

$$p = 729 \text{ mm de Hg} = 729 \text{ mm Hg} \cdot \frac{\text{atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,959 \text{ atm}$$

$$T = (20 + 273) \text{ K} = 293 \text{ K.}$$

Aplicando: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, resulta que:

$$0,959 \text{ atm} \cdot 0,272 \text{ L} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} 293 \text{ K} \Rightarrow n = 0,011 \text{ mol}$$

Por lo que, como: $n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{1,39 \text{ g}}{0,011 \text{ mol}} = 128,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

13. ¿Qué muestra contiene mayor número de átomos: a) 1 g de Na. b) 1 mol de CO₂. c) 1 g de NH₃?

a) La masa molar atómica del Na es $23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, y como: $n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}$, entonces:

$$\frac{1 \text{ g}}{23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{N}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}}} \Rightarrow N = 2,62 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Na}$$

b) La masa molar del CO₂ es $44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y como: $n = 1 \text{ mol}$, entonces:

$$1 \text{ mol} = \frac{N}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} \Rightarrow N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2$$

Y como cada molécula de CO₂ contiene tres átomos, luego hay:

$$3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} = 18,06 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

c) La masa molar del NH₃ es $17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y como: $n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}$, entonces:

$$\frac{1 \text{ g}}{17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{N}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} \Rightarrow N = 3,54 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de NH}_3$$

Y como cada molécula de NH₃ contiene cuatro átomos, luego hay:

$$4 \cdot 3,54 \cdot 10^{22} \text{ átomos} = 1,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Luego la respuesta correcta es la b)

14. Halla la masa, en g, de un colectivo de moléculas de oxígeno igual a la constante de Avogadro, sabiendo que la masa atómica del oxígeno es 16 u y que $1 \text{ u} = 1,6603 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

$$M_{O_2} = 2 \cdot M_O = 2 \cdot 16 \frac{\text{u}}{\text{molécula}} \cdot 1,6603 \cdot 10^{-24} \frac{\text{g}}{\text{u}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécula} = 32 \text{ g}$$

15. La sacarosa es un azúcar formado por moléculas de fórmula C₁₂H₂₂O₁₁. Si una muestra de sacarosa contiene 171 g, calcula: a) La cantidad de sacarosa existente, en mol. b) Las moléculas de sacarosa que hay. c) El contenido en

carbono, en mol. d) Los átomos de hidrógeno que hay.

a) La masa molar de la sacarosa es $M = 342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, por lo que:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{171 \text{g}}{342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,5 \text{ mol}$$

$$b) n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} \Rightarrow 0,5 \text{ mol} = \frac{N}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} \Rightarrow N = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

c) Si hay 0,5 mol de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, como por cada molécula de sacarosa hay 6 átomos de C, luego hay: $0,5 \text{ mol} \cdot 12 = 6 \text{ mol de C}$

d) Si hay 0,5 mol de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, como por cada molécula de sacarosa hay 22 átomos de H, luego hay: $0,5 \text{ mol} \cdot 22 = 11 \text{ mol de H}$ y, por tanto:

$$11 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomo}}{\text{mol}} = 6,62 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

16. Calcula la masa de nitrógeno existente en 10 kg de nitrato de potasio de fórmula KNO_3 .

La masa molar atómica del N es $14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y la masa molar del KNO_3 es $101 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Luego el % de N en el KNO_3 es: $\frac{14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{101 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 100 = 13,86 \%$, por tanto:

$$m = 10 \text{ kg} \cdot \frac{13,86}{100} = 1,38 \text{ kg}$$

17. ¿Qué compuesto químico tiene un mayor porcentaje en nitrógeno: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ o NH_4NO_3 ?

La masa molar atómica del N es $14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, la masa molar del $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $132 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y la del NH_4NO_3 $80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, luego:

$$\text{En el } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4: \% \text{ de N: } \frac{2 \cdot 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{132 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 100 = 21,2 \%$$

$$\text{En el } \text{NH}_4\text{NO}_3: \% \text{ de N: } \frac{2 \cdot 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 100 = 35,0 \%$$

Luego el mayor porcentaje de N está en el NH_4NO_3 .

18. Determina las fórmulas empíricas de dos óxidos de hierro, sabiendo que 9,68 g y 14,11 g de oxígeno están combinados con 32,82 g de hierro, en ambos casos.

$$M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g/mol y } M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g/mol}$$

Dividiendo cada una de las cantidades de los elementos químicos entre sus masas molares atómicas se obtiene la cantidad, en mol, de cada uno de los elementos químicos que han entrado en la combinación:

En el primer compuesto:

$$\frac{9,68 \text{ g}}{16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,605 \text{ mol de O y } \frac{32,82 \text{ g}}{55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,588 \text{ mol de Fe}$$

Ahora dividiendo por la menor de dichas cantidades resulta que:

$$\frac{0,605 \text{ mol}}{0,588 \text{ mol}} = 1,02 \text{ de O y } \frac{0,588 \text{ mol}}{0,588 \text{ mol}} = 1 \text{ de Fe}$$

Por lo que la fórmula del compuesto es FeO .

