



TEMA 5. ASPECTOS CUANTITATIVOS





¿Cuáles son los conceptos y ejercicios clave a repasar?


CONCEPTO A REPASAR

EJERCICIO

<ul style="list-style-type: none"> - Cálculo de masa, moles, átomos, moléculas, moles de átomos... - Ecuación de los gases ideales 		37	38
		39	40

<u>DISOLUCIONES</u>		41	42	43
---------------------	--	----	----	----

<u>ESTEQUIOMETRÍA:</u>			
- Conceptos básicos		44	
- Reactivo limitante /exceso		45	46
- Riqueza o pureza		47	
- Rendimiento de la reacción		48	

Fórmula empírica y Fórmula molecular		49
---	--	----

Advertencia: Este tema pertenece al libro "Una química para todos. Cuaderno de ejercicios" cuyo contenido se encuentra registrado en la propiedad intelectual, reservándose derechos de autor. De esta manera, no se consentirá el plagio y/o distribución sin consentimiento del propietario.

37. Una cantidad de oxígeno ocupa un volumen de 825 mL a 27°C y una presión de 0,8 atm. Para dicha muestra, calcula la cantidad de:

a) moles de oxígeno

b) moléculas de oxígeno

c) átomos de oxígeno

d) moles de átomos de oxígeno

e) gramos de oxígeno

f) volumen de oxígeno que ocuparía en condiciones normales

Datos: Masas atómicas: O =16

$$a) P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \rightarrow n = \frac{0,8 \text{ atm} \cdot 0,825 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}} = \mathbf{0,0268 \text{ mol de } O_2}$$

$$b) 0,0268 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = \mathbf{1,61 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2}$$

$$c) 0,0268 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{2 \text{ at O}}{1 \text{ molécula } O_2} = \mathbf{3,23 \cdot 10^{22} \text{ at de O}}$$

$$d) 0,0268 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol at O}}{1 \text{ mol } O_2} = \mathbf{0,053 \text{ mol at O}}$$

$$e) 0,0268 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = \mathbf{0,858 \text{ g } O_2}$$

$$f) 0,0268 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = \mathbf{0,6 \text{ L } O_2}$$

38. Responde a las siguientes preguntas realizando los cálculos correspondientes:

a) ¿Cuántas moléculas existen en 1 mg de hidrógeno molecular?

b) ¿Cuántas moléculas existen en 1 mL de hidrógeno molecular en condiciones normales?

c) ¿Cuál es la densidad del hidrógeno molecular en condiciones normales?

Datos: Masas atómicas: H=1

$$a) 0,001 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 3,011 \cdot 10^{20} \text{ moléculas } H_2$$

$$b) 0,001 \text{ L } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{22,4 \text{ L } H_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 2,68 \cdot 10^{19} \text{ moléculas } H_2$$

$$c) \frac{1 \text{ mol } H_2}{22,4 \text{ L } H_2} \cdot \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 0,089 \text{ g/L}$$

39. Responde a las siguientes preguntas realizando los cálculos correspondientes:

a) Si una persona bebe al día 1 litro de agua ¿Cuántos átomos incorpora al día?

b) ¿Qué presión ejerce 2 g de C_4H_8S en estado gaseoso a 120°C en un recipiente de 1,5 L?

Datos: Masas atómicas: H=1; O=16; C=12; S=32; Densidad del agua: 1 g/mL

$$a) 1 \text{ L } H_2O \cdot \frac{1000 \text{ mL } H_2O}{1 \text{ L } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mL } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 55,55 \text{ mol } H_2O \rightarrow$$

$$55,55 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } H_2O} = 1 \cdot 10^{26} \text{ átomos}$$

$$b) 2 \text{ g } C_4H_8S \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_8S}{88 \text{ g } C_4H_8S} = 0,0227 \text{ mol } C_4H_8S \rightarrow$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \rightarrow P = \frac{0,0227 \text{ mol } C_4H_8S \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 393 \text{ K}}{1,5 \text{ L}} = 0,488 \text{ atm}$$

40. Se dispone de tres recipientes que contienen en estado gaseoso A=1L de metano, B=2L de nitrógeno molecular y C=3L de ozono (O₃) en las mismas condiciones de presión y temperatura. Justifica:

a) ¿Qué recipiente contiene mayor número de moléculas?

b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?

c) ¿Cuál tiene mayor densidad?

