

Repaso de química

PRESENTACIÓN

- Este tema pretende ser un repaso de lo que los alumnos llevan estudiando desde 3.º ESO en lo relativo a los cálculos con sustancias químicas. Para ello es muy importante que estén familiarizados con el lenguaje químico, la formulación y la nomenclatura de compuestos, tanto inorgánicos como orgánicos, por lo que, si es necesario, deberán consultar los apéndices.
- Se debe insistir en la importancia que tiene el manejo de toda la química básica a la hora de enfrentarse al resto de temas que componen este curso tan intenso de 2.º de Bachillerato, especialmente los cálculos de masa y cantidad de sustancia de sustancias químicas en cualquier estado, ya que se necesitan en todos los cálculos estequiométricos de una reacción química.

OBJETIVOS

- Relacionar los cálculos relativos a la masa, mol, número de moléculas y átomos de una especie química.
- Conocer la diferencia entre fórmula empírica y molecular, y saber hallarlas.
- Saber relacionar y calcular todas las variables relativas a los gases y mezclas de gases.
- Conocer las diferentes formas de expresión de la concentración en disoluciones y saber calcularlas.
- Realizar cálculos cuantitativos de la reactividad en química (estequiometría) utilizando factores de conversión.
- Resolver problemas de estequiometría que incluyan reactivos y productos en fase gaseosa y en disolución.

CONTENIDOS

Conceptos

- Relaciones entre masa, mol, número de átomos, moléculas e iones de una especie química.
- Determinación de fórmulas empíricas y moleculares.
- Gases y mezclas de gases. Variables que intervienen en cálculos con gases. Relaciones cuantitativas en gases y mezclas de gases.
- Disoluciones. Expresión de la concentración en disoluciones. Mezclas. Diluciones.
- Estequiometría. Reactivos o productos gaseosos o en disolución. Reactivos impuros. Reactivo limitante.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Cálculo de la fórmula empírica de una sustancia orgánica e inorgánica.
- Determinación de la fórmula molecular de una sustancia conociendo determinados datos físico-químicos.
- Cálculo de las variables que definen un gas a través de la ecuación de los gases ideales.
- Determinación de la presión parcial de un gas y su fracción molar en mezclas gaseosas ideales.
- Expresión de la concentración de una disolución utilizando diferentes variables.
- Cálculo de la molaridad de una disolución comercial conociendo su densidad y la riqueza de la misma.
- Realización de cálculos cuantitativos en reacciones químicas con sustancias gaseosas, en disolución y en mezclas de gases.
- Determinación del reactivo limitante y su aplicación en estequiometría.
- Utilización de factores de conversión en todos los cálculos anteriores.

Actitudes

- Valoración de la importancia de manejar los conceptos básicos de química para iniciar con garantías su estudio más profundo.
- Reconocimiento de la necesidad de formular y nombrar correctamente todos los compuestos estudiados para poder después ajustar reacciones químicas y realizar cálculos estequiométricos.
- Reflexión sobre los problemas de estequiometría y sobre la necesidad de enfrentarse a ellos de forma razonada y no mecánica.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación del consumidor

Resaltar la importancia de que los alumnos y alumnas relacionen el tanto por ciento en volumen de una disolución con el número de grados de una bebida alcohólica para que sean conscientes de la cantidad de alcohol que se ingiere al tomar una copa, y cómo afecta a la salud y al desempeño de tareas importantes, como conducir.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Calcular la masa y el número de moles de una sustancia química.
2. Diferenciar entre número de moles de moléculas y átomos para una sustancia química.
3. Hallar la fórmula empírica de una sustancia y determinar, a partir de ella, la fórmula molecular.
4. Calcular el número de moles, la masa, el volumen y la presión de un gas.
5. Determinar la presión parcial de un gas y su fracción molar en una mezcla de gases.
6. Expresar la concentración de una disolución de todas las formas conocidas.
7. Calcular la molaridad de una disolución comercial.
8. Determinar las cantidades de sustancias (sólidas, líquidas, gaseosas o en disolución) que reaccionan y se obtienen en las reacciones químicas.
9. Hallar el reactivo limitante de una reacción química.

Repaso de química

1. ¿Dónde habrá mayor número de átomos, en 1 mol de metanol o en 1 mol de ácido metanoico (ácido fórmico)?

Si tenemos en cuenta las fórmulas químicas de ambos compuestos, se puede ver directamente que:

1 mol de metanol, CH_3OH , contiene: $6 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos

1 mol de ácido metanoico, $\text{H}-\text{COOH}$, contiene: $5 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos

Por tanto, tendrá mayor número de átomos el mol de metanol.

2. ¿En cuál de los tres recipientes siguientes hay mayor número de átomos de oxígeno?

a) Una probeta con 8 mol de ácido sulfúrico.

b) Un reactor con un kilogramo y medio de dicromato de potasio.

c) Un globo con $1,059 \cdot 10^{26}$ átomos de dióxido de carbono.

Se calcula con factores de conversión:

$$\begin{aligned} \text{a) } & 8 \cancel{\text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ moléculas H}_2\text{SO}_4}}{1 \cancel{\text{ mol H}_2\text{SO}_4}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{1 \cancel{\text{ molécula H}_2\text{SO}_4}} = \\ & = 1,92 \cdot 10^{25} \text{ átomos O} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } & 1500 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{294,2 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ moléculas K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{1 \cancel{\text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}} \cdot \\ & \cdot \frac{7 \text{ átomos}}{1 \cancel{\text{ molécula K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}} = 2,15 \cdot 10^{25} \text{ átomos O} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{c) } & 1,059 \cdot 10^{26} \cancel{\text{ átomos CO}_2} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ molécula CO}_2}}{3 \cancel{\text{ átomos CO}_2}} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \cancel{\text{ molécula CO}_2}} = \\ & = 7,06 \cdot 10^{25} \text{ átomos O} \end{aligned}$$

Hay mayor número de átomos de oxígeno en el CO_2 .

3. El tetrahidrocannabinol (THC) es una sustancia tóxica. Con muy poca cantidad ($2,5 \cdot 10^{-5}$ g) se produce una intoxicación. La fórmula molecular del mismo es $\text{C}_{21}\text{H}_{33}\text{O}_2$.

a) ¿Cuántos moles de THC representan esos $2,5 \cdot 10^{-5}$ g?

b) ¿Cuántas moléculas representan?

Se calcula con factores de conversión:

$$\text{a) } 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ g } \cancel{\text{ THC}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol THC}}}{317 \text{ g } \cancel{\text{ THC}}} = 7,9 \cdot 10^{-8} \text{ mol THC}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } & 7,9 \cdot 10^{-8} \cancel{\text{ mol THC}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ moléculas THC}}}{1 \cancel{\text{ mol THC}}} = \\ & = 4,7 \cdot 10^{16} \text{ moléculas THC} \end{aligned}$$

4. Razone:

- a) ¿Qué volumen es mayor, el de un mol de nitrógeno o el de un mol de oxígeno, ambos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- b) ¿Qué masa es mayor, la de un mol de nitrógeno o la de uno de oxígeno?
- c) ¿Dónde hay más moléculas, en un mol de nitrógeno o en uno de oxígeno?

(Andalucía, 2007)

El nitrógeno gaseoso es N_2 , y el oxígeno gaseoso es O_2 , y están medidos en las mismas condiciones de P y T . Según la hipótesis de Avogadro: volúmenes de gases distintos, medidos en las mismas condiciones de P y T , contienen el mismo número de partículas (y, por tanto, la misma cantidad de sustancia en moles).

