

PROBLEMAS PARA PROFUNDIZAR

3.40. La frase "la masa atómica del aluminio es 27,00", sugiere cuatro interpretaciones. Señale cuál de ellas es la equivocada:

- a) La masa de un átomo de aluminio es 27,00 g.
- b) La masa de un átomo de aluminio es 27,00 u.
- c) La masa de un mol de átomos de aluminio es 27,00 g.
- d) Un átomo de aluminio es 27,00 veces más pesado que 1/12 de un átomo de ^{12}C .

*(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. La Rioja 2008)
(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2019)*

- a) Falso. No es correcto decir que la masa atómica del aluminio es 27 g, esa es su masa molar.
- b) Verdadero. La masa atómica es la masa de un átomo y se mide en u (unidades de masa atómica).
- c) Verdadero. Según se ha hecho constar en a).
- d) Verdadero. De acuerdo con la definición de unidad de masa atómica: "la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C ", es 1, por tanto, es correcto decir que el átomo de aluminio es 27 veces más pesado.

La respuesta correcta es la **a**.

3.11. ¿Cuál de las siguientes cantidades de oxígeno contiene mayor número de moléculas?

- a) $1,0 \cdot 10^{24}$ moléculas
- b) 2,5 mol
- c) 78,4 L en condiciones normales
- d) 96 g
- e) 10 L medidos a 2,0 atm y 100 °C

*(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. País Vasco 2006)
(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Sevilla 2008) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. La Rioja 2014)
(O.Q.L. Asturias 2021)*

4. COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS

4.1. El análisis químico elemental de la nicotina tiene la siguiente composición: 74,04 % C; 8,70 % H y 17,24 % N. Si la masa molecular de la nicotina es 162,2; su fórmula molecular es:

- a) CH_2N
- b) $\text{C}_{20}\text{H}_{28}\text{N}_4$
- c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{N}$
- d) $\text{C}_5\text{H}_7\text{N}$
- e) $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$

*(O.Q.L. Asturias 1988) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. Asturias 2009)
(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)*

Tomando una base de cálculo de 100 g de nicotina y relacionando las cantidades dadas con la masa molar se obtiene la fórmula molecular de la nicotina:

$$\left. \begin{aligned} \frac{74,04 \text{ g C}}{100 \text{ g nicotina}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{162,2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}} &= 10 \frac{\text{mol C}}{\text{mol nicotina}} \\ \frac{8,70 \text{ g H}}{100 \text{ g nicotina}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{162,2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}} &= 14 \frac{\text{mol H}}{\text{mol nicotina}} \\ \frac{17,24 \text{ g N}}{100 \text{ g nicotina}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} \cdot \frac{162,2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}} &= 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol nicotina}} \end{aligned} \right\} \rightarrow \text{F. molecular: } \text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en Asturias 2006 y La Rioja 2011 se pide calcular la fórmula más simple).

4.5. Un compuesto formado por fósforo y azufre utilizado en las cabezas de cerillas contiene 56,29 % de P y 43,71 % de S. La masa molar correspondiente a la fórmula empírica de este compuesto es:

- a) 188,1
- b) 220,1
- c) 93,94
- d) 251,0
- e) 158,1

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

Para conocer la masa molar del compuesto hay que calcular antes su fórmula empírica. Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X:

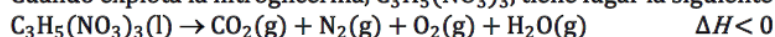
$$\frac{56,29 \text{ g P}}{43,71 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol P}}{31,0 \text{ g P}} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = \frac{4 \text{ mol P}}{3 \text{ mol S}} \rightarrow \text{fórmula empírica: P}_4\text{S}_3$$

La masa molar de la sustancia es:

$$M = 4 \text{ mol P} \cdot \frac{31,0 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} + 3 \text{ mol S} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 220 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

3.54. Cuando explota la nitroglicerina, $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$, tiene lugar la siguiente reacción:

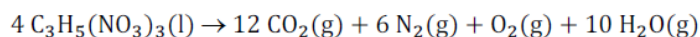


Si explota una ampolla que contiene 454 g de nitroglicerina, ¿cuál será presión del vapor de agua que se forma, si el volumen total de los gases se mide en condiciones normales?

- a) 262 mmHg
- b) 0,0345 atm
- c) 1.013 Pa
- d) 3,45 atm
- e) 131 Torr

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la explosión de la nitroglicerina es:



De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula según la siguiente expresión:

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = p \cdot y_{\text{H}_2\text{O}} = p \cdot \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{total}}}$$

Si los gases están medidos en condiciones normales y la presión total de la mezcla gaseosa es 1 atm, la presión que ejerce el vapor de agua es:

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ atm} \cdot \frac{10 \text{ mol H}_2\text{O}}{(12 + 6 + 1 + 10) \text{ mol mezcla}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 262 \text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la a.

1.24. Dos recipientes cerrados de igual volumen contienen gases diferentes, A y B. Los dos gases están a la misma temperatura y presión. La masa del gas A es 1,0 g, mientras que la del gas B, que es metano, es 0,54 g. ¿Cuál de los siguientes gases es A?