Datos: Masas atómicas: H=1; C=12; N=14; O=16

$$\begin{aligned}
 \text{a) } 1 \text{ L CH}_4: \quad n &= \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P \cdot 1 \text{ L}}{R \cdot T} \rightarrow \text{moléculas} = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \\
 2 \text{ L N}_2: \quad n &= \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P \cdot 2 \text{ L}}{R \cdot T} \rightarrow \text{moléculas} = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \\
 3 \text{ L O}_3: \quad n &= \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P \cdot 3 \text{ L}}{R \cdot T} \rightarrow \text{moléculas} = \boxed{6,022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{P \cdot 3}{R \cdot T}}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{b) } 1 \text{ L CH}_4: \quad 6,022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \text{ moléculas} \cdot \frac{5 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} &= \frac{P}{R \cdot T} \cdot 3,011 \cdot 10^{24} \text{ átomos} \\
 2 \text{ L N}_2: \quad 6,022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} &= \frac{P}{R \cdot T} \cdot 2,4088 \cdot 10^{24} \text{ átomos} \\
 3 \text{ L O}_3: \quad 6,022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{P \cdot 3}{R \cdot T} \text{ moléculas} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} &= \boxed{\frac{P}{R \cdot T} \cdot 5,4198 \cdot 10^{24} \text{ átomos}}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{c) } 1 \text{ L CH}_4: \quad d &= \frac{m}{V} = \frac{n \cdot Mm}{V} = \frac{\frac{P \cdot 1}{R \cdot T} \cdot 16 \text{ g/mol}}{1 \text{ L}} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 16 \text{ g/L} \\
 2 \text{ L N}_2: \quad d &= \frac{m}{V} = \frac{n \cdot Mm}{V} = \frac{\frac{P \cdot 2}{R \cdot T} \cdot 28 \text{ g/mol}}{2 \text{ L}} = \frac{P}{R \cdot T} \cdot 28 \text{ g/L} \\
 3 \text{ L O}_3: \quad d &= \frac{m}{V} = \frac{n \cdot Mm}{V} = \frac{\frac{P \cdot 3}{R \cdot T} \cdot 48 \text{ g/mol}}{3 \text{ L}} = \boxed{\frac{P}{R \cdot T} \cdot 48 \text{ g/L}}
 \end{aligned}$$

El recipiente con O₃ es el que contiene mayor número de moléculas, átomos y densidad.

41. Se dispone de una disolución de HNO_3 7 M con una densidad de 1,22 g/mL. Calcula:

a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa.

b) La molaridad de la disolución resultante al añadir 0,2 L de agua destilada a 0,5 L de disolución anterior.

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

a) Para poder aplicar la fórmula de % en masa calcularemos los **gramos de soluto y disolución**:

- Gramos de soluto (HNO_3) en 1 L de disolución:

$$\text{Concentración } \text{HNO}_3 = 7 \text{ M} = \frac{7 \text{ mol } \text{HNO}_3}{1 \text{ L disolución}}$$

$$\frac{7 \text{ mol } \text{HNO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{63 \text{ g } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol } \text{HNO}_3} = \frac{441 \text{ g } \text{HNO}_3}{1 \text{ L disolución}}$$