En el segundo compuesto:

$$\frac{14,11 \text{ g}}{16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,882 \text{ mol de O y } \frac{32,82 \text{ g}}{55,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,588 \text{ mol de Fe}$$

Ahora dividiendo por la menor de dichas cantidades resulta que:

$$\frac{0,882 \text{ mol}}{0,588 \text{ mol}} = 1,5 \text{ de O} \quad \text{y} \quad \frac{0,588 \text{ mol}}{0,588 \text{ mol}} = 1 \text{ de Fe}$$

Por lo que la fórmula del compuesto sería $\text{FeO}_{1,5}$, por lo que multiplicando por dos resulta Fe_2O_3 .

19. La ecuación química que representa la reacción química entre los gases nitrógeno e hidrógeno para formar amoníaco gas es: $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$. a) Indica cuál es la relación de los volúmenes de combinación entre dichas sustancias cuando se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura. b) En el caso de que la relación entre los volúmenes de combinación fuese 1:1:1, ¿cuál sería la ecuación química del proceso?

a) Primero hay que ajustar la ecuación química, resultando: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$.

De esta forma: 1 volumen de N_2 reacciona con 3 volúmenes de H_2 para originar 2 volúmenes de NH_3 y la relación entre los volúmenes es: 1:3:2.

b) Sería: $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$

20. Un óxido de nitrógeno gaseoso tiene 30,49% de nitrógeno y 69,51% de oxígeno. En condiciones normales de presión y temperatura, 0,253 g de dicho gas, supuesto ideal ocupan un volumen de 123 mL. Calcula la fórmula química del óxido.

Sabiendo que: $M_{\text{N}} = 14,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y $M_{\text{O}} = 16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

La cantidad de cada elemento químico, en mol, en el compuesto químico es la siguiente:

$$\frac{30,49 \text{ g}}{14,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,18 \text{ mol de N} \quad \text{y} \quad \frac{69,51 \text{ g}}{16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,34 \text{ mol de O}$$

Dividiendo por la menor de dichas cantidades se obtiene:

$$\frac{2,18 \text{ mol}}{2,18 \text{ mol}} = 1 \text{ de N} \quad \text{y} \quad \frac{4,34 \text{ mol}}{2,18 \text{ mol}} = 2 \text{ de O}$$

Luego la fórmula empírica del óxido es NO_2

En condiciones normales, el volumen molar de dicho gas es $22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$ y como:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}, \text{ entonces:}$$

$$\frac{0,253 \text{ g}}{M} = \frac{123 \text{ mL} \cdot \frac{\text{L}}{1000 \text{ mL}}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} \Rightarrow M = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Como la masa molar de la fórmula del óxido de nitrógeno es $46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, entonces la fórmula empírica coincide con la fórmula molecular y el resultado es NO_2 .

21. Un hidrocarburo contiene 85,63 % de C y 14,37 % de H. Si su masa molar es 28 g/mol, halla: a) Su fórmula empírica. b) La fórmula molecular.

Sabiendo que: $M_C = 12,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ y $M_H = 1,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

a) La cantidad de cada elemento químico, en mol, en el hidrocarburo es la siguiente:

$$\frac{85,63 \text{ g}}{12,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,14 \text{ mol de C y } \frac{14,37 \text{ g}}{1,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 14,37 \text{ mol de H}$$

Dividiendo por la menor de dichas cantidades se obtiene:

$$\frac{7,14 \text{ mol}}{7,14 \text{ mol}} = 1 \text{ de C y } \frac{14,37 \text{ mol}}{7,14 \text{ mol}} = 2 \text{ de H}$$

Luego la fórmula empírica del hidrocarburo es CH_2

b) La masa molar de la fórmula empírica es $14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, luego:

$$n = \frac{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2, \text{ por tanto la fórmula molecular es: } (\text{CH}_2)_n = (\text{CH}_2)_2 = \text{C}_2\text{H}_4$$

22. Una muestra contiene estaño y oxígeno y tienen la siguiente composición: 19,78 g de Sn y 2,67 g de O y otra muestra contiene 23,79 g de Sn y 6,40 g de O.

¿Se trata del mismo compuesto químico o no?

En la primera muestra: hay 22,45 g de óxido y los porcentajes de cada elemento químico en el mismo son:

$$\frac{19,78 \text{ g Sn}}{22,45 \text{ g de óxido}} \cdot 100 = 88,11\% \text{ de Sn y } \frac{2,67 \text{ g O}}{22,45 \text{ g de óxido}} \cdot 100 = 11,89\% \text{ de O}$$

En la segunda muestra: hay 30,19 g de óxido y los porcentajes de cada elemento químico en el mismo son:

$$\frac{23,79 \text{ g Sn}}{30,19 \text{ g de óxido}} \cdot 100 = 78,80\% \text{ de Sn y } \frac{6,40 \text{ g O}}{30,19 \text{ g de óxido}} \cdot 100 = 21,20\% \text{ de O}$$

Luego como los porcentajes de los elementos químicos son diferentes, los óxidos también lo son.

