

TEMA 10. LAS REACCIONES QUÍMICAS EJERCICIOS PARA ENTREGAR

1. Un litro de SO₂ se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- El n° de moles que contiene.
- El n° de moléculas de SO₂ presentes.
- La masa de una molécula de dióxido de azufre.

Masas atómicas: O = 16; S = 32

a)

$$n(\text{SO}_2) = 1\text{L SO}_2 \times \frac{1 \text{ mol SO}_2 (\text{cn})}{22,4 \text{ L SO}_2} = 0,045 \text{ mol}$$

b)

$$n^\circ \text{ moléculas}(\text{SO}_2) = 0,045 \text{ mol SO}_2 \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} = 2,7 \times 10^{23} \text{ moléculas SO}_2$$

c) En un mol de moléculas hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas y su masa es la masa molecular expresada en gramos:

$$1 \text{ mol SO}_2 = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = (32 + 2 \times 16) \text{g} = 64 \text{ g SO}_2.$$

Para calcular la masa de una molécula tendremos que dividir 64 g entre $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.

$$\text{masa molecula} = \frac{64 \text{g SO}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 1,06 \cdot 10^{22} \frac{\text{g}}{\text{molecula}}$$

2. a) ¿Cuántos gramos de H₂Se hay en 0,5 moles de H₂Se?

b) ¿Cuántos átomos hay en total?

Masas atómicas: H = 1; Se = 79

a) $\text{masa H}_2\text{Se} = 0,5 \text{ mol H}_2\text{Se} \times \frac{81 \text{g H}_2\text{Se}}{1 \text{ mol H}_2\text{Se}} = 40,5 \text{g}$

b)

$$n^\circ \text{ atomos}(\text{H}_2\text{S}) = 0,05 \text{ mol H}_2\text{S} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{S}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{3 \text{ atomos}}{1 \text{ molecula H}_2\text{S}} = 9 \times 10^{23} \text{ atomos}$$

3. De un recipiente que contiene 32 g de metano, se extraen 9×10^{23} moléculas.

Calcule:

- Los moles de metano que quedan.
- Las moléculas de metano que quedan.
- Los gramos de metano que quedan.

Masas atómicas: H = 1; C = 12.

a) $\text{moles que contiene} = 32 \text{g} \times \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{g}} = 2 \text{ moles}$

$$\text{moles que extraemos} = 9 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 1,49 \text{ moles}$$

$$\text{moles que quedan} = 2 - 1,49 = 0,51 \text{ moles}$$

b) $\text{moléculas que quedan} = 0,51 \text{ moles} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 3,07 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

c) $\text{masa que queda} = 0,51 \text{ mol} \times \frac{16 \text{g}}{1 \text{ mol}} = 8,16 \text{ g}$

4. Se toman 5,1 g de H₂S. Calcule:

- El n° de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales
- El n° de moléculas de H₂S presentes.

d) El nº de átomos de hidrógeno.
Masas atómicas: H = 1; S = 32.

a) $\text{moles H}_2\text{S} = 5,1\text{g} \times \frac{1\text{mol}}{34\text{g}} = 0,15\text{ mol}$

b)

$$n^\circ \text{moleculas(H}_2\text{S)} = 0,15\text{ mol} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{moleculas}}{1\text{ mol}} = 9 \times 10^{22} \text{ moleculas}$$

c) $n^\circ \text{atomos H} = 9 \cdot 10^{22} \text{ moleculas} \times \frac{2 \text{atomos H}}{1 \text{molecula H}_2\text{S}} = 1,8 \cdot 10^{23} \text{ atomos H}$

6. Diga si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando las respuestas:

a) Un mol de cualquier compuesto químico ocupa, en condiciones normales, un volumen de 22,4 litros. **Falso, un mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22,4 L.**

b) El Número de Avogadro indica el número de moléculas que hay en un mol de cualquier compuesto químico. **Verdadero por definición.**

7. Razone qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos:

a) 0,3 moles de SO₂.

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.

Calculamos los átomos que hay en cada una de esas cantidades:

a) $0,3 \text{ moles SO}_2 \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moleculas SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} \times \frac{3 \text{ atomos}}{1 \text{ molecula SO}_2} = 5,42 \cdot 10^{23} \text{ atomos}$

c) $14\text{g N}_2 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{28\text{g N}_2} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moleculas N}_2}{1 \text{ mol N}_2} \times \frac{2 \text{ atomos N}}{1 \text{ molecula N}_2} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomos}$

d) $67,2\text{L He}_{\text{cn}} \times \frac{1 \text{ mol He}}{22,4 \text{ L He}} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomos He}}{1 \text{ mol He}} = 1,8 \cdot 10^{23} \text{ atomos}$

Hay mayor número de átomos en los 14 g de N₂.

8. Razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

a) 17 g de NH₃ ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22'4 litros.

b) En 17 g de NH₃ hay 6'022 · 10²³ moléculas.

c) En 32 g de O₂ hay 6'022 × 10²³ átomos de oxígeno.

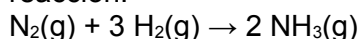
Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

a) **1 mol de NH₃ son 17 g de NH₃. Como el NH₃ es un gas, 1 mol del mismo (17g) ocupa, en c.n., 22,4 L. Verdadero.**

b) **En un mol de cualquier sustancia hay un número de avogadro de partículas. En 17 g de NH₃ hay 6,022 · 10²³ moleculas. Verdadero.**

c) **1 mol de O₂ son 32 g de O₂, luego en 32 g de O₂ tiene que haber 6,022 · 10²³ moléculas de O₂ y el doble de esta cantidad de átomos de O. Falso.**

9.- El amoníaco se obtiene a partir del nitrógeno y el hidrógeno según la reacción:



Si tenemos inicialmente 34 L de H_2 medidos en condiciones normales y exceso de N_2 , calcula:

- La masa de nitrógeno que reacciona.
- Los moles de amoníaco que se obtienen.
- Las moléculas de H_2 que teníamos inicialmente.

Datos: Masas atómicas: N = 14 ; H = 1.

- a) Partimos de 34 L de H_2 que pasaremos a moles de H_2 ; de moles de H_2 pasaremos a moles de N_2 utilizando la relación entre ellos que viene indicada por los coeficientes de la reacción ajustada; por último, pasaremos de moles de N_2 a gramos de N_2 :

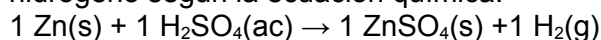
$$\text{masa N}_2 = 34 \text{ L H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,4 \text{ L H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{3 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{28 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 14,16 \text{ g}$$

$$\text{b) } n \text{ NH}_3 = 34 \text{ L H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,4 \text{ L H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} = 1 \text{ mol}$$

c)

$$\text{moléculas H}_2 = 34 \text{ L H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,4 \text{ L H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 9,14 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

10.- El zinc reacciona con el ácido sulfúrico para formar sulfato de zinc e hidrógeno según la ecuación química:



Si partimos de 35 g de Zn, calcula:

- El volumen de H_2 obtenido medido en condiciones normales.
- El volumen necesario de una disolución 2 M de H_2SO_4 .

Masas atómicas: Zn = 65,4 ; S = 32 ; O = 16 ; H = 1.

$$\text{a) volumen H}_2(\text{cn}) = 35 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2(\text{cn})} = 11,9 \text{ L}$$

- b) Una disolución 2 M tiene 2 moles de H_2SO_4 por cada litro de disolución (1 L disolución equivale a 2 moles de soluto).

$$\text{volumen H}_2\text{SO}_4(\text{dis}) = 35 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{1 \text{ L disolucion}}{2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = 0,27 \text{ L}$$

11.- ¿Cómo prepararías 500 mL de disolución 1 M de NaOH?

Datos: Masas atómicas: Na=23; O=16; H=1.

Una disolución 1 M de NaOH contiene 1 mol de NaOH (23+16+1=40 g) en cada litro de disolución. Si queremos preparar 500 mL (medio litro) tendremos que utilizar 20 g de NaOH.

12.- Halla la molaridad de una disolución de NaNO_3 obtenida añadiendo 20 g de NaNO_3 a 2 L de disolución.

Datos: Masas atómicas Na=23 ; N=14; O=16.

La molaridad indica los moles de soluto (NaNO_3) que hay en cada litro de disolución (NaNO_3 +agua). Por tanto, tendremos que dividir los moles de soluto entre el volumen de la disolución expresado en litros.

$$M(\text{NaNO}_3)=23+14+3 \times 16=85.$$

$$\text{moles NaNO}_3 = 20\text{g} \times \frac{1\text{mol}}{85\text{g}} = 0,24 \text{ mol}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen disolucion (L)}} = \frac{0,24 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,12 \text{ Molar}$$