- Gramos de disolución en 1 L de disolución:

$$\text{Densidad} = 1220 \text{ g/L} = \frac{1220 \text{ g de disolución}}{1 \text{ L disolución}}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{g SOLUTO}}{\text{g DISOLUCIÓN}} \cdot 100 = \frac{441 \text{ gramos } \text{HNO}_3}{1220 \text{ gramos disolución}} \cdot 100 = 36,147 \%$$

$$b) \text{ Molaridad} = \frac{\text{mol } \text{HNO}_3}{\text{L disolución}} = \frac{7 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L}}{0,5 \text{ L} + 0,2 \text{ L}} = \frac{3,5 \text{ mol}}{0,7 \text{ L}} = 5 \text{ M}$$

Volumen de agua añadido

42. Se dispone de una disolución de HNO₃ concentrado de densidad 1,505 g/ mL y 98% de riqueza en masa. Calcula:

a) La molaridad de la disolución.

b) La fracción molar del ácido.

c) El volumen de HNO₃ necesario para preparar 250 ml de una disolución HNO₃ 1 M.

d) La molaridad resultante de la disolución de HNO₃ si tomamos 150 mL del ácido más diluido y le añadimos 200 mL del más concentrado. Supón que los volúmenes son aditivos.

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

$$a) \frac{1505 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{98 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = \frac{23,41 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disolución}} = 23,41 \text{ M}$$

b) - Calculamos los moles de H₂O en 1 litro de disolución de la siguiente manera:

$$\frac{1505 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2\text{O}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{1,67 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ L disolución}}$$

$$X_{\text{HNO}_3} = \frac{\text{moles HNO}_3}{\text{moles HNO}_3 + \text{moles H}_2\text{O}} = \frac{23,41}{23,41 + 1,67} = 0,933$$

c) Disolución concentrada → Disolución preparada (diluida)

23,41 M ¿V?

1 M · 0,25 L

↓

↓

0,25 mol

← 0,25 mol

Puesto que es una dilución, debe haber el mismo número de moles de soluto en ambas disoluciones

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles HNO}_3}{\text{Litros disolución}} \rightarrow \text{Litros disolución} = \frac{0,25 \text{ mol}}{23,41 \text{ M}} = 0,01068 \text{ L}$$

$$d) \text{Molaridad} = \frac{\text{moles HNO}_3}{\text{L disolución}} = \frac{\begin{array}{|c|c|} \hline \text{Disolución} & \text{Disolución} \\ \hline \text{diluida} & \text{concentrada} \\ \hline 0,15 \text{ L} \cdot 1 \text{ M} & + 0,2 \text{ L} \cdot 23,41 \text{ M} \\ \hline 0,15 \text{ L} & + 0,2 \text{ L} \\ \hline \end{array}}{0,35 \text{ L}} = 13,8 \text{ M}$$

43. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,05 g/mL a 20°C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcula:

a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.

b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0,5 M del citado ácido?

Datos: Masas atómicas: H=1; O=16; S=32

a) - Calculamos los moles de H_2SO_4 y de H_2O que contiene la disolución:

$$147 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} = 1,5 \text{ mol } H_2SO_4$$

$$1500 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,05 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 1575 \text{ g disolución}$$

$$1575 \text{ g disolución} - 147 \text{ g } H_2SO_4 = 1428 \text{ g } H_2O$$

$$1428 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 79,33 \text{ mol } H_2O$$

$$X_{H_2SO_4} = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{\text{moles } H_2SO_4 + \text{moles } H_2O} = \frac{1,5 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol} + 79,33 \text{ mol}} = 0,0186$$

$$X_{H_2O} = \frac{\text{moles } H_2O}{\text{moles } H_2SO_4 + \text{moles } H_2O} = \frac{79,33 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol} + 79,33 \text{ mol}} = 0,9814$$

b) - Calculamos la molaridad de la disolución concentrada:

$$M = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{\text{Litros disolución}} = \frac{1,5 \text{ mol } H_2SO_4}{1,5 \text{ L disolución}} = 1M$$

Disolución concentrada (Inicial) → Disolución preparada (diluida)

1 M ¿V?

0,5 M · 0,5 L

↓

↓

0,25mol

0,25 mol

←—————|—————→

Puesto que es una dilución, debe haber el mismo número de moles de soluto en ambas disoluciones