- a) Al estar medidos en las mismas condiciones de P y T , y contener el mismo número de moles, viendo la ecuación de los gases ideales nos damos cuenta de que el volumen tiene también que ser el mismo, ya que R es una constante.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

- b) La masa de 1 mol de gas dependerá de la masa molar de cada uno de ellos: $Mm(N_2) = 28 \text{ g/mol}$ y $Mm(O_2) = 32 \text{ g/mol}$; por tanto, habrá más masa en el mol de O_2 .
- c) Por el primer razonamiento es evidente que el número de moléculas es el mismo en los dos gases, al estar en las mismas condiciones de P y T .

5. Determinar la densidad del dióxido de azufre gaseoso en c.n. y a 750 mm Hg y 50 °C.

Para el primer cálculo utilizamos la ecuación de los gases ideales en c.n. (1 atm y 273 K), siendo el gas SO_2 :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T, \text{ como } n = \frac{m}{Mm} \text{ y } \rho = \frac{m}{V},$$

$$\text{sustituyendo y colocando } \rightarrow P \cdot Mm = \rho \cdot R \cdot T$$

La densidad será:

$$\rho = \frac{P \cdot Mm}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 2,86 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Utilizamos la ecuación de los gases ideales en las condiciones dadas, $P = 750 \text{ mm Hg}$ (0,987 atm) y $T = 323 \text{ K}$:

$$\rho = \frac{P \cdot Mm}{R \cdot T} = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 323 \text{ K}} = 2,38 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Repaso de química

6. Calcular la masa molecular de un gas si 32 g del mismo ocupan un volumen de 6756 mL a una presión de 3040 mm Hg y 57 °C.

Utilizando la ecuación de los gases ideales, en las condiciones dadas, $V = 6756 \text{ mL}$ (6,756 L), $P = 3040 \text{ mm Hg}$ (4 atm) y 57 °C (330 K):

$$\begin{aligned}
 P \cdot V &= n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{Mm} \cdot R \cdot T \rightarrow \\
 &\rightarrow Mm = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \\
 &= \frac{32 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 330 \text{ K}}{4 \text{ atm} \cdot 6,756 \text{ L}} = 32,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

7. La presión total de una mezcla de 2,54 moles de hidrógeno y 3,58 moles de nitrógeno es 2,50 atm. Calcula la presión de cada gas:

Se trata de una mezcla de gases ideales. Como conocemos el número de moles de cada componente en la mezcla, podemos determinar las fracciones molares y aplicar la expresión:

$$P_1 = P_T \cdot \chi_1$$

$$\text{siendo } \chi_1 = \frac{n_1}{n_T}, n_{\text{totales}} = n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2} = 2,54 \text{ mol} + 3,58 \text{ mol} = 6,12 \text{ mol}$$

Las fracciones molares serán:

$$\chi_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_T} = \frac{2,54 \text{ mol H}_2}{6,12 \text{ mol totales}} = 0,41$$

$$\chi_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_T} = \frac{3,58 \text{ mol N}_2}{6,12 \text{ mol totales}} = 0,59$$

Las presiones serán:

$$P_{\text{H}_2} = P_T \cdot \chi_{\text{H}_2} = 2,50 \text{ atm} \cdot 0,41 = 1,025 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2} = P_T \cdot \chi_{\text{N}_2} = 2,50 \text{ atm} \cdot 0,59 = 1,475 \text{ atm}$$

8. Un recipiente contiene una mezcla formada por 1 g de dióxido de carbono y 4 g de monóxido de carbono a 17 °C y 0,1 atm. Calcula el volumen del recipiente y la presión parcial de cada gas.

Para calcular el volumen utilizamos la ecuación de los gases ideales aplicada al número de moles totales y luego determinamos la presión parcial de cada gas con la presión total y la fracción molar.

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{Mm_{\text{CO}_2}} = \frac{1 \text{ g}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0227 \text{ mol CO}_2$$

$$\chi_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_T} = \frac{0,0227 \text{ mol CO}_2}{0,1657 \text{ mol totales}} = 0,137$$

$$n_{\text{CO}} = \frac{m_{\text{CO}}}{Mm_{\text{CO}}} = \frac{4 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,143 \text{ mol CO}$$

$$\chi_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n_{\text{T}}} = \frac{0,143 \text{ mol CO}}{0,1657 \text{ mol totales}} = 0,863$$

$$n_{\text{totales}} = n_{\text{CO}} + n_{\text{CO}_2} = 0,0227 \text{ mol} + 0,143 \text{ mol} = 0,1657 \text{ mol}$$

$$P_{\text{T}} \cdot V = n_{\text{T}} \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n_{\text{T}} \cdot R \cdot T}{P_{\text{T}}} =$$

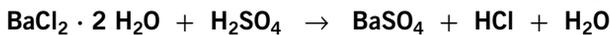
$$= \frac{0,1657 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 290 \text{ K}}{0,1 \text{ atm}} = 39,4 \text{ L}$$

Las presiones serán:

$$P_{\text{CO}_2} = P_{\text{T}} \cdot \chi_{\text{CO}_2} = 0,1 \text{ atm} \cdot 0,137 = 0,0137 \text{ atm} (10,13 \text{ mm Hg})$$

$$P_{\text{CO}} = P_{\text{T}} \cdot \chi_{\text{CO}} = 0,1 \text{ atm} \cdot 0,863 = 0,0863 \text{ atm} (65,8 \text{ mm Hg})$$

9. Una muestra de 7,33 gramos de $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ se disuelve en agua, y se le añade una disolución de ácido sulfúrico con una riqueza del 60 % en peso y una densidad de 1,5 g/mL. Si la reacción que tiene lugar es:



Calcular: a) la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico, y b) el volumen, en mL, de la disolución de ácido sulfúrico que es necesario añadir para que reaccione todo el bario contenido en la muestra.

(Extremadura, 2008)

- a) El cálculo de la molaridad del ácido sulfúrico se realiza como en los apartados anteriores:

$$100 \text{ g disolución} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,5 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,0667 \text{ L}$$

$$M = \frac{n \text{ soluto}}{V \text{ disolución (L)}} = \frac{\frac{m \text{ ácido}}{Mm \text{ ácido}}}{V(\text{L})} = \frac{60 \text{ g ácido}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,0667 \text{ L}} = 9,18 \text{ M}$$

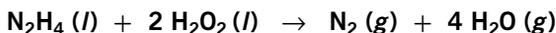
- b) Para calcular el volumen de ácido que hay que gastar en la reacción con el $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ necesitamos ajustar la reacción e identificar los datos. Posteriormente haremos los cálculos estequiométricos:

$\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$	+	H_2SO_4	→	BaSO_4	+	2 HCl	+	2 H ₂ O
7,33 g		9,18 M						

$$7,33 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}}{244,34 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4}{9,18 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 3,268 \cdot 10^{-3} \text{ L H}_2\text{SO}_4 (3,27 \text{ mL})$$

10. En el lanzamiento de naves espaciales se emplea como combustible hidracina, N_2H_4 , y como comburente peróxido de hidrógeno, H_2O_2 . Estos dos reactivos arden por simple contacto según:



Los tanques de una nave llevan 15 000 kg de N_2H_4 y 20 000 kg de H_2O_2 .

- a) ¿Sobraré algún reactivo? Y si sobra, ¿en qué cantidad?
b) ¿Qué volumen de nitrógeno se obtendrá en c.n.?

