

CONCEPTOS CLAVE DE ESTEQUIOMETRÍA PARA 2º BACHILLERATO

Para resolver con éxito cualquier problema en la EvAU (especialmente en los bloques de Equilibrio, Ácido-Base y Redox), es fundamental dominar las siguientes relaciones:

- **1. Concepto de Mol y Masa Molar:** Relaciona masa (m en gramos) con moles (n).

$$n = \frac{m}{M_m} \quad \text{donde } M_m \text{ es la masa molar (g/mol).}$$

- **2. Pureza (Riqueza):** Las muestras reales rara vez son puras. Solo reacciona la parte pura.

$$m_{\text{pura}} = m_{\text{muestra}} \cdot \frac{\% \text{ Pureza}}{100}$$

- **3. Disoluciones (Densidad y Concentración):** Ojo con confundir densidad de la disolución con concentración del soluto.

$$\text{Densidad: } d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}} \quad (\text{g/cm}^3 \text{ o g/mL})$$

$$\text{Molaridad: } M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución (L)}}} \quad (\text{mol/L})$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

- **4. Gases Ideales:** Fundamental para gases recogidos en condiciones que no sean estándar. La Temperatura (T) **siempre en Kelvin** y la presión (P) en atmósferas.

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

- **5. Reactivo Limitante:** Si dan datos iniciales de **dos reactivos**, no puedes elegir al azar. Debes calcular los moles de ambos, dividir entre sus respectivos coeficientes estequiométricos y el que dé el valor menor dictará toda la reacción (se consume por completo).

1) (2012-Septiembre, B4) Una muestra de 15 g de calcita, que contiene un 98 % en peso de carbonato de calcio puro, se hace reaccionar con ácido sulfúrico del 96 % y densidad $1,84 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ formándose sulfato de calcio y desprendiéndose dióxido de carbono y agua.

- Formule y ajuste la reacción que ocurre.
- ¿Qué volumen de ácido sulfúrico será necesario para que reaccione totalmente la muestra de calcita?
- ¿Cuántos litros de CO_2 se desprenderán, medidos a 1 atm y 25°C ?
- ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio se producirán en la reacción?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas: $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$; $S = 32$; $Ca = 40$.

2) (2009-Modelo, 2B) En la reacción de hierro metálico con vapor de agua se produce óxido ferroso-férrico (Fe_3O_4) e hidrógeno molecular.

- Formule y ajuste la reacción química que tiene lugar.

- b) Calcule el volumen de hidrógeno gaseoso medido a 127 °C y 5 atm que se obtiene por reacción de 558 g de hierro metálico.
- c) ¿Cuántos gramos de óxido ferroso-férrico se obtendrán a partir de 3 moles de hierro?
- d) ¿Cuántos L de vapor de agua a 10 atm y 127 °C se precisa para reaccionar con los 3 moles de hierro?

Datos. Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16. R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹.

3) (2008-Septiembre, 2B) 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 necesitará 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?

Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35,5.

4) (2008-Junio, 1B) El acetileno o etino (C₂H₂) se obtiene por reacción del carburo de calcio (CaC₂) con agua.

- a) Formule y ajuste la reacción de obtención del acetileno, si se produce además hidróxido de calcio.
- b) Calcule la masa de acetileno formada a partir de 200 g de un carburo de calcio del 85 % de pureza.
- c) ¿Qué volumen de acetileno gaseoso se produce a 25 °C y 2 atm con los datos del apartado anterior?

Datos. R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹; Masas atómicas: Ca = 40; C = 12; H = 1.

5) (2007-Junio, 2B) Una muestra impura de óxido de hierro (III) (sólido) reacciona con un ácido clorhídrico comercial de densidad 1,19 g · cm⁻³ que contiene el 35 % en peso del ácido puro.

- a) Escriba y ajuste la reacción que se produce, si se obtiene cloruro de hierro (III) y agua.
- b) Calcule la pureza del óxido de hierro (III) si 5 gramos de este compuesto reaccionan exactamente con 10 cm³ del ácido.
- c) ¿Qué masa de cloruro de hierro (III) se obtendrá?

Datos. Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16; H = 1; Cl = 35,5.