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{\text{Litros disolución}} \rightarrow \text{Litros disolución} = \frac{0,25 \text{ mol}}{1 \text{ M}} = 0,25 \text{ L}$$

44. En disolución acuosa el ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario precipitando totalmente sulfato de bario y obteniéndose además ácido clorhídrico. Calcula:

a) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico de 1'84 g/mL de densidad y 96 % de riqueza en masa, necesario para que reaccionen totalmente 21'6 g de cloruro de bario.

b) La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Ba = 137'4; Cl = 35'5.

a) - Calculamos los moles de $BaCl_2$ que reaccionan:

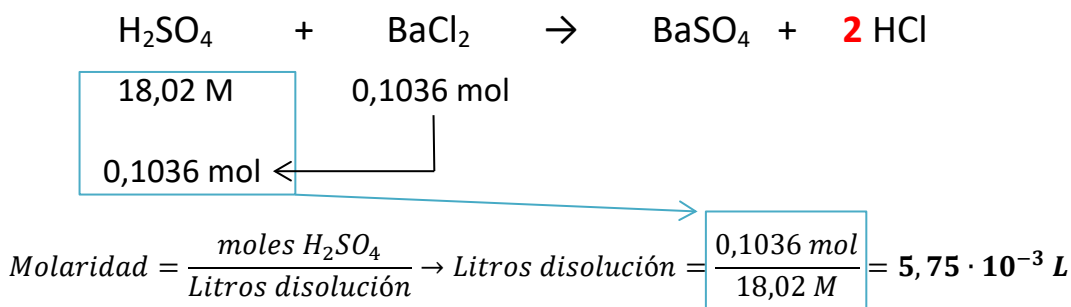
$$21,6 \text{ g } BaCl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } BaCl_2}{208,4 \text{ g } BaCl_2} = 0,1036 \text{ mol } BaCl_2$$

- Calculamos la molaridad del H_2SO_4

$$\frac{1840 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{96 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} = \frac{18,02 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L disolución}} = 18,02 \text{ M}$$

- Escribimos la reacción ajustada y establecemos la relación estequiométrica:

Al estar en la misma relación estequiométrica, reaccionará la misma cantidad de H_2SO_4 que de $BaCl_2$ (0,1036 mol), y ya podemos calcular el volumen de disolución necesario para ello:



b) - Partiendo de la cantidad que reacciona de $BaCl_2$ y teniendo en cuenta la relación estequiométrica, calculamos la masa de sulfato de bario obtenido:

$$0,1036 \text{ mol } BaCl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } BaSO_4}{1 \text{ mol } BaCl_2} \cdot \frac{233,4 \text{ g } BaSO_4}{1 \text{ mol } BaSO_4} = 24,19 \text{ g } BaSO_4$$

45. El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

a) Calcula la masa de ZnSO_4 obtenida a partir de 10 g de Zn y 100 mL de H_2SO_4 de concentración 2 M.

b) Calcula el volumen de H_2 desprendido, medido a 25°C y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con H_2SO_4 en exceso.

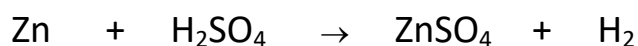
Datos: Masas atómicas: Zn= 65,4; S=32; O=16; H=1;

a) - Calculamos los moles de cada uno de los reactivos para determinar el limitante:

$$- 10 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,153 \text{ mol Zn}$$

$$- \text{Molaridad} = \frac{\text{moles H}_2\text{SO}_4}{\text{Litros disolución}} \rightarrow \text{moles H}_2\text{SO}_4 = 2 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

- Escribimos la reacción ajustada e interpretamos la relación estequiométrica entre ellos:



