NOMBRE: _____

1. Calcula:
   a) Calcula el número de moles, moléculas, y gramos que corresponden a 15 L de gas dióxido de nitrógeno medidos a 1 atm y 0 ºC. *(2 puntos)*
   b) Calcula el número de moles, gramos y el volumen que ocupa a 680 mmHg y 27 ºC 10^{24} moléculas de dióxido de carbono. *(2 puntos)*
   c) ¿Cuántos átomos de carbono habría que coger para que pesaran lo mismo que 2 moles de agua? *(2 puntos)*

2. Es peligroso que los envases de aerosoles se expongan al calor. Si una lata de fijador para el cabello a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura ambiente de 27 °C se arroja al fuego y el envase alcanza los 402 °C. ¿Cuál será su nueva presión? ¿En qué ley te has basado para hacer el cálculo? La lata puede explotar si la presión interna ejerce 6080 mm Hg ¿Qué probabilidad hay de que explote? *(2 puntos)*

3. Un óxido de arsénico tiene de composición centesimal: 75,74 % de As, y el resto de oxígeno. ¿Cuál será su fórmula empírica? Si a 700 K este óxido se encuentra en estado de vapor con una densidad de 6,9 g/L a la presión de 1 atm, ¿cuál es su fórmula molecular? *(3 puntos)*

4. En un balón de 5 L, se tiene una muestra que contiene 68,04 g de nitrógeno y 98,24 g de oxígeno, a 25 ºC. Determina: a) la presión total de los gases en el balón; b) la presión parcial de cada gas en el recipiente. *(3 puntos)*

5. En ciertas condiciones el sodio y el azufre se combinan para dar el compuesto sulfuro de sodio. Así con 4,60 g de sodio se obtienen 7,80 g de sulfuro de sodio. Si se hicieran reaccionar 10,0 g de sodio con 7,80 g de azufre. ¿Qué masa de compuesto se forma y qué masa de reactivo queda en exceso? ¿En qué leyes te has basado? *(3 puntos)*

6. El Cromo forma dos compuestos clorados. En uno de ellos (compuesto A) se observó que 2,91 g de cromo reacciona con 5,97 g de cloro. En el segundo caso (compuesto B) el análisis químico determinó que contenía 42,17% de cromo. Verifica que se cumple la ley de las proporciones múltiples. *(3 puntos)*

Datos necesarios para resolver los ejercicios:
M(O) = 16 u; M(H) = 1 u; M(N) = 14 u; M(C) = 12 u; M(N) = 14 u; M(As) = 74,9 u;
1 atm = 760 mmHg; $R = 0{,}082$ atm L mol^{-1} K^{-1} ; $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$

www.yoquieroaprobar.es

(1)

Masa molar del NO_2: $M(NO_2) = 14 + 2 \cdot 16 = 46\ g/mol$

Está en C.N. $\left\{ \begin{array}{l} P = 1\ atm \\ T = 273\ K \end{array} \right.$

a)

$$15\ L\ NO_2 \cdot \frac{1\ mol\ NO_2}{22{,}4\ L\ NO_2} \simeq \boxed{0{,}67\ mol\ NO_2}$$

$$0{,}67\ mol\ NO_2 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ NO_2}{1\ mol\ NO_2} \simeq \boxed{4{,}035 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ NO_2}$$

$$0{,}67\ mol\ NO_2 \cdot \frac{46\ g\ NO_2}{1\ mol\ NO_2} = \boxed{30{,}82\ g\ NO_2}$$

b) Masa molar del CO_2: $M(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44\ g/mol$; $\left\{ \begin{array}{l} P = 680\ mmHg \\ T = 27°C \end{array} \right.$

$$10^{24}\ \text{moléculas}\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ CO_2} \simeq \boxed{1{,}66\ mol\ CO_2}$$

$$1{,}66\ mol\ CO_2 \cdot \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} \simeq \boxed{73{,}04\ g\ CO_2}$$

Ley de los gases ideales: $PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P}$

$$P = 680\ mmHg \cdot \frac{1\ atm}{760\ mmHg} = \frac{17}{19}\ atm$$

$$T = 27 + 273 = 300\ K$$

$$\rightarrow \boxed{V = \frac{1{,}66 \cdot 0{,}082 \cdot 300}{17/19} = 45{,}64\ L\ CO_2}$$

c) Masa molar del H_2O: $M(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18\ g/mol$

Masa molar del C: $M(C) = 12\ g/mol$

Peso del agua: $2\ mol\ H_2O \cdot \frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 36\ g\ H_2O \leftrightarrow$ 36 g C pesan lo mismo

Vemos el nº de átomos de C:

$$36\ g\ C \cdot \frac{1\ mol\ C}{12\ g\ C} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}\ C}{1\ mol\ C} \simeq \boxed{1{,}8 \cdot 10^{24}\ \text{átomos}\ C}$$

www.yoquieroaprobar.es

(2) Estado 1: $P_1 = 4$ atm ; $T_1 = 27+273 = 300$ K
Estado 2: $P_2 = ?$; $T_2 = 402+273 = 675$ K
} Volumen permanece constante. Es una lata el recipiente.