(Andalucía, 2007)

Como la reacción está ajustada, determinaremos el reactivo limitante:

- a) Calculamos los moles de cada reactivo:

$$n_{\text{N}_2\text{H}_4} = \frac{m_{\text{N}_2\text{H}_4}}{Mm_{\text{N}_2\text{H}_4}} = \frac{15\,000\,000 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4,687 \cdot 10^5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}_2}}{Mm_{\text{H}_2\text{O}_2}} = \frac{20\,000\,000 \text{ g}}{34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,882 \cdot 10^5 \text{ mol}$$

Es evidente que va a sobrar hidracina, porque está en relación mayor a 1:2, así que hacemos los cálculos con el agua oxigenada y comprobamos que efectivamente es el reactivo limitante.

$$5,882 \cdot 10^5 \text{ mol H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{32 \text{ g N}_2\text{H}_4}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} =$$

$$= 9,411\,76 \cdot 10^6 \text{ g N}_2\text{H}_4 \text{ (9411,76 kg)}$$

$$\text{Sobran: } 15\,000 \text{ kg} - 9411,76 \text{ kg} = 5588,24 \text{ kg}$$

- b) Volumen de N_2 en c.n.:

$$5,882 \cdot 10^5 \text{ mol H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L N}_2 \text{ c.n.}}{1 \text{ mol N}_2} =$$

$$= 6,588 \cdot 10^6 \text{ L N}_2 \text{ (6588 m}^3\text{)}$$

11. Al quemar una muestra de hidrocarburo, se forman 7,92 g de dióxido de carbono y 1,62 g de vapor de agua. La densidad de este hidrocarburo gaseoso es $0,82 \text{ g dm}^{-3}$ a $85 \text{ }^\circ\text{C}$ y 700 mm Hg .

- a) Determine la fórmula empírica del hidrocarburo.
b) Determine su fórmula molecular.

(Aragón, 2008)

- a) Para hallar la fórmula empírica ($\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$) expresada en moles, nos dan datos de la combustión del compuesto orgánico:

C_xH_y	+	O_2	→	CO_2	+	H_2O	+	SO_2
				7,92 g		1,62 g		

$$7,92 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g } \cancel{\text{C}}}{44 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g } \cancel{\text{C}}} = 0,18 \text{ mol C}$$

$$1,62 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ g } \cancel{\text{H}}}{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g } \cancel{\text{H}}} = 0,18 \text{ mol H}$$

De esta manera, ya tenemos la fórmula empírica en moles:

$$\text{Fórmula empírica: } \text{C}_{\frac{0,18}{0,18}}\text{H}_{\frac{0,18}{0,18}} \rightarrow \text{CH}$$

- b) Para calcular la fórmula molecular tenemos unos datos adicionales sobre el compuesto en estado gaseoso que nos permiten calcular la masa molecular del gas a partir de la ecuación de los gases.

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

Como $n = \frac{m}{Mm}$, y $\rho = \frac{m}{V}$, sustituyendo y colocando:

$$P \cdot Mm = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow Mm = \frac{\rho \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,82 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 358 \text{ K}}{0,92 \text{ atm}} = 26,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Conociendo la masa molecular del compuesto, la comparamos con la masa de la fórmula empírica que habíamos hallado y veremos cuántas veces se repite:

$$n = \frac{Mm_{\text{F. molecular}}}{Mm_{\text{F. empírica}}} \rightarrow n = \frac{26,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{13 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,01$$

$$\text{Fórmula molecular: } \text{C}_2\text{H}_2$$

12. La combustión completa de 2 g de un hidrocarburo saturado de cadena abierta conduce a 9,11 g de productos.

a) Calcule la fórmula del compuesto.

b) Suponga que todo el CO_2 formado se recoge en agua formándose ácido carbónico. Calcule el volumen de disolución 0,5 M de NaOH que hay que añadir para provocar la neutralización completa hasta carbonato.

(R. Murcia, 2005)

- a) Para hallar la fórmula del hidrocarburo saturado ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$) nos dan datos de la combustión. Como tenemos datos de los dos productos a la vez, no podemos calcular los moles de C e H directamente como otras veces. Será necesaria una ecuación con los datos que tenemos. Por eso ajustamos algebraicamente la reacción:

$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	+	$\frac{3}{2} (n + 1) \text{ O}_2$	\rightarrow	$n \text{ CO}_2$	+	$(n + 1) \text{ H}_2\text{O}$
2 g						9,11 g

Repaso de química

Se calcula la masa en gramos de cada producto:

$$2 \cancel{\text{g HC}} \cdot \frac{44n \text{ g CO}_2}{(14n + 2) \cancel{\text{g HC}}} = \frac{88n}{14n + 2} \text{ g CO}_2$$

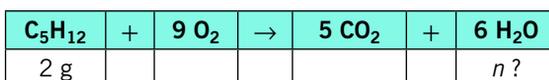
$$2 \cancel{\text{g HC}} \cdot \frac{18 \cdot (n + 1) \text{ g H}_2\text{O}}{(14n + 2) \cancel{\text{g HC}}} = \frac{36 \cdot (n + 1)}{14n + 2} \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\frac{88n}{14n + 2} \text{ g CO}_2 + \frac{36 \cdot (n + 1)}{14n + 2} \text{ g H}_2\text{O} = 9,11 \text{ g totales productos}$$

Despejando: $n = 5,02$. Por tanto, el hidrocarburo es C_5H_{12} (pentano).

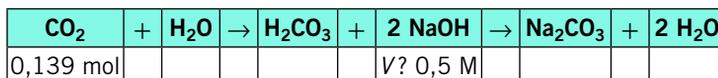
b) Este apartado es una neutralización ácido-base entre el ácido carbónico (H_2CO_3) y la sosa cáustica (NaOH).

El ácido viene de recoger el CO_2 sobre agua. La cantidad en moles de CO_2 con que contamos se calcula a partir de la reacción de combustión ajustada:



$$2 \cancel{\text{g C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol C}_5\text{H}_{12}}}{72 \cancel{\text{g C}_5\text{H}_{12}}} \cdot \frac{5 \text{ mol CO}_2}{1 \cancel{\text{mol C}_5\text{H}_{12}}} = 0,139 \text{ mol CO}_2$$

Ajustando ahora las reacciones de formación del ácido y neutralización con NaOH y poniendo los datos:



$$0,139 \cancel{\text{mol CO}_2} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol H}_2\text{CO}_3}}{1 \cancel{\text{mol CO}_2}} \cdot \frac{2 \cancel{\text{mol NaOH}}}{1 \cancel{\text{mol H}_2\text{CO}_3}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0,5 \cancel{\text{mol NaOH}}} =$$

$$= 0,556 \text{ L NaOH (556 mL)}$$

- 13. Una muestra de 0,322 g de un vapor orgánico a 100 °C y 0,974 atm ocupa un volumen de 62,7 mL. Un análisis de dicho vapor da una composición elemental de C = 65,43 %; O = 29,16 % e H = 5,5 %. ¿Cuál es su fórmula molecular?**

(R. Murcia, 2005)

Suponemos 100 g de compuesto; los porcentajes de cada elemento se nos convierten directamente en cantidades de masa en gramos y utilizando las masas molares de cada uno podemos obtener los moles de C, H y O presentes en el compuesto.

$$\left. \begin{array}{l} \bullet 65,43 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 5,45 \text{ mol C} \\ \bullet 5,5 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 5,5 \text{ mol H} \\ \bullet 29,16 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 1,82 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \text{C}_{5,45} \text{H}_{5,5} \text{O}_{1,82} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_3\text{O}$$

Para calcular la fórmula molecular tenemos unos datos adicionales sobre el compuesto en estado gaseoso que nos permiten calcular la masa molecular del gas a partir de la ecuación de los gases.