SOLUCIONARIO Y CRITERIOS DE CORRECCIÓN (EvAU)

En 2º de Bachillerato, la formulación incorrecta o el mal ajuste de una reacción invalidan parcial o totalmente el problema. A continuación se presentan las resoluciones detalladas modelo 10/10.

Problema 1 (Calcita y Ácido Sulfúrico)

- **a) Ecuación ajustada:** $\text{CaCO}_3(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow \text{CaSO}_4(s) + \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- **b) Volumen de disolución de H_2SO_4 :**
 Calculamos los gramos reales (puros) de carbonato de calcio que reaccionan:
 $m(\text{CaCO}_3 \text{ puro}) = 15 \text{ g} \cdot \frac{98}{100} = 14,7 \text{ g}.$
 Calculamos los moles: $n(\text{CaCO}_3) = \frac{14,7 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 0,147 \text{ mol}.$
 Por estequiometría 1:1, reaccionan 0,147 mol de H_2SO_4 .
 Pasamos estos moles a masa pura de ácido: $m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}) = 0,147 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 14,406 \text{ g}.$
 El ácido disponible está al 96 %. Calculamos la masa de disolución total:
 $m(\text{disolución}) = 14,406 \text{ g puros} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{96 \text{ g puros}} = 15,006 \text{ g de disolución}.$
 Finalmente, usamos la densidad para hallar el volumen:
 $V = \frac{m}{d} = \frac{15,006 \text{ g}}{1,84 \text{ g/mL}} = 8,16 \text{ mL de disolución}.$
- **c) Volumen de CO_2 :**
 Por la estequiometría 1:1, se forman 0,147 mol de CO_2 . Pasamos la temperatura a Kelvin ($T = 298 \text{ K}$).
 $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,147 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 3,59 \text{ L de } \text{CO}_2.$
- **d) Masa de sulfato de calcio:**
 Nuevamente por relación 1:1, se forman 0,147 mol de CaSO_4 .
 Calculamos la masa molar: $M_m(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + (4 \cdot 16) = 136 \text{ g/mol}.$
 $m(\text{CaSO}_4) = 0,147 \text{ mol} \cdot 136 \text{ g/mol} = 19,99 \text{ g}.$

Ojo al fallo EvAU: Tratar la densidad (1,84) como si fuera concentración (g/L en vez de g/mL) o usar la pureza del 96 % al revés multiplicando en lugar de dividiendo al buscar la disolución total.

Problema 2 (Hierro y Vapor de agua)

- **a) Ecuación ajustada:** $3\text{Fe}(s) + 4\text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(s) + 4\text{H}_2(g)$
- **b) Volumen de H_2 :**
 $n(\text{Fe}) = \frac{558 \text{ g}}{55,8 \text{ g/mol}} = 10 \text{ mol}.$
 Relación estequiométrica (3 moles Fe producen 4 moles H_2): $n(\text{H}_2) = 10 \cdot \frac{4}{3} = 13,33 \text{ mol}.$
 Pasamos la temperatura: $T = 127 + 273 = 400 \text{ K}.$
 $V(\text{H}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{13,33 \cdot 0,082 \cdot 400}{5} = 87,45 \text{ L}.$
- **c) Masa de óxido ferroso-férrico:**
 A partir de 3 moles de Fe, la estequiometría dicta que se produce exactamente **1 mol** de Fe_3O_4 .
 $M_m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = (3 \cdot 55,8) + (4 \cdot 16) = 231,4 \text{ g/mol}.$
 Masa obtenida = $1 \text{ mol} \cdot 231,4 \text{ g/mol} = 231,4 \text{ g}.$
- **d) Litros de vapor de agua:**
 Para 3 moles de Fe, se necesitan exactamente **4 moles** de H_2O (gas).
 $V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot 400}{10} = 13,12 \text{ L}.$

Problema 3 (Método industrial del HCl)

- a) Ecuación ajustada: $2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow 2HCl + Na_2SO_4$

- b) Kg de ácido sulfúrico:

Primero, hallamos la masa pura de HCl necesaria: $100 \text{ kg} \cdot 0,35 = 35 \text{ kg puros de HCl} = 35000 \text{ g}$.
 $n(HCl) = \frac{35000 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 958,9 \text{ mol}$.

