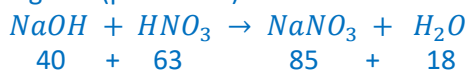


Todas las respuestas serán razonadas. Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16; Na = 23; S = 32; Cu = 63,5; Zn = 65,4

1.- (EAE-1.1) Enuncia la ley de la conservación de la masa. Experimentalmente se comprueba que 40 g de NaOH reaccionan con 63 g de HNO₃ para obtener 85 g de NaNO₃. ¿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 18 g porque no nos han dicho que en la reacción se ha producido también agua.

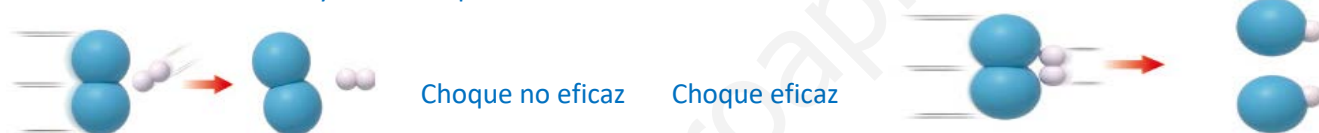
2.- (EAE-1.1) Explica la teoría de colisiones. En el proceso debes emplear algún ejemplo con dibujos aclaratorios.

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.



3.- (EAE-4.1) Tenemos varias muestras de sulfato de amonio, (NH₄)₂SO₄.

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

$$M_{\text{sulfato de amonio}} = 2 \cdot 14 + 8 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 132 \text{ g/mol}$$

b) ¿Cuántos gramos de sulfato de amonio hay en cinco moles?

$$m_{\text{sulfato de amonio}} = 5 \text{ mol} \cdot \frac{132 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 660 \text{ g de sulfato de amonio}$$

c) ¿Cuántos moles de sulfato de amonio hay en 1,204 · 10²⁵ moléculas de esa sustancia?

$$n_{\text{sulfato de amonio}} = 1,204 \cdot 10^{25} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 20 \text{ mol de sulfato de amonio}$$

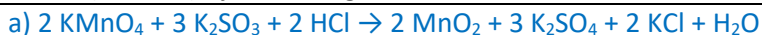
d) ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en 200 moléculas de sulfato de amonio?

$$N_o = 200 \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos de nitrógeno}}{1 \text{ molécula}} = 400 \text{ átomos de nitrógeno}$$

e) ¿Cuántos moles de sulfato de amonio hay en 2 kg de dicha cantidad de sustancia?

$$n_{\text{sulfato de amonio}} = 2000 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{132 \text{ g}} = 15,15 \text{ mol de sulfato de amonio}$$

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



$$\begin{array}{l} \left\{ \begin{array}{l} K \\ Mn \\ O \\ S \\ H \\ Cl \\ a = 1 \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} a + 2b = 2e + f \\ a = d \\ 4a + 3b = 2d + 4e + g \\ b = e \\ c = 2g \\ c = f \\ a = 1 \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} f = 1 \\ 1 = d \\ b = e \\ c = 2g \\ c = 1 \\ a = 1 \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} f = 1 \\ 1 = d \\ b = e \\ g = 1/2 \\ c = 1 \\ a = 1 \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} f = 1 \\ 1 = d \\ b = 3/2 \\ g = 1/2 \\ c = 1 \\ a = 1 \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} a = 1 \\ b = 3/2 \\ c = 1 \\ d = 1 \\ e = 3/2 \\ f = 1 \\ g = 1/2 \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} a = 2 \\ b = 3 \\ c = 2 \\ d = 2 \\ e = 3 \\ f = 2 \\ g = 1 \end{array} \right. \end{array}$$



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:



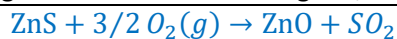
Moles: 1 mol de CO (g) + 1/2 mol O₂ (g) → 1 mol CO₂ (g)

Moléculas: 2 moléculas de CO (g) + 1 molécula de O₂ (g) → 2 moléculas de CO₂ (g)

Volúmenes: 1 litro de CO (g) + 1/2 litro de O₂ (g) → 1 litro de CO₂ (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. Si gastamos 50 litros de oxígeno, 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 (50 litros de O₂)

$$n_{\text{O}_2} = 50 \text{ l} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ l}} = 2,232 \text{ mol de O}_2$$

a2) moles del problema

$$n_{\text{ZnS}} = 2,232 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de ZnS}}{1,5 \text{ mol de O}_2} = 1,488 \text{ mol de ZnS}$$

a3) masa del problema

$$m_{\text{ZnS}} = 1,488 \text{ mol de ZnS} \cdot \frac{97,4 \text{ g de ZnS}}{1 \text{ mol de ZnS}} = 144,9 \text{ g de ZnS}$$

b) El volumen de dióxido de azufre, medido a 608 mmHg y 546°C

b1) moles del dato (50 litros de O₂) Calculado en a1: $n_{\text{O}_2} = 2,233 \text{ mol de O}_2$

b2) moles del problema

$$n_{\text{SO}_2} = 2,232 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{1,5 \text{ mol de O}_2} = 1,488 \text{ mol de SO}_2$$

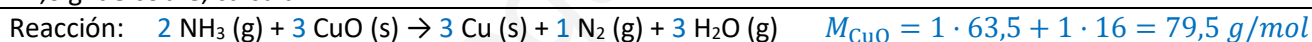
b3) volumen del problema en C.N.

$$V_{\text{SO}_2} = 1,488 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 33,33 \text{ l de SO}_2 \text{ en C.N.}$$

b4) volumen del problema en nuevas condiciones

$$\frac{760 \text{ mmHg} \cdot 33,33 \text{ l}}{273 \text{ K}} = \frac{608 \text{ mmHg} \cdot V_{\text{SO}_2}}{819 \text{ K}}; V_{\text{SO}_2} = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot 33,33 \text{ l} \cdot 819 \text{ K}}{273 \text{ K} \cdot 608 \text{ mmHg}} = 125 \text{ l de SO}_2$$