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

Como $n = \frac{m}{Mm}$, sustituyendo: $P \cdot V = \frac{m}{Mm} \cdot R \cdot T$

$$Mm = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,322 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 373 \text{ K}}{0,974 \text{ atm} \cdot 0,0627 \text{ L}} = 161,27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Conociendo la masa molecular del compuesto, la comparamos con la masa de la fórmula empírica que habíamos hallado y veremos cuántas veces se repite:

$$n = \frac{Mm_{\text{F. molecular}}}{Mm_{\text{F. empírica}}} \rightarrow n = \frac{161,27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,93 \approx 3$$

Fórmula molecular: $\text{C}_9\text{H}_9\text{O}_3$

- 14. Indique de forma razonada dónde habrá mayor número de átomos de oxígeno: en 20 g de hidróxido de sodio o en 5,6 L de oxígeno medidos a una temperatura de 0 °C y 2 atm de presión.**

(La Rioja, 2007)

Se calcula utilizando factores de conversión:

Átomos de oxígeno en el NaOH:

$$20 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ átomo O}}{1 \text{ molécula NaOH}} = 3,011 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

Átomos de O en el oxígeno gas:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 5,6 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 0,5 \text{ mol O}_2$$

Repaso de química

Por tanto:

$$0,5 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula } O_2} =$$

$$= 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

Hay mayor número de átomos de O en el segundo recipiente.

15. Ordene de mayor a menor número de átomos las cantidades siguientes:

- 10 g de cloruro de plata.
- $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de dióxido de azufre.
- 4 mol de oxígeno en c.n.
- 20 mL de oxígeno gas a 20 °C y 780 mm Hg.

Se calcula el número total de átomos con factores de conversión y se ordenan:

Átomos en AgCl:

$$10 \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,37 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ unidades AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ unidad AgCl}} = 8,4 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

Átomos en SO₂:

$$3 \cdot 10^{20} \text{ moléculas } SO_2 \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } SO_2} = 9,0 \cdot 10^{20} \text{ átomos}$$

Átomos en oxígeno gas en c.n.:

$$4 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula } O_2} =$$

$$= 4,82 \cdot 10^{24} \text{ átomos O}$$

Átomos en oxígeno gas:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} =$$

$$= \frac{1,026 \text{ atm} \cdot 0,02 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K}} = 8,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol } O_2$$

$$8,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula } O_2} =$$

$$= 1,029 \cdot 10^{21} \text{ átomos O}$$

N.º de átomos: O₂ c.n. > AgCl > O₂ a 20 °C > SO₂.

16. En condiciones normales de presión y temperatura un mol de dióxido de carbono contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- a) ¿Cuántas moléculas habrá en 60 g de CO_2 a 129°C y 748 mm Hg ?
 b) ¿Cuál será la densidad del CO_2 en condiciones normales?
 c) ¿Y a 129°C y 748 mm Hg ?

(La Rioja, 2007)

$$\begin{aligned} \text{a) } 60 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} &\cdot \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}}{44 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = \\ &= 8,212 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \end{aligned}$$

b) Densidad del CO_2 en c.n. (1 atm y 273 K):

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

Como $n = \frac{m}{Mm}$, y $\rho = \frac{m}{V}$, sustituyendo y colocando \rightarrow

$$\rightarrow P \cdot Mm = \rho \cdot R \cdot T$$

Si despejamos la densidad:

$$\rho = \frac{P \cdot Mm}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 1,965 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) En las condiciones dadas, $P = 748\text{ mm Hg}$ (0,984 atm) y $T = 402\text{ K}$:

$$\rho = \frac{P \cdot Mm}{R \cdot T} = \frac{0,984 \text{ atm} \cdot 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 402 \text{ K}} = 1,313 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

17. Tenemos dos depósitos, A y B, de igual volumen. En el depósito A hay SO_2 a una determinada presión y temperatura, y en el B hay N_2O_5 a la misma temperatura y mitad de presión.

- a) ¿En qué depósito hay mayor número de moles?
 b) ¿En qué depósito hay mayor número de moléculas?
 c) ¿En qué depósito hay mayor número de átomos?
 d) ¿En que depósito hay mayor masa de gas?

(La Rioja, 2006)

Según el enunciado: $V_A = V_B$, $T_A = T_B$ y $P_A = 2P_B$.

a) Número de moles:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n_A = \frac{P_A \cdot V_A}{R \cdot T_A} \quad \text{y} \quad n_B = \frac{P_B \cdot V_B}{R \cdot T_B}$$

Como todo es igual excepto $P_A = 2P_B$, sustituimos y queda:

$$n_A = \frac{2P_B \cdot V_B}{R \cdot T_B} \quad \text{y} \quad n_B = \frac{P_B \cdot V_B}{R \cdot T_B}$$

De donde se deduce que: $n_A = 2 n_B$; por tanto, hay mayor número de moles en el A.

Repaso de química

- b) Número de moléculas. Como es proporcional al número de moles, a través del número de Avogadro, también habrá el doble de moléculas en A que en B.
- c) Número de átomos. Para calcular el número de moles es necesario utilizar la fórmula química:

$$n_A \cancel{\text{moléculas SO}_2} \cdot \frac{3 \text{ átomos SO}_2}{1 \cancel{\text{molécula SO}_2}} = 3 n_A \text{ átomos}$$

$$n_B \cancel{\text{moléculas N}_2\text{O}_5} \cdot \frac{7 \text{ átomos}}{1 \cancel{\text{molécula N}_2\text{O}_5}} = 7 n_B \text{ átomos}$$

Como $n_A = 2 n_B$, en el SO_2 habrá $6 n_B$ átomos; por tanto, habrá más átomos en el recipiente B.

- d) Como la masa depende de la masa molar:

$$n_A \cancel{\text{mol SO}_2} \cdot \frac{64 \text{ g SO}_2}{1 \cancel{\text{mol SO}_2}} = 64 n_A \text{ g}$$

$$n_B \cancel{\text{mol N}_2\text{O}_5} \cdot \frac{108 \text{ g N}_2\text{O}_5}{1 \cancel{\text{mol N}_2\text{O}_5}} = 108 n_B \text{ g}$$

Como $n_A = 2 n_B$, en el recipiente A habrá $128 n_B$ gramos de gas; por tanto, habrá más masa en el recipiente A.

- 18. 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. Calcule:**

- 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?

(Andalucía, 2007)

- a) Para calcular la fracción molar necesitamos moles de H_2SO_4 y H_2O en la disolución concentrada. Como nos dan datos para 1500 mL de disolución, utilizamos la masa de ácido y después la densidad de la disolución.

Mol de H_2SO_4 (en 1500 mL disolución):

$$147 \cancel{\text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \cancel{\text{ g H}_2\text{SO}_4}} = 1,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Mol de H_2O (en 1500 mL disolución):

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

$$m \text{ disolución} = m \text{ ácido} + m \text{ agua} \rightarrow$$

$$\rightarrow m \text{ agua} = m \text{ dis.} - m \text{ ácido} = 1575 \text{ g} - 147 \text{ g} = 1428 \text{ g agua}$$

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

$$n \text{ totales} = n \text{ ácido} + n \text{ agua} = 1,5 \text{ mol} + 79,33 \text{ mol} = 80,83 \text{ mol}$$

Fracción molar de ácido:

$$X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n \text{ H}_2\text{SO}_4}{n \text{ totales}} = \frac{1,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{80,83 \text{ mol}} = 0,0186$$

Fracción molar de agua:

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n \text{ H}_2\text{O}}{n \text{ totales}} = \frac{79,33 \text{ mol H}_2\text{O}}{80,83 \text{ mol}} = 0,9814$$