Al estar en la misma relación estequiométrica, el reactivo limitante (con el que hacemos los cálculos) será el más pequeño (0,153 mol Zn) y teniendo en cuenta la relación estequiométrica, calculamos los gramos de ZnSO_4 :

$$0,153 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161,4 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 24,68 \text{ g ZnSO}_4$$

b) - Partiendo de 20 g de Zn y teniendo en cuenta la relación estequiométrica, calculamos el volumen de H_2 desprendido:

$$20 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,305 \text{ mol H}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,305 \text{ mol H}_2 \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 7,47 \text{ L}$$

46. Dada la siguiente reacción química sin ajustar: $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaBr} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{HBr}$
 Si en un análisis se añaden 100 mL de ácido fosfórico 2,5 M a 40 g de bromuro de sodio.

a) ¿Cuántos gramos de Na_2HPO_4 se habrán obtenido?

b) Si se recoge el bromuro de hidrógeno gaseoso en un recipiente de 500 mL, a 50°C, ¿Qué presión ejercerá?

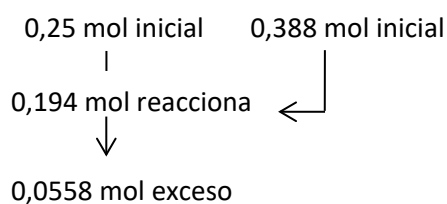
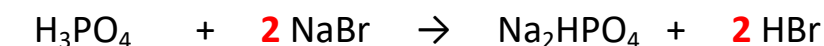
Datos: Masas atómicas: H=1; P=31; O=16; Na=23; Br=80.

a) - Calculamos los moles de cada uno de los reactivos para determinar el limitante:

$$- 40 \text{ g NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBr}}{103 \text{ g NaBr}} = 0,388 \text{ mol NaBr}$$

$$- \text{Molaridad} = \frac{\text{moles } \text{H}_3\text{PO}_4}{\text{L disolución}} \rightarrow \text{moles } \text{H}_3\text{PO}_4 = 2,5 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,25 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4$$

- Escribimos la reacción ajustada e interpretamos la relación estequiométrica entre ellos:



Relación estequiométrica $\rightarrow 2 \text{ mol NaBr} : 1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$
 Cuando todo el NaBr se consume (0,388 mol) habrán reaccionado la mitad de H_3PO_4 (0,194 mol) quedando un **exceso de 0,0558 mol de H_3PO_4**

Ello significa que **NaBr es el reactivo limitante** (con el que hacer los cálculos) y teniendo en cuenta la relación estequiométrica, **calculamos los gramos de Na_2HPO_4** :

$$0,388 \text{ mol NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{HPO}_4}{2 \text{ mol NaBr}} \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{HPO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{HPO}_4} = 27,57 \text{ g Na}_2\text{HPO}_4 \text{ obtenidos}$$

b) - Partiendo del reactivo limitante y teniendo en cuenta la relación estequiométrica, **calculamos la presión ejercida por el HBr**:

$$0,388 \text{ mol NaBr} \cdot \frac{2 \text{ mol HBr}}{2 \text{ mol NaBr}} = 0,388 \text{ mol HBr}$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \rightarrow P = \frac{0,388 \text{ mol HBr} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 323 \text{ K}}{0,5 \text{ L}} = 20,57 \text{ atm}$$

47. Si 12 g de un mineral que contiene un 60% de cinc se hacen reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96% en masa y densidad 1,82 g/mL, según: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

a) **Calcula los gramos de sulfato de cinc que se obtienen.**

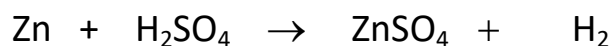
b) **Calcula el volumen de ácido sulfúrico que se ha necesitado.**

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

a) - Calculamos los moles de Zn que reaccionan:

$$12 \text{ g muestra} \cdot \frac{60 \text{ g Zn}}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65 \text{ g Zn}} = 0,11 \text{ mol Zn}$$

- Escribimos la reacción ajustada y establecemos la relación estequiométrica:



$$0,11 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 17,83 \text{ g ZnSO}_4$$

b) - Calculamos los moles de H_2SO_4 que reaccionarían por la estequiometría de la reacción:

$$0,11 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Zn}} = 0,11 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