6.- (EAE-5.2) El amoníaco reacciona con óxido de cobre (II) dando cobre, nitrógeno y agua. Si se hacen reaccionar 127,0 g. de cobre, calcular:



① Masa de óxido de cobre (II) que se necesita.

a1) moles del dato (127 g de Cu)

$$n_{\text{Cu}} = 127 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63,5 \text{ g}} = 2 \text{ mol de Cu}$$

a2) moles del problema

$$n_{\text{CuO}} = 2 \text{ mol de Cu} \cdot \frac{3 \text{ mol de CuO}}{3 \text{ mol de Cu}} = 2 \text{ mol de CuO}$$

a3) masa del problema

$$m_{\text{CuO}} = 2 \text{ mol de CuO} \cdot \frac{79,5 \text{ g de CuO}}{1 \text{ mol de CuO}} = 159 \text{ g de CuO}$$

② ¿Cuántos litros de amoníaco en C.N. se necesitan por cada 6 moles de cobre formado?

b1) moles del dato: $n_{\text{Cu}} = 6 \text{ mol de Cu}$

b2) moles del problema

$$n_{\text{NH}_3} = 6 \text{ mol de Cu} \cdot \frac{2 \text{ mol de NH}_3}{3 \text{ mol de Cu}} = 4 \text{ mol de NH}_3$$

b3) volumen del problema en C.N.

$$V_{\text{NH}_3} = 4 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 89,6 \text{ l de NH}_3 \text{ en C.N.}$$

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: $\text{HCl (aq)} \rightarrow \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$

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

Calcula la molaridad de un vinagre que contiene un 12% de ácido acético ($C_2H_4O_2$), siendo su densidad $1,015 \text{ g/cm}^3$.

Supongo un volumen de disolución de 1 litro. $M_{CuO} = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 60 \text{ g/mol}$

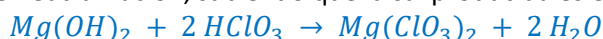
$$m_{disolución} = 1000 \text{ ml de vinagre} \cdot 1,015 \frac{\text{g}}{\text{ml}} = 1015 \text{ g de vinagre}$$

$$m_{acético} = 1015 \text{ g de vinagre} \cdot \frac{12 \text{ g de acético}}{100 \text{ g de vinagre}} = 121,8 \text{ g de acético}$$

$$n_{acético} = 121,8 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{60 \text{ g}} = 2,03 \text{ mol de acético}; M = \frac{n_{acético}}{V_{disolución}} = \frac{2,03 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 2,03 \text{ M en acético}$$

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

a) Escribe y ajusta la reacción de neutralización, sabiendo que la sal producida es el $Mg(ClO_3)_2$.



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

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

$$n_{Mg(OH)_2} = M \cdot V = 0,50 \text{ M} \cdot 0,0375 \text{ l} = 0,01875 \text{ mol de } Mg(OH)_2$$

b2) moles del problema

$$n_{HClO_3} = 0,01875 \text{ mol de } Mg(OH)_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de } HClO_3}{1 \text{ mol de } Mg(OH)_2} = 0,0375 \text{ mol de } HClO_3$$

b3) molaridad del problema

$$M_{H_2SO_4} = \frac{0,0375 \text{ mol de } HClO_3}{0,025 \text{ l de } HClO_3} = 1,5 \text{ M}$$

c) Calcula el volumen de la disolución de $Mg(OH)_2$ 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 clórico):

$$n_{HClO_3} = M \cdot V = M \cdot 0,025 \text{ l} = 0,025 \cdot M \text{ mol de } HClO_3$$

b2) moles del problema

$$n_{NaOH} = 0,025 \cdot M \text{ mol de } HClO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } Mg(OH)_2}{2 \text{ mol de } HClO_3} = 0,0125 \cdot M \text{ mol de } Mg(OH)_2$$

b3) volumen del problema

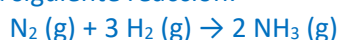
$$V_{Mg(OH)_2} = \frac{0,0125 \cdot M \text{ mol de } Mg(OH)_2}{M \text{ mol/l de } Mg(OH)_2} = 0,0125 \text{ l} = 12,5 \text{ ml de disolución de } Mg(OH)_2$$

9.- (EAE-8.1) Síntesis del amoníaco.

Industrialmente, el NH_3 se obtiene por el **método de Haber**, que consiste en la reacción directa entre el nitrógeno y el hidrógeno gaseosos, a alta presión ($500\text{-}1000 \text{ atm}$) y a unos $500 \text{ }^\circ\text{C}$.

El nitrógeno procede del aire de la atmósfera. El hidrógeno se obtiene al hacer pasar vapor de agua sobre carbono calentado, según la reacción $C(s) + H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + CO(g)$.

La síntesis de Haber se puede resumir en la siguiente reacción:



Aplicaciones del amoníaco.

La mayor parte del amoníaco industrial se utiliza en la producción de fertilizantes agrícolas como el sulfato de amonio y el nitrato de amonio. También se utiliza en la elaboración de otro tipo de sustancias, como las siguientes:

- Productos químicos, como el ácido nítrico o la urea.
- Pesticidas y explosivos.
- Desengrasantes y disolventes.

10.- (EAE-8.2) Escribe y ajusta las reacciones de combustión del penteno (C_5H_{10}), del hexeno (C_6H_{12}) y del pentanol ($C_5H_{12}O$). Escribe la reacción que se produce en la respiración celular, e indica si hay alguna diferencia con las anteriores.