- b) A partir de la disolución que queremos preparar calculamos los moles que necesitamos de la primera, y con este dato, la densidad y la riqueza, calculamos el volumen que necesitaremos para preparar la diluida:

$$0,5 \cancel{\text{ L disolución}} \cdot \frac{0,5 \cancel{\text{ mol H}_2\text{SO}_4}}{1 \cancel{\text{ L disolución}}} \cdot \frac{98 \cancel{\text{ g H}_2\text{SO}_4}}{1 \cancel{\text{ mol H}_2\text{SO}_4}} \cdot \frac{1500 \text{ mL disolución concentrada}}{147 \cancel{\text{ g H}_2\text{SO}_4}} = 250 \text{ mL disolución H}_2\text{SO}_4$$

19. Se dispone de ácido clorhídrico comercial del 36 % en peso y densidad 1,18 g/mL.

- a) **¿Qué cantidad de este ácido necesitaremos para preparar 1 L de disolución de concentración 2 M?**
 b) **¿Cuáles serán la fracción molar y la molalidad de esta disolución?**

(La Rioja, 2005)

- a) A partir de la disolución que queremos preparar calculamos los moles que necesitamos de la primera, y con este dato, la densidad y la riqueza, calculamos el volumen que necesitaremos para preparar la diluida.

$$1 \cancel{\text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \cancel{\text{ mol HCl}}}{1 \cancel{\text{ L disolución}}} \cdot \frac{36,5 \cancel{\text{ g HCl}}}{1 \cancel{\text{ mol HCl}}} \cdot \frac{100 \cancel{\text{ g disolución concentrada}}}{36 \cancel{\text{ g HCl}}} \cdot \frac{1 \text{ mL dis. concentrada}}{1,18 \cancel{\text{ g dis. concentrada}}} = 172 \text{ mL disolución H}_2\text{SO}_4$$

- b) Para calcular la fracción molar necesitamos calcular el número de moles de HCl y H₂O en la disolución diluida.

Mol HCl:

$$1 \cancel{\text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \cancel{\text{ L disolución}}} = 2 \text{ mol HCl}$$

Repaso de química

Mol H₂O:

Necesitamos los gramos de H₂O: por una parte tenemos los 172 mL de disolución diluida, más los 828 mL de agua que hemos añadido para diluirla.

Disolución 1 (la concentrada):

$$172 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,18 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{64 \text{ g agua}}{100 \text{ g disolución}} = 129,89 \text{ g agua}$$

Disolución 2 (se supone la densidad del agua como 1 g · mL⁻¹):

$$828 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 828 \text{ g agua}$$

$$m \text{ total agua} = 129,89 \text{ g} + 828 \text{ g} = 957,89 \text{ g agua}$$

y entonces:

$$957,89 \text{ g agua} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g agua}} = 53,22 \text{ mol agua}$$

$$n \text{ totales} = n \text{ ácido} + n \text{ agua} = 2 \text{ mol} + 53,22 \text{ mol} = 55,22 \text{ mol}$$

Fracción molar de ácido:

$$\chi_{\text{HCl}} = \frac{n \text{ HCl}}{n \text{ totales}} = \frac{2 \text{ mol HCl}}{55,22 \text{ mol}} = 0,036$$

c) Molalidad:

$$m = \frac{n \text{ ácido}}{\text{masa disolvente (kg)}} = \frac{2 \text{ mol ácido}}{0,958 \text{ kg disolvente}} = 2,09 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

20. La etiqueta de una botella de ácido nítrico señala como datos del mismo: densidad, 1,40 kg/L, y riqueza, 65 % en peso, además de indicar sus características de peligrosidad.

a) ¿Qué volumen de la misma se necesitará para preparar 250 cm³ de una disolución 0,5 M?

b) Explique el procedimiento seguido en el laboratorio y dibuje y nombre el material necesario para su preparación.

(Castilla y León, 2005)

a) A partir de la disolución diluida (0,5 M) que queremos preparar calculamos los moles que necesitamos de nítrico, y con este dato, la densidad y la riqueza, calculamos el volumen que necesitaremos de la concentrada (dis. cc.) para preparar la diluida:

$$0,250 \text{ L disolución} \cdot \frac{0,5 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g dis. cc.}}{65 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ L dis. cc.}}{1400 \text{ g dis. cc.}} = 8,65 \cdot 10^{-3} \text{ L dis. cc. (8,65 cm}^3\text{)}$$

- b) Se toman con una pipeta $8,65 \text{ cm}^3$ de disolución concentrada y se llevan a un vaso de precipitados en el que hay unos 200 cm^3 de agua. Se agita y disuelve y luego se lleva a un matraz aforado de 250 cm^3 . Se completa hasta el aforo con más agua.

21. **Calcule la concentración molar de una disolución acuosa de cloruro de sodio cuyo contenido en sal es del 1 % en peso y tiene una densidad de 1005 kg/m^3 . Deduzca además la concentración molar de una disolución formada al mezclar 35 mL de la disolución anterior con 50 mL de otra disolución acuosa de cloruro de sodio $0,05 \text{ M}$. Suponga que los volúmenes son aditivos.**

(C. F. Navarra, 2008)

Para calcular la molaridad de la disolución, como siempre se suponen 100 g de disolución:

$$100 \text{ g disolución} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,005 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,099 \text{ L}$$

$$M = \frac{n \text{ soluto}}{V \text{ disolución (L)}} = \frac{\frac{m \text{ NaCl}}{Mm \text{ NaCl}}}{V(\text{L})} = \frac{\frac{1 \text{ g sal}}{58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{0,099 \text{ L}} = 0,172 \text{ M}$$

La segunda parte es una mezcla de dos disoluciones de NaCl. La molaridad final sería:

- Moles de NaCl, disolución 1:

$$(35 \text{ mL}; 0,172 \text{ M}) \rightarrow n = M \cdot V = 0,172 \text{ M} \cdot 0,035 \text{ L} = 6,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- Moles de NaCl, disolución 2:

$$(50 \text{ mL}; 0,05 \text{ M}) \rightarrow n = M \cdot V = 0,05 \text{ M} \cdot 0,05 \text{ L} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M = \frac{n \text{ totales soluto}}{V \text{ total disolución (L)}} = \frac{6,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,035 \text{ L} + 0,05 \text{ L}} = 0,1002 \text{ M}$$

22. **Calcule la masa de NaOH del 93 % de pureza necesaria para preparar 250 mL de una disolución $0,2 \text{ M}$.**

(R. Murcia, 2006)

$$0,250 \text{ L disolución} \cdot \frac{0,2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{100 \text{ g NaOH bote}}{93 \text{ g NaOH puros}} = 2,15 \text{ g NaOH (impuro)}$$

23. El ácido clorhídrico se obtiene industrialmente calentando cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado.

- a) Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.
 b) ¿Cuántos kilogramos de ácido sulfúrico de una concentración del 90 % en peso se necesitarán para producir 100 kg de ácido clorhídrico concentrado al 35 % en peso?
 c) ¿Cuántos kilogramos de cloruro de sodio se emplean por cada tonelada de sulfato de sodio obtenido como subproducto?

(C. Madrid, 2005)

a) La reacción formulada y ajustada con los datos del problema es:

2 NaCl	+	H₂SO₄	→	Na₂SO₄	+	2 HCl
¿m kg?		¿m kg? 90 %		1 t		100 kg 35 %

Aplicamos la estequiometría.

b) Masa en kg de ácido sulfúrico:

$$100\,000 \text{ g dis. HCl} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dis. HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g dis. H}_2\text{SO}_4}{90 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 52\,207 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ (52,2 kg)}$$

c) Masa en kg de cloruro de sodio:

$$1\,000\,000 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 823\,943 \text{ g NaCl (824 kg)}$$

24. Una disolución contiene 0,150 g de un ácido orgánico desconocido en agua. La valoración de esta disolución con hidróxido de sodio 0,2 M necesita de 10,4 mL de esta para su neutralización. A partir de estos datos deducir si el ácido orgánico es:

- a) Propanoico.
 b) Propenoico.
 c) Etanoico.