23. Una pasta dentífrica tiene la composición del recuadro adjunto. a) Calcula la cantidad de talco en 500 g de pasta. b) Halla el tanto por ciento de la mezcla.

150 g de carbonato de calcio
100 g de glicerina
20 g de talco
5 g de esencia de menta

a) De la composición se deduce que:

$$\frac{20 \text{ g de talco}}{275 \text{ g totales}} \cdot 100 = 7,27\% \text{ de talco}$$

$$\text{Por tanto: } m = 500 \text{ g} \cdot \frac{7,27}{100} = 36,35 \text{ g de talco}$$

$$\text{b) } \frac{150 \text{ g de carbonato}}{275 \text{ g totales}} \cdot 100 = 54,55\% \text{ de carbonato}$$

$$\frac{100 \text{ g de glicerina}}{275 \text{ g totales}} \cdot 100 = 36,36\% \text{ de glicerina}$$

7,27 % de talco

$$\frac{5 \text{ g de esencia de menta}}{275 \text{ g totales}} \cdot 100 = 1,82\% \text{ de esencia de menta}$$

24. Un laboratorio ha analizado 20 g de un compuesto químico y ha obtenido la siguiente composición: 5,59 g de carbono, 6,95 g de oxígeno y 8,42 g de hidrógeno. a) El responsable del laboratorio recibe los resultados y decide repetir los análisis, ¿por qué? b) Si el resultado incorrecto es la masa del carbono, calcula la composición centesimal del compuesto químico.

a) $5,59 \text{ g} + 6,95 \text{ g} + 8,42 \text{ g} = 20,96 \text{ g}$ y como se dice que se parte de 20 g, existe un error en el análisis y se debe repetir el mismo.

b) $m \text{ de C} = 20 \text{ g} - (6,95 \text{ g} + 8,42 \text{ g}) = 4,63 \text{ g}$, por tanto:

$$\frac{4,63 \text{ g de C}}{20 \text{ g totales}} \cdot 100 = 23,15 \% \text{ de C}$$

$$\frac{6,95 \text{ g de O}}{20 \text{ g totales}} \cdot 100 = 34,75 \% \text{ de O}$$

$$\frac{8,42 \text{ g de H}}{20 \text{ g totales}} \cdot 100 = 42,10 \% \text{ de H}$$

25. Un compuesto químico tiene 14,4 % de Al. a) ¿Qué cantidad de aluminio hay en 16 kg de dicho mineral? b) ¿Qué cantidad de dicho compuesto químico se necesita para extraer 1,5 kg de aluminio?

$$\text{a) } m = 16 \text{ kg} \cdot \frac{14,4}{100} = 2,3 \text{ kg de Al}$$

$$\text{b) } 1,5 \text{ kg} = m \cdot \frac{14,4}{100} \Rightarrow m = 10,4 \text{ kg de mineral}$$

26. Calcula la densidad, en condiciones normales de presión y temperatura, de los siguientes gases: a) NO. b) N_2O_3 , c) N_2 .

Como: $n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$, entonces: $d = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m}$, si $V_m = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$, entonces:

$$\text{a) Si la masa molar del NO es } 30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, \text{ resulta que: } d = \frac{30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 1,34 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

b) Si la masa molar del N_2O_3 es $76 \frac{g}{mol}$, resulta que: $d = \frac{76 \frac{g}{mol}}{22,4 \frac{L}{mol}} = 3,39 \frac{g}{L}$

c) Si la masa molar del N_2 es $28 \frac{g}{mol}$, resulta que: $d = \frac{28 \frac{g}{mol}}{22,4 \frac{L}{mol}} = 1,25 \frac{g}{L}$

27. Halla el volumen que ocupa 2 mol del gas hidrógeno a 25 °C de temperatura y 1 atm de presión.

Aplicando: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, resulta que:

$$1 \text{ atm} \cdot V = 2 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273 + 25) \text{ K} \Rightarrow V = 48,9 \text{ L}$$

INVESTIGA-PÁG. 54

A partir de la información de los contenidos de la Unidad Didáctica y de la que puedes hallar en el buscador de internet: <http://www.google.es> contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Puede haber hipótesis falsas?, y ¿leyes falsas?

Las hipótesis son suposiciones que se deben contrastar, por lo que sí puede haber hipótesis falsas, que lo son porque no son verificadas experimentalmente.

Si las hipótesis son ciertas se transforman en leyes, por lo que no puede haber leyes falsas, lo único es que a medida que avanza el conocimiento unas leyes se sustituyen por otras que reproducen mejor los hechos y son menos aproximadas.

2. ¿Por qué las teorías científicas no son verdades inmutables y se suceden unas a otras para explicar los mismos hechos?

Por el avance del conocimiento científico, pues el saber científico siempre es modificable y unas leyes y teorías se sustituyen por otras mejores que reproducen mejor los hechos observados.