- Calculamos la molaridad de la disolución de H_2SO_4 y deducimos el volumen empleado:

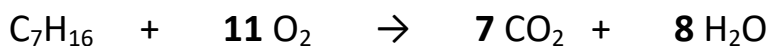
$$\frac{1820 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{17,82 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disolución}} = 17,82 \text{ M}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles H}_2\text{SO}_4}{\text{L disolución}} \rightarrow \text{L disolución} = \frac{\text{moles H}_2\text{SO}_4}{\text{Molaridad}} = \frac{0,11 \text{ mol}}{17,82 \text{ M}} = 6,21 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

48. La combustión de 0,5 g del compuesto orgánico 2,2,3-trimetilbutano (C_7H_{16}) produjo 650 mL de CO_2 medidos a $0^\circ C$ y 1 atm de presión.

Calcula el rendimiento de la reacción.

- Escribimos la reacción de combustión ajustada



- A partir de 0,5 g de C_7H_{16} y teniendo en cuenta la relación estequiométrica, **calculamos los moles de CO_2 teóricos**:

$$0,5 \text{ g } C_7H_{16} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_7H_{16}}{100 \text{ g } C_7H_{16}} \cdot \frac{7 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_7H_{16}} = 0,035 \text{ mol } CO_2 \text{ TEÓRICOS}$$

- Calculamos los moles de CO_2 reales obtenidos y los comparamos con los teóricos:

$$n_{CO_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,65 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,029 \text{ mol } CO_2 \text{ REALES}$$

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad Real}}{\text{Cantidad Teórica}} \cdot 100 = \frac{0,029 \text{ mol } CO_2 \text{ Reales}}{0,035 \text{ mol } CO_2 \text{ Teóricos}} \cdot 100 = 82,96\%$$

49. Un ácido orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. De la combustión de 10 gramos del compuesto se obtienen 0,455 moles de H₂O y 0,455 moles de CO₂. Sabemos también que, en estado gaseoso, 1 g del compuesto ocupa 1dm³ a 0,44 atm y 473 K.

Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto orgánico.

Datos: Masas atómicas: C=12; H=1; O=16

Cuando un compuesto orgánico se quema completamente, todo su C pasa a CO₂ y todo su H pasa a H₂O. De esta manera, **calculando los gramos de C e H producidos y restándoselos a los 10 g del compuesto orgánico, podremos deducir los g de O:**

$$0,455 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol at C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol at C}} = 5,46 \text{ g C}$$

$$0,455 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ mol at H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol at H}} = 0,91 \text{ g H}$$

$$10 \text{ g ácido orgánico con C, H, O} - 5,46 \text{ g C} - 0,91 \text{ g H} = 3,63 \text{ g O}$$

- Calculamos los moles de átomos de C, H, O y dividimos todos ellos por el menor para obtener la fórmula empírica:

$$5,46 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol at C}}{12 \text{ g C}} = 0,455 \text{ mol at C}$$

$$0,91 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol at H}}{1 \text{ g H}} = 0,91 \text{ mol at H}$$

$$3,63 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol at O}}{16 \text{ g O}} = 0,227 \text{ mol at O}$$

C: 0,455/0,227= 2	H: 0,91/0,227= 4	O: 0,227/0,227= 1	Fórmula empírica: C₂H₄O
-------------------	------------------	-------------------	--

- Para determinar la fórmula molecular, primero calculamos la masa molar del compuesto:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{\text{Masa molar}} \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow \text{masa molar} = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{1 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 473 \text{ K}}{0,44 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}} \approx 88 \text{ g/mol}$$