(La Rioja, 2005)

R-COOH	+	NaOH	→	R-COONa	+	H₂O
0,150 g		10,4 mL 0,2 M				

Es una neutralización mol a mol entre el hidrógeno ácido del grupo -COOH y los grupos hidroxilo del NaOH.

Utilizando la cantidad de NaOH que se gasta en mol y la masa de ácido calculamos la masa molar, y con ello podremos saber el ácido del que hablamos:

$$0,0104 \cancel{\text{ L NaOH}} \cdot \frac{0,2 \cancel{\text{ mol NaOH}}}{1 \text{ L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol R-COOH}}{1 \cancel{\text{ mol NaOH}}} =$$

$$= 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol R-COOH}$$

$$n = \frac{m}{Mm} \rightarrow Mm = \frac{m}{n} = \frac{0,150 \text{ g}}{2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} = 72,11 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Los ácidos y sus masas molares son:

- Propanoico ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$) \rightarrow 74 g/mol.
- Propenoico ($\text{CH}_2=\text{CH-COOH}$) \rightarrow 72 g/mol; este es el ácido buscado.
- Etanoico ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) \rightarrow 60 g/mol.

25. Si se somete al hidrocarburo $\text{C}_{10}\text{H}_{18}$ a combustión completa:

- Formule y ajuste la reacción que se produce.**
- Calcule el número de moles de O_2 que se consumen en la combustión completa de 276 g de hidrocarburo.**
- Determine el volumen de aire, a 25°C y 1 atm, necesario para la combustión completa de dicha cantidad de hidrocarburo (O_2 al 20% en el aire).**

(C. Madrid, 2001)

- La reacción formulada y ajustada con los datos del problema es:

$\text{C}_{10}\text{H}_{18}$	+	$29/2 \text{ O}_2$	\rightarrow	10 CO_2	+	$9 \text{ H}_2\text{O}$
276 g		$n?$ y $V?$ aire				

- Con factores de conversión y estequiometría:

$$276 \cancel{\text{ g C}_{10}\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol C}_{10}\text{H}_{18}}}{138 \cancel{\text{ g C}_{10}\text{H}_{18}}} \cdot \frac{29/2 \text{ mol O}_2}{1 \cancel{\text{ mol C}_{10}\text{H}_{18}}} = 29 \text{ mol O}_2$$

- Calculamos el volumen de oxígeno en las condiciones del problema y, a partir de ahí, el volumen de aire:

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

Despejando:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} =$$

$$= \frac{29 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 708,64 \text{ L O}_2$$

26. El carburo cálcico, CaC_2 , es un compuesto sólido que reacciona con el agua líquida para dar el gas inflamable acetileno y el sólido hidróxido cálcico. Calcule:

- a) El volumen de gas medido en condiciones normales que se obtendrá cuando 80 g de CaC_2 reaccionan con 80 g de agua.
b) La cantidad de reactivo que queda sin reaccionar.

(Castilla y León, 2007)

CaC_2	+	2 H_2O	→	C_2H_2	+	Ca(OH)_2
80 g		80 g		V? c.n.		

- a) Una vez ajustada la reacción es necesario comprobar cuál de los dos es el reactivo limitante. Para ello calculamos el número de moles de cada uno:

$$80 \text{ g } \cancel{\text{CaC}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaC}_2}{64 \text{ g } \cancel{\text{CaC}_2}} = 1,25 \text{ mol } \text{CaC}_2$$

$$80 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 4,44 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

Aunque la relación es 1:2, carburo cálcico:agua, es evidente que sigue sobrando agua. Por tanto, el carburo cálcico es el reactivo limitante. Ahora calculamos el volumen de acetileno que se obtiene en c.n., sabiendo que en dichas condiciones 1 mol de gas ocupa 22,4 L:

$$1,25 \text{ mol } \cancel{\text{CaC}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CaC}_2}} \cdot \frac{22,4 \text{ L } \text{C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2} = 28 \text{ L } \text{C}_2\text{H}_2$$

- b) El agua es el reactivo en exceso:

$$1,25 \text{ mol } \cancel{\text{CaC}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CaC}_2}} = 2,5 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \text{ reaccionan}$$

$$n \text{ sobran} = n \text{ totales} - n \text{ reaccionan} = 4,4 \text{ mol} - 2,5 \text{ mol} = 1,9 \text{ mol sobran } \text{H}_2\text{O} (34,2 \text{ g})$$

27. Un recipiente cerrado de 5 dm^3 contiene 0,05 mol de metano, 0,01 mol de etano, 0,01 mol de helio y 0,14 mol de oxígeno a la temperatura de 0°C .

- a) Calcule la composición de la mezcla en % en masa y en volumen.
b) Si se hace saltar una chispa, el metano y el etano reaccionan y se obtiene dióxido de carbono y agua. Calcule las presiones parciales del dióxido de carbono y del oxígeno en la mezcla gaseosa final cuando la temperatura es de 150°C .

a) Es necesario calcular el % en masa y el % en volumen.

Como nos dan los datos de los moles, a través de las fracciones molares tenemos ya los datos de la composición en volumen. Para la composición en masa es necesario calcular también las masas de cada uno y la masa total.

Metano:

$$n = 0,05 \text{ mol} \rightarrow m = n \cdot Mm = 0,05 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,8 \text{ g}$$

Etano:

$$n = 0,01 \text{ mol} \rightarrow m = n \cdot Mm = 0,01 \text{ mol} \cdot 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,3 \text{ g}$$

Helio:

$$n = 0,01 \text{ mol} \rightarrow m = n \cdot Mm = 0,01 \text{ mol} \cdot 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,04 \text{ g}$$

O₂:

$$n = 0,14 \text{ mol} \rightarrow m = n \cdot Mm = 0,14 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4,48 \text{ g}$$

Entonces:

$$n \text{ total} = 0,21 \text{ mol}; m \text{ total} = 5,62 \text{ g}$$

$$\% \text{ volumen} = \frac{V_{\text{gas}}}{V_{\text{total}}} \cdot 100 = \frac{n_{\text{gas}}}{n_{\text{total}}} \cdot 100$$

Ya que:

$$\chi_{\text{gas}} = \frac{n_{\text{gas}}}{n_{\text{total}}} = \frac{V_{\text{gas}}}{V_{\text{total}}}$$

	Gas			
	Metano	Etano	Helio	Oxígeno
% volumen	23,8	4,76	4,76	66,7
% masa	14,2	5,30	0,70	79,7

b) Al hacer saltar una chispa la reacción que se produce es la combustión del metano y el etano. El helio no reacciona y se formarían CO₂ y H₂O. Para calcular las presiones parciales de CO₂ y O₂ necesitamos saber el número de moles de todos los compuestos que quedan al final, para calcular la presión total y, con ella, las parciales:

CH₄	+	2 O₂	→	CO₂	+	2 H₂O
0,05 mol		n?				
CH₃CH₃	+	7/2 O₂	→	2 CO₂	+	3 H₂O
0,01 mol		n?				