Por la estequiometría, se necesita la mitad de moles de sulfúrico: $n(H_2SO_4) = \frac{958,9}{2} = 479,45 \text{ mol}$.

Pasamos a masa pura: $m(H_2SO_4) = 479,45 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 46986,1 \text{ g puros} = 46,99 \text{ kg puros}$.

Como el frasco está al 90 % de pureza: $m_{\text{comercial}} = 46,99 \cdot \frac{100}{90} = 52,21 \text{ kg de } H_2SO_4$.

- c) Kg de Cloruro de Sodio (NaCl):

Por cada tonelada ($1000 \text{ kg} = 10^6 \text{ g}$) de Na_2SO_4 ($M_m = 142 \text{ g/mol}$):

$$n(Na_2SO_4) = \frac{10^6 \text{ g}}{142 \text{ g/mol}} = 7042,25 \text{ mol}$$

Relación estequiométrica: 1 mol Na_2SO_4 proviene de 2 moles de NaCl.

$$n(NaCl) = 7042,25 \cdot 2 = 14084,5 \text{ mol}$$

$$m(NaCl) = 14084,5 \text{ mol} \cdot 58,5 \text{ g/mol} = 823943 \text{ g} = 823,9 \text{ kg de NaCl}$$

Problema 4 (Obtención de acetileno)

- a) Ecuación ajustada: $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$

- b) Masa de acetileno:

$$m(CaC_2 \text{ puro}) = 200 \text{ g} \cdot 0,85 = 170 \text{ g}$$

$$n(CaC_2) = \frac{170 \text{ g}}{64 \text{ g/mol}} = 2,656 \text{ mol}$$

La relación es 1:1, así que se producen 2,656 mol de C_2H_2 .

$$M_m(C_2H_2) = 26 \text{ g/mol} \rightarrow m(C_2H_2) = 2,656 \text{ mol} \cdot 26 \text{ g/mol} = 69,06 \text{ g}$$

- c) Volumen de acetileno ($T = 298 \text{ K}$, $P = 2 \text{ atm}$):

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2,656 \cdot 0,082 \cdot 298}{2} = 32,46 \text{ L}$$

Problema 5 (Pureza de óxido férrico)

- a) Ecuación ajustada: $Fe_2O_3(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2FeCl_3(aq) + 3H_2O(l)$

- b) Cálculo de pureza:

Hallamos la masa del ácido comercial: $m_{\text{disolución}} = V \cdot d = 10 \text{ cm}^3 \cdot 1,19 \text{ g/cm}^3 = 11,9 \text{ g de disolución}$.

Calculamos el HCl puro (35 %): $11,9 \cdot 0,35 = 4,165 \text{ g puros de HCl}$.

$$n(HCl) = \frac{4,165 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,1141 \text{ mol de HCl}$$

Por la estequiometría, 6 moles de HCl reaccionan con 1 mol de Fe_2O_3 :

$$n(Fe_2O_3 \text{ puro}) = \frac{0,1141}{6} = 0,0190 \text{ mol}$$

$$m(Fe_2O_3 \text{ puro}) = 0,0190 \text{ mol} \cdot 159,6 \text{ g/mol} = 3,035 \text{ g}$$

Como la muestra inicial pesaba 5 gramos, calculamos el porcentaje de pureza:

$$\text{Pureza} = \frac{3,035 \text{ g puros}}{5 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 60,7 \%$$

- c) Masa de cloruro de hierro (III) obtenida:

A partir de los moles de la muestra pura reactiva (0,0190 mol de Fe_2O_3), la estequiometría (1:2) indica que se formará el doble de moles de $FeCl_3$:

$$n(FeCl_3) = 0,0190 \cdot 2 = 0,038 \text{ mol}$$

$$M_m(FeCl_3) = 55,8 + (3 \cdot 35,5) = 162,3 \text{ g/mol}$$

$$m(FeCl_3) = 0,038 \text{ mol} \cdot 162,3 \text{ g/mol} = 6,17 \text{ g}$$

Ojo al fallo EvAU: Usar los 5 gramos directamente como si fueran masa pura para sacar los moles. Siempre que el enunciado indique muestra impura y un reactivo valorante (en este caso el HCl), es la cantidad analítica del ácido la que te chiva cuánta masa *realmente* ha reaccionado.

