

NOMBRE: \_\_\_\_\_

1. Calcula:

- a. a.1) Calcula en cuál de las cantidades siguientes hay mayor número de moléculas: 25 moles de cloruro de hidrógeno, 600 gramos de óxido de aluminio, y  $0,275 \text{ m}^3$  de dióxido de carbono medido en condiciones normales. a.2) ¿Dónde hay más átomos de oxígeno, en los 600 g de óxido de aluminio, o en los  $0,275 \text{ m}^3$  de dióxido de carbono medido en condiciones normales? (3 puntos)
- b. Sabiendo que la densidad del aire en C.N. es de  $1,29 \text{ g/L}$ .  
b.1) Calcula la masa de aire que estará contenido en un recipiente de 50 litros, teniendo en cuenta que la presión interior, cuando la temperatura es de  $27^\circ\text{C}$ , es de  $1140 \text{ mmHg}$ . (2 puntos)  
b.2) Calcula también la masa molar del aire, y el número de moles de aire que tenemos. (2 puntos)

2. Contesta a estas cuestiones:

- a. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal:  
 $\text{C} = 24,24 \%$ ,  $\text{H} = 4,05 \%$  y  $\text{Cl} = 71,71 \%$ .  
Calcula su fórmula empírica y su fórmula molecular, sabiendo que  $0,942$  gramos de dicho compuesto ocupan un volumen de  $213 \text{ mL}$  medidos a  $760 \text{ mmHg}$  y  $0^\circ\text{C}$ . (4 puntos)
- b. Una mezcla gaseosa está formada por  $320 \text{ g}$  de amoníaco y una masa desconocida de dióxido de carbono. Las presiones parciales son respectivamente  $300 \text{ atm}$  y  $150 \text{ atm}$ . ¿Cuál es la masa de dióxido de carbono? (3 puntos)

3. En la tabla se muestran las cantidades en gramos que reaccionan de carbono y oxígeno para formar compuestos diferentes, en cuatro experiencias distintas.

- a. Determina cuántos compuestos diferentes hay reflejados en la tabla. (2 puntos)
- b. Comprueba además que se cumple la ley de las proporciones múltiples entre los compuestos que hay. (3 puntos)
- c. Averigua cual es la fórmula de uno de los compuestos. (2 puntos)

| Exp. | Masa de C | Masa de O |
|------|-----------|-----------|
| 1ª   | 15        | 20        |
| 2ª   | 40,5      | 108       |
| 3ª   | 5,25      | 14        |
| 4ª   | 0,75      | 1         |

---

Datos necesarios para resolver los ejercicios:

$M(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $M(\text{Al}) = 27 \text{ u}$ ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$ ;  $M(\text{N}) = 14 \text{ u}$ ;

$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ;  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$

$$① \ a) \ a1) \ 25 \text{ mol HCl} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \approx \boxed{1,51 \cdot 10^{25} \text{ moléculas HCl}}$$

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ g/mol}$$

$$600 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \approx \boxed{3,54 \cdot 10^{24} \text{ moléculas Al}_2\text{O}_3}$$

$$0,275 \text{ m}^3 \text{ CO}_2 \cdot \frac{1000 \text{ L CO}_2}{1 \text{ m}^3 \text{ CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CO}_2} \approx \boxed{7,39 \cdot 10^{24} \text{ moléculas CO}_2}$$

Por tanto hay mayor número de moléculas en  $\boxed{25 \text{ moles de HCl}}$ .

$$a.2) \ 3,54 \cdot 10^{24} \text{ moléculas Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{3 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula Al}_2\text{O}_3} \approx \boxed{1,06 \cdot 10^{25} \text{ átomos O}}$$

$$7,39 \cdot 10^{24} \text{ moléculas CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula CO}_2} \approx \boxed{1,48 \cdot 10^{25} \text{ átomos O}}$$

$\boxed{\text{Luego hay más átomos de oxígeno en } 0,275 \text{ m}^3 \text{ de CO}_2}$

$$b) \ \rho_{\text{aire}} = 1,29 \text{ g/L en C.N.} \begin{cases} T_1 = 273 \text{ K} \\ P_1 = 1 \text{ atm} \end{cases}$$

$$b.1) \ \rho_{\text{aire}}? \ P_2 = \frac{1140}{760} \approx 1,5 \text{ atm}; \ V_2 = 50 \text{ L}; \ T_2 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

Calculamos primero el volumen que ocupa en C.N.:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot V_1}{273} = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L}}{300 \text{ K}} \Rightarrow \boxed{V_1 = 68,25 \text{ L}}$$

$$\text{Como } \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow \boxed{m = \rho \cdot V = 1,29 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 68,25 \text{ L} = 88,04 \text{ g aire}}$$

$$b.2) \ PV = nRT \left\{ \begin{array}{l} n = \frac{m}{M} \\ \Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow PM = \frac{m}{V} RT \Rightarrow PM = \rho RT \Rightarrow \end{array} \right.$$

$$\Rightarrow \boxed{M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{1,29 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 28,9 \text{ g/mol}} \Rightarrow N_{\text{aire}} = \frac{m}{M} = \frac{88,04 \text{ g}}{28,9 \text{ g/mol}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{N_{\text{aire}} = 3,05 \text{ mol aire}}$$

② a) En 100 g del compuesto hay:  $\left\{ \begin{array}{l} 24,24 \text{ g C} \\ 4,05 \text{ g H} \\ 71,71 \text{ g Cl} \end{array} \right\}$

2

Veamos la relación en moles:

$$\left. \begin{array}{l} 24,24 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \approx 2,02 \text{ mol C} \\ 4,05 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 4,05 \text{ mol H} \\ 71,71 \text{ g Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \approx 2,02 \text{ mol Cl} \end{array} \right\}$$

Para obtener la relación molar en números enteros, dividimos entre 2,02:

Obtenemos: 1 mol C ; 2 mol H ; 1 mol Cl.