Calculamos los moles que intervienen:

$$0,05 \frac{\text{mol CH}_4}{\cancel{\text{mol CH}_4}} \cdot \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \cancel{\text{mol CH}_4}} = 0,1 \text{ mol O}_2$$

$$0,05 \frac{\text{mol CH}_4}{\cancel{\text{mol CH}_4}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \cancel{\text{mol CH}_4}} = 0,05 \text{ mol CO}_2$$

$$0,05 \frac{\text{mol CH}_4}{\cancel{\text{mol CH}_4}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{mol CH}_4}} = 0,1 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$0,01 \frac{\text{mol C}_2\text{H}_6}{\cancel{\text{mol C}_2\text{H}_6}} \cdot \frac{7/2 \text{ mol O}_2}{1 \cancel{\text{mol C}_2\text{H}_6}} = 0,035 \text{ mol O}_2$$

$$0,01 \frac{\text{mol C}_2\text{H}_6}{\cancel{\text{mol C}_2\text{H}_6}} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \cancel{\text{mol C}_2\text{H}_6}} = 0,02 \text{ mol CO}_2$$

$$0,01 \frac{\text{mol C}_2\text{H}_6}{\cancel{\text{mol C}_2\text{H}_6}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{mol C}_2\text{H}_6}} = 0,03 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$n \text{ O}_2 \text{ gastados totales} = 0,135 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow n \text{ O}_2 \text{ quedan} = 0,14 \text{ mol} - 0,135 \text{ mol} = 0,005 \text{ mol}$$

$$n \text{ CO}_2 \text{ totales} = 0,07 \text{ mol}; n \text{ H}_2\text{O} \text{ totales} = 0,13 \text{ mol}; n \text{ He} = 0,01 \text{ mol}$$

Sumando todos:

$$n_T = 0,005 + 0,07 + 0,13 + 0,01 = 0,215 \text{ mol}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} =$$

$$= \frac{0,215 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 423 \text{ K}}{5 \text{ L}} = 1,49 \text{ atm}$$

Las presiones parciales serán:

$$P_{\text{CO}_2} = P_T \cdot X_{\text{CO}_2} = 1,49 \text{ atm} \cdot \frac{0,07}{0,215} = 0,485 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = P_T \cdot X_{\text{O}_2} = 1,49 \text{ atm} \cdot \frac{0,005}{0,215} = 0,035 \text{ atm}$$

28. Para neutralizar el ácido acético contenido en 10 mL de un vinagre comercial, se precisan 18 mL de una disolución de hidróxido de sodio que contiene 20 g de NaOH por cada litro.

a) Determine la concentración molar del ácido acético.

b) Calcule el % en peso de ácido acético en el vinagre.

(Considerar la densidad del vinagre igual a la del agua.)

(País Vasco, 2006)

CH ₃ -COOH	+	NaOH	→	CH ₃ -COONa	+	H ₂ O
10 mL		18 mL; 20 g/L				

- a) Después de ajustar la reacción y anotar los datos calculamos la concentración del ácido con los moles de NaOH gastados:

$$18 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{20 \text{ g NaOH}}{1000 \text{ mL NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

$$M = \frac{n}{V(L)} = \frac{9 \cdot 10^{-3} \text{ mol ácido}}{0,01 \text{ L disolución}} = 0,9 \text{ M}$$

- b) Ahora calculamos la pureza teniendo en cuenta los datos del enunciado ($\rho_{\text{vinagre}} = 1 \text{ g/mL}$).

$$10 \text{ mL dis. ácido} \cdot \frac{1 \text{ g dis. ácido}}{1 \text{ mL dis. ácido}} = 10 \text{ g dis. ácido}$$

$$9 \cdot 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 0,54 \text{ g ácido}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{m \text{ ácido}}{m \text{ disolución}} \cdot 100 = \frac{0,54 \text{ g ácido}}{10 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 5,4 \%$$

- 29.** En un recipiente de hierro de 5 L se introduce aire (cuyo porcentaje en volumen es 21 % de oxígeno y 79 % de nitrógeno) hasta conseguir una presión interior de 0,1 atm a la temperatura de 239° C. Si se considera que todo el oxígeno reacciona y que la única reacción posible es la oxidación del hierro a óxido de hierro (II), calcule:

- Los gramos de óxido de hierro (II) que se formarán.
- La presión final en el recipiente.
- La temperatura a la que habría que calentar el recipiente para que se alcance una presión final de 0,1 atm.

(C. Madrid, 2002)

Fe	+	1/2 O ₂	→	FeO
		5 L aire (21 % O ₂)		

- a) A partir del volumen de aire, y en las condiciones de reacción, se calculan los moles de oxígeno que hay y que serán los que reaccionen con el hierro del recipiente, oxidándolo a FeO.

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

$$\rightarrow n_T = \frac{P \cdot V_T}{R \cdot T} = \frac{0,1 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 512 \text{ K}} = 0,012 \text{ mol totales}$$

Repaso de química

De las relaciones de los gases:

$$\frac{V_{O_2}}{V_T} = \frac{n_{O_2}}{n_T} \rightarrow n_{O_2} = n_T \cdot \frac{V_{O_2}}{V_T} = 0,012 \text{ mol} \cdot \frac{21 \text{ L}}{100 \text{ L}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Con la estequiometría:

$$2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol FeO}}{1/2 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{71,85 \text{ g FeO}}{1 \text{ mol FeO}} = 0,359 \text{ g FeO}$$

- b) La presión final en el recipiente será la debida al N_2 del aire que no reacciona. Como tenemos el número de moles totales y el de O_2 , restando calculamos el de N_2 , y con la ecuación de los gases ideales, la presión:

$$n_{N_2} = n_{\text{totales}} - n_{O_2} = 0,012 \text{ mol} - 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P_{N_2} = \frac{n_{N_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 512 \text{ K}}{5 \text{ L}} = 0,0798 \text{ atm}$$

- c) Por último tenemos un problema de cambio en las condiciones de un gas (el volumen no varía):

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} \rightarrow \rightarrow T_f = \frac{P_f \cdot T_i}{P_i} = \frac{0,1 \text{ atm} \cdot 512 \text{ K}}{0,0798 \text{ atm}} = 641,84 \text{ K} (369 \text{ } ^\circ\text{C})$$

- 30. Una muestra, que es una mezcla de bromuro sódico y bromuro potásico, y que pesa 0,56 g, se trata con una disolución acuosa de nitrato de plata. De este modo, todo el bromo presente en la muestra precipita en forma de bromuro de plata, obteniéndose 0,97 g de este último compuesto.**

- a) Calcule la fracción de bromuro potásico presente en la mezcla original.
 b) ¿Cuál es el volumen de disolución 1 M de nitrato de plata que se necesita para precipitar todo el bromo presente en la muestra?

(La Rioja, 2007)

NaBr	+	AgNO ₃	→	AgBr	+	NaNO ₃
KBr	+	AgNO ₃	→	AgBr	+	KNO ₃
NaBr + KBr	+	2 AgNO ₃	→	2 AgBr	+	NaNO ₃ + KNO ₃
0,56 g		V? 1 M		0,97 g		

a) y b) Se han escrito las dos reacciones que tienen lugar y la suma de ellas, ya que los datos relativos a reactivos y productos se dan para el proceso global. En este ejercicio, lo mejor es hacer primero el segundo apartado, ya que con los datos del enunciado tenemos suficiente información.