- a) SO_2
- b) SO_3
- c) O_3
- d) C_2H_6

(O.Q.L. Baleares 2002)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), dos gases, medidos en idénticas condiciones de p y T , que ocupan el mismo volumen, están constituidos por el mismo número de moles y moléculas:

$$n_A = n_{\text{CH}_4} \rightarrow \frac{m_A}{M_A} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}}$$

El valor de la masa molar del gas A es:

$$M_A = \frac{1,00 \text{ g}}{0,540 \text{ g}} \cdot (16,0 \text{ g mol}^{-1}) = 29,6 \text{ g mol}^{-1} \rightarrow \text{Se trata del } \text{C}_2\text{H}_6 \text{ (} M = 30,0 \text{ g mol}^{-1} \text{)}$$

La respuesta correcta es la d.

4.37. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 40,00 % de carbono; 6,71 % de hidrógeno y 53,28 % de oxígeno. Si se sabe que su masa molecular es 60,02; la fórmula molecular es:

- a) CH₂O
- b) C₂H₄O₂
- c) C₂H₂O₄
- d) CHO₂

(O.Q.L. País Vasco 2005)

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X y relacionando las cantidades dadas con la masa molar se obtiene su fórmula molecular:

$$\left. \begin{aligned} \frac{40,00 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{60,02 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} &= 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{6,71 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{60,02 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} &= 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{53,28 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{60,02 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} &= 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{aligned} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.10. ¿Cuál será la presión total en el interior de un recipiente de 2,00 L que contiene 1,0 g de He, 14,0 g de CO y 10,0 g de NO a 27 °C?

- a) 21,61 atm
- b) 13,33 atm
- c) 1,24 atm
- d) 0,31 atm

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases son:

$$\begin{aligned} p_{\text{He}} &= \frac{1,0 \text{ g He} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4,0 \text{ g He}} = 3,08 \text{ atm} \\ p_{\text{CO}} &= \frac{14,0 \text{ g CO} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} = 6,15 \text{ atm} \\ p_{\text{NO}} &= \frac{10,0 \text{ g NO} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,0 \text{ g NO}} = 4,10 \text{ atm} \end{aligned}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p = p_{\text{He}} + p_{\text{CO}} + p_{\text{NO}} = (3,08 + 6,15 + 4,10) \text{ atm} = 13,3 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.2. Un recipiente cerrado contiene 2,0 mol de N₂ a la temperatura de 30 °C y presión de 5,0 atm. Se quiere elevar la presión a 11 atm para lo cual se inyecta una cierta cantidad de oxígeno que será igual a:

- a) 1,6 mol
- b) 2,4 mol
- c) 6,4 mol
- d) 4,0 mol
- e) No se tienen suficientes datos para calcularlo.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p = p_{\text{N}_2} + p_{\text{O}_2}$$

La presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{\text{O}_2} = p \cdot y_{\text{O}_2} = p \cdot \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2}}$$

El número de moles de O₂ es:

$$(11 - 5,0) \text{ atm} = 11 \text{ atm} \cdot \frac{n_{\text{O}_2}}{2,0 + n_{\text{O}_2}} \rightarrow n_{\text{O}_2} = 2,4 \text{ mol}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Valencia 2013 se cambia Cl₂ por N₂ y los valores de las presiones).

3.13. Se dispone de una mezcla de 150 g de $N_2(g)$ y 150 g de $H_2(g)$ para iniciar la síntesis de amoníaco. Si la presión total de la mezcla gaseosa es 1,5 atm, la presión parcial de $N_2(g)$ es:

- a) 0,10 atm
- b) 0,25 atm
- c) 1,0 atm
- d) 1,25 atm
- e) 0,75 atm

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010) (O.Q.L. Sevilla 2010)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

El valor de la presión parcial del N_2 es:

$$p_{N_2} = 1,5 \text{ atm} \cdot \frac{150 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2}}{150 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2} + 150 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2,0 \text{ g } H_2}} = 0,10 \text{ atm}$$

3.23. Una mezcla gaseosa formada por 1,5 mol de Ar y 3,5 mol de CO_2 ejerce una presión de 7,0 atm. ¿Cuál es la presión parcial del CO_2 ?

- a) 1,8 atm
- b) 2,1 atm
- c) 3,5 atm
- d) 4,9 atm
- e) 2,4 atm

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Extremadura 2016)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

El valor de la presión parcial del CO_2 es:

$$p_{CO_2} = 7,0 \text{ atm} \cdot \frac{3,5 \text{ mol } CO_2}{3,5 \text{ mol } CO_2 + 1,5 \text{ mol Ar}} = 4,9 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.53. A una determinada presión y temperatura la densidad del etano es $1,21 \text{ g L}^{-1}$. En las mismas condiciones, otro gas presenta una densidad de $2,34 \text{ g L}^{-1}$. Se tratará de:

- a) Metano
- b) Propano
- c) Butano
- d) Imposible saberlo.

(O.Q.L. Murcia 2013)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del gas desconocido X y del C_2H_6 :

$$\frac{\rho_X}{\rho_{C_2H_6}} = \frac{\frac{p M_X}{R T}}{\frac{p M_{C_2H_6}}{R T}} \rightarrow \frac{\rho_X}{\rho_{C_2H_6}} = \frac{M_X}{M_{C_2H_6}}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = 30 \text{ g mol}^{-1} \cdot \frac{2,34 \text{ g L}^{-1}}{1,21 \text{ g L}^{-1}} \rightarrow M_X = 58 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir del valor de la masa molar se puede identificar el gas desconocido:

Gas	CH_4 (metano)	C_3H_8 (propano)	C_4H_{10} (butano)
$M / \text{g mol}^{-1}$	16,0	44,0	58,0