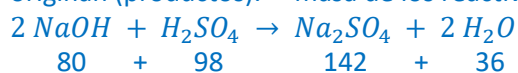


Todas las respuestas serán razonadas. Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16; Na = 23; S = 32; Cu = 63,5; Zn = 65,4

1.- (EAE-1.1) Enuncia la ley de la conservación de la masa. Experimentalmente se comprueba que 80 g de NaOH reaccionan con 98 g de H_2SO_4 para obtener 142 g de Na_2SO_4 . ¿Se cumple la ley de Lavoisier?

La ley de la conservación de la masa establece que, en todas las reacciones químicas, la suma de las masas de las sustancias que intervienen en una reacción (reactivos) es igual a la suma de las masas de las sustancias que se originan (productos): masa de los reactivos = masa de los productos



La ley de Lavoisier se cumple siempre, parece que se han perdido 36 g porque no nos han dicho que en la reacción se ha producido también agua.

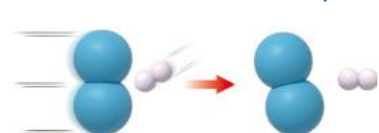
2.- (EAE-1.1) Explica la teoría de colisiones. En el proceso debes emplear algún ejemplo con dibujos aclaratorios.

Teoría de las colisiones:

- Las moléculas de los reactivos colisionan unas con otras, este es el primer paso para que pueda producirse una reacción química.
- Las moléculas que chocan con la energía suficiente y la orientación adecuada rompen los enlaces hidrógeno - hidrógeno y cloro - cloro.

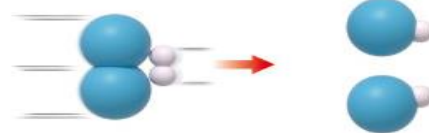
Según la teoría de colisiones, no todos los choques son eficaces, es decir, no sucede que en todos los choques se rompan los enlaces de los reactivos. Para que los choques sean eficaces y se produzca una reacción química, se deben cumplir dos condiciones:

- Las moléculas deben poseer una energía igual o superior a la energía de activación para que, al chocar, rompan sus enlaces y formen otros nuevos.
- Las moléculas han de tener una orientación espacial adecuada al colisionar; de lo contrario, los choques no son eficaces y no se rompen los enlaces.



Choque no eficaz

Choque eficaz



3.- (EAE-4.1) Tenemos varias muestras de sulfito de amonio, $(NH_4)_2SO_3$.

a) ¿Cuál es la masa molar del sulfito de amonio?

$$M_{\text{sulfito de amonio}} = 2 \cdot 14 + 8 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 3 \cdot 16 = 116 \text{ g/mol}$$

b) ¿Cuántos gramos de sulfito de amonio hay en tres moles?

$$m_{\text{sulfito de amonio}} = 3 \text{ mol} \cdot \frac{116 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 348 \text{ g de sulfito de amonio}$$

c) ¿Cuántos moles de sulfito de amonio hay en $3,01 \cdot 10^{25}$ moléculas de esa sustancia?

$$n_{\text{sulfito de amonio}} = 3,01 \cdot 10^{25} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 50 \text{ mol de sulfito de amonio}$$

d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 500 moléculas de sulfito de amonio?

$$N_o = 500 \text{ moléculas} \cdot \frac{8 \text{ átomos de hidrógeno}}{1 \text{ molécula}} = 4\,000 \text{ átomos de hidrógeno}$$

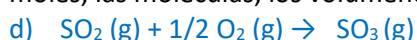
e) ¿Cuántos moles de sulfito de amonio hay en 1 kg de dicha cantidad de sustancia?

$$n_{\text{sulfito de amonio}} = 1\,000 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{116 \text{ g}} = 8,621 \text{ mol de sulfito de amonio}$$

4.- (EAE-5.1) Ajusta las siguientes reacciones.



Ajusta la ecuación y describe las cantidades de sustancias que intervienen en la siguiente reacción, en relación a los moles, las moléculas, los volúmenes y las masas si es posible:



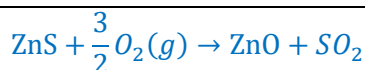
Moles: $1 \text{ mol de } SO_2(g) + 1/2 \text{ mol } O_2(g) \rightarrow 1 \text{ mol } SO_3(g)$

Moléculas: $2 \text{ moléculas de } SO_2(g) + 1 \text{ molécula de } O_2(g) \rightarrow 2 \text{ moléculas de } SO_3(g)$

Volúmenes: $1 \text{ litro de } SO_2(g) + 1/2 \text{ litro de } O_2(g) \rightarrow 1 \text{ litro de } SO_3(g)$