Calculamos la cantidad de AgNO_3 que necesitaremos para que reaccione todo el bromo presente en la muestra, que se encuentra íntegro en el AgBr de los productos:

$$0,97 \text{ g AgBr} \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{187,78 \text{ g AgBr}} \cdot \frac{2 \text{ mol AgNO}_3}{2 \text{ mol AgBr}} \cdot \frac{1 \text{ L dis. AgNO}_3}{1 \text{ mol AgNO}_3} = \\ = 5,17 \cdot 10^{-3} \text{ L disolución (5,17 mL)}$$

Para poder calcular la fracción de KBr tenemos la cantidad total de reactivos, NaBr y KBr , y de producto, AgBr . Como todo el bromo está en estos tres compuestos, podemos plantear un sistema de ecuaciones con los datos que nos dan, llamando $x =$ masa NaBr e $y =$ masa KBr :

A partir del AgBr calculamos la masa total de bromo de la muestra inicial:

$$0,97 \text{ g AgBr} \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{187,78 \text{ g AgBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}}{1 \text{ mol AgBr}} \cdot \frac{79,91 \text{ g Br}}{1 \text{ mol Br}} = \\ = 0,413 \text{ g Br}$$

Podemos calcular la masa de Br que hay en el NaBr y el KBr iniciales:

$$x \text{ g NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBr}}{102,91 \text{ g NaBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}}{1 \text{ mol NaBr}} \cdot \frac{79,91 \text{ g Br}}{1 \text{ mol Br}} = \\ = 0,777x \text{ g Br}$$

$$y \text{ g KBr} \cdot \frac{1 \text{ mol KBr}}{119,01 \text{ g KBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}}{1 \text{ mol KBr}} \cdot \frac{79,91 \text{ g Br}}{1 \text{ mol Br}} = 0,671y \text{ g Br}$$

El sistema de ecuaciones queda:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 0,56 \text{ g} \\ 0,777x + 0,671y = 0,413 \text{ g} \end{array} \right\} \rightarrow \begin{array}{l} x \text{ (masa NaBr)} = 0,351 \text{ g} \\ y \text{ (masa KBr)} = 0,209 \text{ g} \end{array}$$

(En moles: $n \text{ NaBr} = 3,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ y $n \text{ KBr} = 1,76 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.)

31. Al quemar 60 cm^3 de una mezcla de metano y etano, medidos a 0°C y 1 atm de presión, con cantidad suficiente de oxígeno, se producen 80 cm^3 de dióxido de carbono, medidos en las citadas condiciones, y agua. Calcule:
- Cuál es la composición porcentual de la mezcla expresada en volumen.
 - La cantidad de oxígeno, expresada en moles, necesaria para la combustión total de la mezcla.

(Castilla y León, 2005)

Repaso de química

Hay varias formas de resolver este ejercicio. Una de ellas es aprovechando que los gases se encuentran en condiciones normales y un mol de gas en c.n. ocupa 22,4 L.

- a) Es necesario plantear un sistema de ecuaciones para calcular el volumen de metano y etano en la muestra inicial:

CH₄	+	2 O₂	→	CO₂	+	2 H₂O
CH₃-CH₃	+	7/2 O₂	→	2 CO₂	+	3 H₂O
CH₄ + CH₃-CH₃	+	11/2 O₂	→	3 CO₂	+	5 H₂O
60 cm ³				80 cm ³		

Llamamos x = volumen CH₄ e y = volumen CH₃CH₃ en la muestra inicial. Con las relaciones estequiométricas calculamos el volumen de CO₂ que se desprende y planteamos el sistema de ecuaciones:

$$x \text{ cm}^3 \text{ CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ L CH}_4}{1000 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{22,4 \text{ L CH}_4 \text{ c.n.}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2 \text{ c.n.}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2}{1 \text{ L CO}_2} = x \text{ cm}^3 \text{ CO}_2$$

$$y \text{ cm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_3 \cdot \frac{1 \text{ L CH}_3\text{CH}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_3}{22,4 \text{ L CH}_3\text{CH}_3 \text{ c.n.}} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2 \text{ c.n.}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2}{1 \text{ L CO}_2} = 2y \text{ cm}^3 \text{ CO}_2$$

Así que tendremos el sistema:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 60 \text{ cm}^3 \\ x + 2y = 80 \text{ cm}^3 \end{array} \right\} \rightarrow \begin{array}{l} x = 40 \text{ cm}^3 \\ y = 20 \text{ cm}^3 \end{array}$$

La composición en volumen de la mezcla (%), para 100 cm³ de mezcla, es:

$$100 \text{ cm}^3 \text{ mezcla} \cdot \frac{40 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4}{60 \text{ cm}^3 \text{ mezcla}} = 66,67 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4 \rightarrow \\ \rightarrow 66,67 \% \text{ CH}_4$$

$$100 \text{ cm}^3 \text{ mezcla} \cdot \frac{20 \text{ cm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_3}{60 \text{ cm}^3 \text{ mezcla}} = 33,33 \text{ cm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_3 \rightarrow \\ \rightarrow 33,33 \% \text{ CH}_3\text{CH}_3$$

b) Para calcular el número de moles de oxígeno que son necesarios utilizamos la estequiometría:

$$40 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ L CH}_4}{1000 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{22,4 \text{ L CH}_4 \text{ c.n.}} \cdot \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} =$$

$$= 3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

$$20 \text{ cm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_3 \cdot \frac{1 \text{ L CH}_3\text{CH}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_3}{22,4 \text{ L CH}_3\text{CH}_3 \text{ c.n.}} \cdot$$

$$\cdot \frac{7/2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_3} = 3,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

$$n_{\text{total}} = 3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 3,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 6,695 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

32. Se mezclan 20 g de Zn puro con 200 mL de HCl 6 M. Cuando termine el desprendimiento de hidrógeno, ¿qué habrá quedado sin reaccionar: cinc o ácido?, ¿qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 760 mm Hg, se habrá desprendido?

Zn	+	2 HCl	→	ZnCl ₂	+	H ₂
20 g		200 mL, 6 M				V? 27 °C y 760 mm Hg

Una vez ajustada la reacción y tomados los datos, es necesario saber cuál de los dos reactivos es el limitante. Para ello calculamos el número de moles de cada uno:

$$20 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,37 \text{ g Zn}} = 0,306 \text{ mol Zn}$$

$$200 \text{ mL HCl} \cdot \frac{6 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL HCl}} = 1,2 \text{ mol HCl}$$

Como la relación es 1:2 en Zn:HCl, es evidente que sobra HCl, y, por tanto, el Zn es el reactivo limitante.

Para calcular el volumen de H₂ que se desprende en las condiciones de reacción calculamos el número de moles y luego utilizamos la ecuación de los gases.

$$20 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,37 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,306 \text{ mol H}_2$$

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

Despejando:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,306 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 7,52 \text{ L}$$

33. Para determinar la riqueza de una partida de cinc se tomaron 50,0 g de una muestra homogénea y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y densidad 1,18 g/mL, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción de cinc con ácido clorhídrico produce cloruro de cinc e hidrógeno. Calcule:

- a) La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
b) El porcentaje de cinc en la muestra.

(Castilla y León, 2006)

Zn	+	2 HCl	→	ZnCl ₂	+	H ₂
50 g		126 mL; 37 %; 1,18 g/mL				

- a) Para calcular la molaridad del HCl lo hacemos como siempre:

$$100 \text{ g disolución HCl} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,18 \text{ g disolución}} =$$

$$= 84,74 \text{ mL (0,08474 L disolución)}$$

$$M = \frac{n}{V(\text{L}) \text{ disolución}} = \frac{\frac{m}{Mm}}{V(\text{L}) \text{ disolución}} = \frac{\frac{37 \text{ g}}{36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{0,08474 \text{ L}} =$$

$$= 11,96 \text{ M}$$

- b) Calculamos con el ácido gastado los gramos de Zn puros en la muestra inicial y luego, con los gramos reales, calculamos la pureza de Zn en la muestra (%).

$$126 \text{ mL HCl} \cdot \frac{11,96 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,37 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} =$$

$$= 49,25 \text{ g Zn puros}$$

$$\% \text{ Zn muestra} = \frac{m \text{ Zn}}{m \text{ muestra}} \cdot 100 = \frac{49,25 \text{ g}}{50 \text{ g}} \cdot 100 = 98,51 \%$$