- Finalmente, para determinar la fórmula molecular, estudiamos la relación entre la masa molar de la fórmula molecular (88 g/mol) y la empírica (44 g/mol) y las comparamos:

$$\frac{88 \text{ g/mol}}{44 \text{ g/mol}} = 2$$



Fórmula molecular: **C₄H₈O₂**

**¡¡YA ESTÁN DISPONIBLES LOS 2 GRANDES MANUALES
ACTUALIZADOS PARA EL CURSO 2017/2018!!
BACHILLERATO Y PREPARACIÓN PARA
LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD
DISPONIBLE EN: WWW.UNAQUIMICAPARATODOS.COM**


“UNA QUÍMICA PARA TODOS”
LIBRO PRINCIPAL

Temario completo (Teoría y problemas) actualizado para el curso 2017/2018
que abarca 1º y 2º de bachillerato y la preparación para las “Pruebas de Evaluación del Bachillerato para el Acceso a la
Universidad”

<p>1. Formulación inorgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>2. Formulación orgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>3. Átomo <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>4. Enlace Químico <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>5. Disoluciones y Estequiometría <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>6. Termoquímica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p>		<p>7. Cinética</p> <p>8. Equilibrio y solubilidad</p> <p>9. Ácido-Base</p> <p>10. Redox</p> <p>11. Química del Carbono</p> <p>VER DESCUENTOS A GRUPOS 15,00€</p> <p>CONSÍGUELO</p> <p>METODOLOGÍA</p>
---	--	--

Nueva Edición 2017 / 2018

CUADERNO DE EJERCICIOS
¡¡Buscando el 10!!

155 ejercicios clasificados por temas y conceptos, resueltos por pasos y cuidadosamente diseñados y
explicados para afianzar la materia y preparar las “Pruebas de Evaluación del Bachillerato para el Acceso a la
Universidad”

<p>1. Formulación inorgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>2. Formulación orgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>3. Átomo <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>4. Enlace Químico <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>5. Disoluciones y Estequiometría <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>6. Termoquímica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p>		<p>7. Cinética</p> <p>8. Equilibrio y solubilidad</p> <p>9. Ácido-Base</p> <p>10. Redox</p> <p>11. Química del Carbono</p> <p>VER DESCUENTOS A GRUPOS 8,00€</p> <p>CONSÍGUELO</p> <p>METODOLOGÍA</p>
---	---	---

Nueva Edición 2017 / 2018

**FORMAS DE PAGO
ACEPTADAS**

INGRESO EN CUENTA

TRANSFERENCIA BANCARIA



PAGAR Y RECOGER EN ACADEMIA OSORIO
CALLE SOL. Nº10. BAJO. 18002. GRANADA

**MANDAR UN WHATSAPP AL
644 88 62 59 PARA RESERVAR**

(SIN GASTOS DE ENVÍO)

Una Química para Todos 2017/2018

Novedades Academia Osorio

www.unaquimicaparatodos.com

UNAS MATEMÁTICAS PARA TODOS

Los libros “Unas Matemáticas para Todos” estarán disponibles para el curso 2017/2018. ¡Pablo Osorio y profesor10demates están trabajando duro en ello!

“Una Química para Todos” MADRID

Academia Osorio estrena nueva academia en **Madrid el 15 de Enero del 2018** especializada en Química de 2º Bachillerato y Selectividad mediante la exitosa metodología “Una Química para Todos” ¡¡Apúntate YA y asegura tu plaza!!

CALLE OQUENDO N°18. 28006. MADRID

644 756 637



“Una Química para Todos” GRANADA

Academia Osorio abre nuevos grupos especializados de **Química y Matemáticas** de 2º Bachillerato y Selectividad clasificados por niveles y notas: **Básicos (< 6)**, **Medios (6-8)**, **Élite (8-10)** y **Super-Élite (Selectividad ya realizada)**

CALLE SOL N°10 (BAJO). 18002. GRANADA

644 886 259



“Una Química para Todos” ESPAÑA

El equipo de “Una Química para Todos”, expertos en la preparación de Química en Selectividad, estará presente en las principales ciudades de España con el objetivo de guiar a los seguidores de esta exitosa metodología hacia los mejores resultados.

Fecha de comienzo: Mayo 2018

644 756 637