Masas: no se corresponde con los coeficientes estequiométricos

5.- (EAE-5.2) El sulfuro de zinc ZnS reacciona con oxígeno gas O₂ para dar óxido de zinc ZnO más dióxido de azufre gas SO₂. Queremos obtener 30 litros de dióxido de azufre, medidos en condiciones normales. Calcula:



$$M_{\text{ZnS}} = 1 \cdot 65,4 + 1 \cdot 32 = 97,4 \text{ g/mol}$$

a) La masa de sulfuro de zinc necesaria

a1) moles del dato (30 litros de SO₂)

$$n_{\text{SO}_2} = 30 \text{ l} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ l}} = 1,339 \text{ mol de SO}_2$$

a2) moles del problema

$$n_{\text{ZnS}} = 1,339 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de ZnS}}{1 \text{ mol de SO}_2} = 1,339 \text{ mol de ZnS}$$

a3) masa del problema

$$m_{\text{ZnS}} = 1,339 \text{ mol de ZnS} \cdot \frac{97,4 \text{ g de ZnS}}{1 \text{ mol de ZnS}} = 130,4 \text{ g de ZnS}$$

b) El volumen de oxígeno, medido a 710 mmHg y 35°C

b1) moles del dato (30 litros de SO₂) Calculado en a1: $n_{\text{SO}_2} = 1,339 \text{ mol de SO}_2$

b2) moles del problema

$$n_{\text{O}_2} = 1,339 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{1,5 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de SO}_2} = 2,009 \text{ mol de O}_2$$

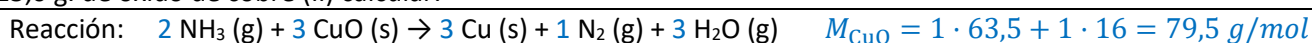
b3) volumen del problema en C.N.

$$V_{\text{O}_2} = 2,009 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 45 \text{ l de O}_2 \text{ en C.N.}$$

b4) volumen del problema en nuevas condiciones

$$\frac{760 \text{ mmHg} \cdot 45 \text{ l}}{273 \text{ K}} = \frac{710 \text{ mmHg} \cdot V_{\text{O}_2}}{308 \text{ K}}; V_{\text{O}_2} = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot 45 \text{ l} \cdot 308 \text{ K}}{273 \text{ K} \cdot 710 \text{ mmHg}} = 54,34 \text{ l de O}_2$$

6.- (EAE-5.2) El amoníaco reacciona con óxido de cobre (II) dando cobre, nitrógeno y agua. Si se hacen reaccionar 25,0 g. de óxido de cobre (II) calcular:



① Volumen de amoníaco gas medido a 31°C y 0,9 atm. que se consume.

a1) moles del dato (25 g de CuO)

$$n_{\text{CuO}} = 25 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{79,5 \text{ g}} = 0,3145 \text{ mol de CuO}$$

a2) moles del problema

$$n_{\text{NH}_3} = 0,3145 \text{ mol de CuO} \cdot \frac{2 \text{ mol de NH}_3}{3 \text{ mol de CuO}} = 0,2096 \text{ mol de NH}_3$$

a3) volumen del problema en C.N.

$$V_{\text{O}_2} = 0,2096 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 4,696 \text{ l de NH}_3 \text{ en C.N.}$$

a4) volumen del problema en nuevas condiciones

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 4,696 \text{ l}}{273 \text{ K}} = \frac{0,9 \text{ atm} \cdot V_{\text{NH}_3}}{304 \text{ K}}; V_{\text{NH}_3} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 4,696 \text{ l} \cdot 304 \text{ K}}{273 \text{ K} \cdot 0,9 \text{ atm}} = 5,810 \text{ l de NH}_3$$

② ¿Cuántos litros de H₂O en C.N. se desprenden por cada 10 moles de cobre formado?

b1) moles del dato: $n_{\text{Cu}} = 10 \text{ mol de Cu}$

b2) moles del problema

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 10 \text{ mol de Cu} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{O}}{3 \text{ mol de Cu}} = 10 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

b3) volumen del problema en C.N.

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 10 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot \frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 224 \text{ l de H}_2\text{O en C.N.}$$

Si fuera gas, pero en C.N. el agua será líquida o sólida, si fuese líquida ocuparía 180 ml

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 10 \text{ mol de H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 180 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$d_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}}; V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{d_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{180 \text{ g}}{1000 \text{ g/l}} = 0,18 \text{ l de H}_2\text{O} = 180 \text{ ml de H}_2\text{O}$$

7.- (EAE-6.1/6.2) Define ácido y base según Arrhenius. Escribe las reacciones de disociación en el agua.