Aplicamos, por tanto, la ley de Gay-Lussac, ya que el volumen del gas no cambia:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \boxed{P_2 = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{4 \cdot 675}{300} = 9 \text{ atm}}$$

Veamos su valor en mmHg:

$$P_2 = 9 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 6840 \text{ mmHg} > 6080 \text{ mmHg}$$

Por tanto la lata explotará muy probablemente.

(3) $(As_x O_y)_{\tilde{n}}$ → Óxido que nos piden.

75,74 % As y (100 − 75,74) = 24,26 % O → Proporción en gramos.

Veamos la proporción en moles:

$$75{,}74 \text{ g As} \cdot \frac{1 \text{ mol As}}{74{,}9 \text{ g As}} \simeq 1{,}0112 \text{ mol As}$$
$$24{,}26 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \simeq 1{,}516 \text{ mol O}$$
} Dividimos por el menor para obtener una relación de números enteros:

$\frac{1{,}0112}{1{,}0112} = 1$ As
$\frac{1{,}516}{1{,}0112} \simeq 1{,}5$ O
} Multiplicamos por 2 → 2 As, 3 O → Fórmula Empírica: $\boxed{As_2O_3}$

En estado gas: $P = 1$ atm ; $T = 200$ K ; $d = 6{,}9$ g/L ; Cálculo de la Molecular:

Ley de los gases: $PV = nRT \rightarrow PV = \frac{m}{M}RT \rightarrow PM = \frac{m}{V}RT \rightarrow$

$$\rightarrow M = \frac{dRT}{P} = \frac{6{,}9 \cdot 0{,}082 \cdot 700}{1} = 396{,}06 \text{ g/mol}$$

$M = (2 \cdot 74{,}9 + 3 \cdot 16) \cdot \tilde{n} \rightarrow 396{,}06 = 197{,}8 \cdot \tilde{n} \rightarrow \tilde{n} = 2$

Luego la Fórmula molecular es: $\boxed{As_4O_6}$

④

$V = 5\,L$

$T = 25 + 273 = 298\,K$

$M(N_2) = 2 \cdot 14 = 28\,g/mol$

$M(O_2) = 2 \cdot 16 = 32\,g/mol$

Número de moles de cada gas:

$$n_{N_2} = 68{,}04\,g \cdot \frac{1\,mol}{28\,g} = 2{,}43\,mol\ N_2$$

$$n_{O_2} = 98{,}24\,g \cdot \frac{1\,mol}{32\,g} = 3{,}07\,mol\ O_2$$

→ Número total: $n_t = 2{,}43 + 3{,}07 = 5{,}5\,mol$

a) Presión total: ley de los gases ideales:

$$P_t V = n_t R T \rightarrow \boxed{P_t = \frac{n_t R T}{V} = \frac{5{,}5 \cdot 0{,}082 \cdot 298}{5} = 26{,}88\,atm}$$

b) Presiones parciales:

$$\boxed{P_{N_2} = \frac{n_{N_2} \cdot R T}{V} = \frac{2{,}43 \cdot 0{,}082 \cdot 298}{5} \simeq 11{,}88\,atm}$$

$$\boxed{P_{O_2} = P_t - P_{N_2} = 26{,}88 - 11{,}88 \simeq 15\,atm}$$

⑤

Na	S	Sulfuro de sodio
4,6 g	(3,2 g)	7,8 g
10 g	7,8 g	(16,96 g)

7,8 g Compuesto − 4,6 g Na = = 3,2 g S.

Ley de Lavoisier

Ley de Proust: $\frac{4{,}6\,g\ Na}{3{,}2\,g\ S} = \frac{10\,g\ Na}{x\,g\ S} \rightarrow x = 6{,}96\,g\ S$

Es decir, reaccionarán 10 g Na con 6,96 g S, y se formarán:

10 + 6,96 = 16,96 g Sulfuro de sodio, y quedarán

7,8 − 6,96 = 0,84 g S sin reaccionar

⑥ Compuesto A: 2,91 g Cr + 5,97 g Cl

Compuesto B: 42,17 g Cr + 57,83 g Cl

Fijemos 2,91 g Cr por ejemplo.

En el compuesto B: $2{,}91\,g\,Cr \cdot \frac{57{,}83\,g\,Cl}{42{,}17\,g\,Cr} = 3{,}99\,g\,Cl$

Es decir: Con 2,91 g Cr reaccionan → 5,97 g Cl para formar el Compuesto A
→ 3,99 g Cl para formar el Compuesto B

Veamos: $\frac{5{,}97\,g\,Cl}{3{,}99\,g\,Cl} \simeq 1{,}5 = \boxed{3/2}$ Relación de números enteros sencillos

Se cumple la ley de Dalton.

www.yoquieroaprobar.es