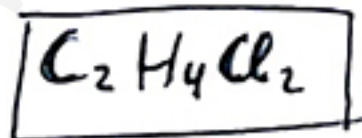
Por tanto la fórmula empírica del compuesto es:  $\boxed{(CH_2Cl)_n}$

- Con los datos que nos dan calculamos la masa molar:

$$\begin{array}{l|l} m = 0,942 \text{ g} & PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow \\ V = 213 \text{ mL} = 0,213 \text{ L} & \\ P = 760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm} & \Rightarrow M = \frac{mRT}{PV} = 99 \text{ g/mol} \\ T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K} & \end{array}$$

- Ahora calculamos  $n$ :  $n \cdot (12 + 2 \cdot 1 + 35,5) = 99 \Rightarrow \boxed{n=2}$

Por tanto la fórmula molecular del compuesto es:



b)  $m_{NH_3} = 320 \text{ g}$   
 $P_{NH_3} = 300 \text{ atm}$   
 $P_{CO_2} = 150 \text{ atm}$   
 $\text{¿ } m_{CO_2} \text{?}$

Masas molares:  $M_{NH_3} = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$   
 $M_{CO_2} = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}$

Presión total:  $P_t = P_{NH_3} + P_{CO_2} = 450 \text{ atm}$

Nº moles de  $NH_3$  en la mezcla:  
 $n_{NH_3} = 320 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} = 18,82 \text{ mol } NH_3$

- Calculamos el número total de moles de la mezcla ( $n_t$ ) a partir de la

presión parcial:  $P_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{n_t} \cdot P_t \Rightarrow n_t = \frac{n_{NH_3} \cdot P_t}{P_{NH_3}} = \frac{18,82 \cdot 450}{300} = 28,23 \text{ mol}$

- Nº moles  $CO_2$ :  $n_{CO_2} = n_t - n_{NH_3} = 28,23 - 18,82 = 9,41 \text{ mol } CO_2$ . La masa será:

$$\boxed{m_{CO_2} = 9,41 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 414,04 \text{ g } CO_2}$$

3

③ a) Para ver cuántos compuestos hay, comprobamos la relación entre las masas de C y O, y vemos cuáles coinciden:

$$1^{\circ}) \frac{15g C}{20g O} = 0,75 \quad ; \quad 2^{\circ}) \frac{40,5g C}{108g O} = 0,375$$

$$3^{\circ}) \frac{5,25g C}{14g O} = 0,375 \quad ; \quad 4^{\circ}) \frac{0,75g C}{1g O} = 0,75$$

- Como vemos coinciden las relaciones  $1^{\circ}$  y  $4^{\circ}$ , y por otro lado los  $2^{\circ}$  y  $3^{\circ}$ ; por tanto en dicha tabla están reflejados los compuestos diferentes, como nos dice la ley de las proporciones definidas de Proust.

b) Para comprobar que se cumple la ley de Dalton de las proporciones múltiples, fijamos una cantidad de uno de los elementos, por ejemplo 15g C.

- Para el 1<sup>er</sup> compuesto, 15g se combinan con 20g O.

- Para el 2<sup>o</sup> compuesto:

$$\frac{40,5g C}{108g O} = \frac{15g C}{xg O} \Rightarrow x = 40g O$$

Por tanto:

Con 15g C se combinan  $\rightarrow$  20g O para formar el 1<sup>er</sup> compuesto  
 $\rightarrow$  40g O para formar el 2<sup>o</sup> compuesto

Dichas cantidades mantienen entre sí una relación de números enteros sencillos:  $\frac{20g O}{40g O} = \boxed{1/2}$ , como dice dicha ley.

c) Veamos las relaciones molares en cada compuesto:

$$1^{\circ} \text{ Compuesto: } \begin{cases} m(C) = 15g \Rightarrow n(C) = 15g \cdot \frac{1 \text{ mol}}{12g} = 1,25 \text{ mol C} \\ m(O) = 20g \Rightarrow n(O) = 20g \cdot \frac{1 \text{ mol}}{16g} = 1,25 \text{ mol O} \end{cases} \Rightarrow \begin{matrix} \text{Dividiendo por} \\ 1,25, \text{ tenemos:} \\ \boxed{CO} \end{matrix}$$

$$2^{\circ} \text{ Compuesto: } \begin{cases} m(C) = 15g \Rightarrow n(C) = 1,25 \text{ mol C} \\ m(O) = 40g \Rightarrow n(O) = 40g \cdot \frac{1 \text{ mol}}{16g} = 2,5 \text{ mol O} \end{cases} \Rightarrow \begin{matrix} \text{Dividiendo por} \\ 1,25, \text{ se tiene:} \\ \boxed{CO_2} \end{matrix}$$