Definición de ácido: Un ácido es una sustancia que en disolución acuosa se disocia cediendo iones H^+ , como el ácido clorhídrico: $HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

Definición de base: Una base es una sustancia que en disolución acuosa se disocia y cede iones hidróxido OH^- , como el hidróxido de sodio: $NaOH(aq) \rightarrow OH^-(aq) + Na^+(aq)$

Calcula la molaridad de un vinagre que contiene un 5% de ácido acético ($C_2H_4O_2$), siendo su densidad $1,005 \text{ g/cm}^3$.

Supongo un volumen de disolución de 1 litro.

$$M_{\text{Acético}} = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 60 \text{ g/mol}$$

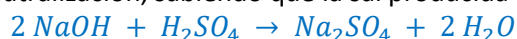
$$m_{\text{disolución}} = 1000 \text{ ml de vinagre} \cdot 1,005 \frac{\text{g}}{\text{ml}} = 1005 \text{ g de vinagre}$$

$$m_{\text{acético}} = 1005 \text{ g de vinagre} \cdot \frac{5 \text{ g de acético}}{100 \text{ g de vinagre}} = 50,25 \text{ g de acético}$$

$$n_{\text{acético}} = 50,25 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{60 \text{ g}} = 0,8375 \text{ mol de acético}; M = \frac{n_{\text{acético}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,8375 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 0,8375 \text{ M en acético}$$

8.- (EAE-7.1) Para neutralizar $25,0 \text{ cm}^3$ de una disolución acuosa de ácido sulfúrico, se han gastado $37,5 \text{ cm}^3$ de disolución $0,50 \text{ M}$ de hidróxido de sodio.

a) Escribe y ajusta la reacción de neutralización, sabiendo que la sal producida es el Na_2SO_4 .



b) Calcular la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico.

b1) moles del dato ($37,5 \text{ cm}^3$ de disolución $0,50 \text{ M}$ de hidróxido de sodio):

$$n_{NaOH} = M \cdot V = 0,50 \text{ M} \cdot 0,0375 \text{ l} = 0,01875 \text{ mol de NaOH}$$

b2) moles del problema

$$n_{H_2SO_4} = 0,01875 \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2SO_4}{2 \text{ mol de NaOH}} = 0,009375 \text{ mol de } H_2SO_4$$

b3) molaridad del problema

$$M_{H_2SO_4} = \frac{0,009375 \text{ mol de } H_2SO_4}{0,025 \text{ l de } H_2SO_4} = 0,375 \text{ M}$$

c) Calcula el volumen de la disolución de $NaOH$ que se habría necesitado si ambas disoluciones hubieran tenido la misma molaridad. Supongamos que ambos tienen molaridad M

c1) moles del dato (25 cm^3 de disolución de ácido sulfúrico):

$$n_{H_2SO_4} = M \cdot V = M \cdot 0,025 \text{ l} = 0,025 \cdot M \text{ mol de } H_2SO_4$$

b2) moles del problema

$$n_{NaOH} = 0,025 \cdot M \text{ mol de } H_2SO_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de } H_2SO_4} = 0,050 \cdot M \text{ mol de NaOH}$$

b3) volumen del problema

$$V_{NaOH} = \frac{0,050 \cdot M \text{ mol de NaOH}}{M \text{ mol/l de NaOH}} = 0,050 \text{ l} = 50 \text{ ml de disolución de NaOH}$$

9.- (EAE-8.1) Síntesis del ácido sulfúrico.

En la síntesis industrial del H_2SO_4 se utilizan como materias primas el azufre, el oxígeno y el agua.

El proceso de obtención del ácido sulfúrico se realiza en tres etapas consecutivas:

Primera etapa: $S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$

Segunda etapa: $SO_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow SO_3(g)$

Tercera etapa: $SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(l)$ (l)

Aplicaciones del ácido sulfúrico

El ácido sulfúrico se utiliza en el refinado del petróleo para eliminar impurezas, en las baterías de los automóviles, en la obtención de productos químicos (HCl , HNO_3) y en los procesos de elaboración de muchos otros productos, como los siguientes:

Fertilizantes y explosivos.

Colorantes y blanqueadores textiles.

Detergentes y desinfectantes.

10.- (EAE-8.2) Escribe y ajusta las reacciones de combustión del pentano (C_5H_{12}), del hexano (C_6H_{14}) y del propanol (C_3H_8O). Escribe la reacción que se produce en la respiración celular, e indica si hay alguna diferencia con las anteriores.

