

**PAU - COMUNIDAD VALENCIANA**

# **QUÍMICA**

**EJERCICIO 2B**

**JULIO 2025**

**EXTRA DANA**

**ESTEQUIOMETRÍA**



# DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 <b>H</b> Hidrógeno 1,008																	2 <b>He</b> Helio 4,0026
3 <b>Li</b> Litio 6,94	4 <b>Be</b> Berilio 9,0122											5 <b>B</b> Boro 10,81	6 <b>C</b> Carbono 12,011	7 <b>N</b> Nitrógeno 14,007	8 <b>O</b> Oxígeno 15,999	9 <b>F</b> Flúor 18,998	10 <b>Ne</b> Neón 20,180
11 <b>Na</b> Sodio 22,990	12 <b>Mg</b> Magnesio 24,305											13 <b>Al</b> Aluminio 26,982	14 <b>Si</b> Silicio 28,085	15 <b>P</b> Fósforo 30,974	16 <b>S</b> Azufre 32,06	17 <b>Cl</b> Cloro 35,45	18 <b>Ar</b> Argón 39,95

**Constantes y factores de conversión:**  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  
 $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $K_w (298 \text{ K}) = 10^{-14}$ .  
 $1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ ;  $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$ .

## FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales:  $PV = nRT$

Ecuación de Dalton:  $p_i = x_i P$

Ecuación de Arrhenius:  $k = A e^{-E_a/RT}$

2ª ley de Faraday:  $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$

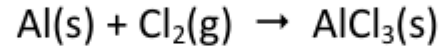
Energía de un fotón:  $E = \frac{hc}{\lambda}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

# Ejercicio 2B

## Opción 2.B. (2 puntos)

El tricloruro de aluminio,  $\text{AlCl}_3$ , es un compuesto químico utilizado en multitud de aplicaciones, desde el craqueo catalítico del petróleo a la conservación de la madera o la producción de desinfectantes. Industrialmente se obtiene haciendo reaccionar aluminio con dicloro, de acuerdo con la ecuación química siguiente, **no ajustada**:



En un reactor de 4,5 litros de volumen, mantenido a  $75^\circ\text{C}$ , se depositan 4,23 g de chatarra de aluminio que contiene un 87,3 % de este metal, y el resto son impurezas que no reaccionan con el cloro molecular. A continuación, se insufla una corriente de  $\text{Cl}_2$  hasta que la presión en el interior del recipiente alcanza 1,82 atm.

- a) Ajuste la ecuación química y calcule la cantidad, en gramos, de  $\text{AlCl}_3$  obtenida. **(1,2 puntos)**  
b) Calcule las cantidades, en gramos, de Al y  $\text{Cl}_2$  que quedan sin reaccionar, una vez finalizada la reacción. **(0,8 puntos)**

**Solución:** En primer lugar, debemos ajustar la ecuación química dada.  $2 \text{Al}(s) + 3 \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2 \text{AlCl}_3(s)$

A continuación, se toman datos y se calculan las masas molares.

**Datos:** Masa chatarra de Al= 4,23 g       $MM(\text{Al}) = 26,982 \text{ g/mol}$   
Riqueza chatarra en Al= 87,3%       $MM(\text{Cl}_2) = 2 \cdot 35,45 = 70,9 \text{ g/mol}$   
 $V=4,5 \text{ L}$        $MM(\text{AlCl}_3) = 26,982 + 3 \cdot 35,45 = 133,332 \text{ g/mol}$   
 $T=75^\circ\text{C}=348 \text{ K}$   
 $p=1,82 \text{ atm}$

a) Ajuste la ecuación química y calcule la cantidad, en gramos, de  $AlCl_3$  obtenida. **(1,2 puntos)**  $2 Al(s) + 3 Cl_2(g) \rightarrow 2 AlCl_3(s)$

**Datos:** Masa chatarra de Al= 4,23 g

V=4,5 L

$MM(Al) = 26,982 \text{ g/mol}$

Riqueza chatarra en Al= 87,3%

T=75 °C=348 K

$MM(Cl_2) = 2 \cdot 35,45 = 70,9 \text{ g/mol}$

p=1,82 atm

$MM(AlCl_3) = 26,982 + 3 \cdot 35,45 = 133,332 \text{ g/mol}$

Se calcula la masa de Aluminio.  $m_{Al} = Riqueza(\%) \cdot m_{chatarra} = \frac{87,3}{100} \cdot 4,23 = 3,693 \text{ g de Al}$

Se calcula la cantidad de Al en mol:  $n_{Al} = \frac{m_{Al}}{MM(Al)} = \frac{3,693}{26,982} = 0,137 \text{ mol de Al}$

Se calcula la cantidad de gas cloro en mol, utilizando la ecuación de los gases ideales:  $p \cdot V = n_{Cl_2} \cdot R \cdot T \longrightarrow n_{Cl_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,82 \cdot 4,5}{0,082 \cdot 348} = 0,287 \text{ mol de } Cl_2$

Se comprueba cual es el reactivo limitante.  $0,137 \text{ mol Al} \cdot \frac{3 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ mol Al}} = 0,2055 \text{ mol } Cl_2 \text{ se necesitan}$

Puesto que hay un exceso de gas cloro, **el reactivo limitante es el aluminio.**

a) Ajuste la ecuación química y calcule la cantidad, en gramos, de  $\text{AlCl}_3$  obtenida. **(1,2 puntos)**  $2 \text{Al}(s) + 3 \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2 \text{AlCl}_3(s)$

**Datos:** Masa chatarra de Al= 4,23 g

V=4,5 L

$MM(\text{Al}) = 26,982 \text{ g/mol}$

Riqueza chatarra en Al= 87,3%

T=75 °C=348 K

$MM(\text{Cl}_2) = 2 \cdot 35,45 = 70,9 \text{ g/mol}$

p=1,82 atm

$MM(\text{AlCl}_3) = 26,982 + 3 \cdot 35,45 = 133,332 \text{ g/mol}$

Se calculan los moles de  $\text{AlCl}_3$  mediante el factor de conversión correspondiente. Se utiliza la cantidad del reactivo limitante.

$$0,137 \text{ mol Al} \cdot \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{2 \text{ mol Al}} = 0,137 \text{ mol AlCl}_3$$

Se calcula la masa de  $\text{AlCl}_3$ .  $m_{\text{AlCl}_3} = n_{\text{AlCl}_3} \cdot MM(\text{AlCl}_3) = 0,137 \cdot 133,332 = 18,27 \text{ g de AlCl}_3$

La masa de  $\text{AlCl}_3$  obtenida es **18,27 g de  $\text{AlCl}_3$** .

b) Calcule las cantidades, en gramos, de Al y Cl<sub>2</sub> que quedan sin reaccionar, una vez finalizada la reacción. **(0,8 puntos)**

**Datos:** Masa chatarra de Al= 4,23 g

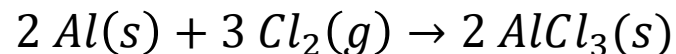
V=4,5 L

MM(Al) = 26,982 g/mol

Riqueza chatarra en Al= 87,3%

T=75 °C=348 K

MM(Cl<sub>2</sub>) = 2 · 35,45 = 70,9 g/mol



p=1,82 atm

MM(AlCl<sub>3</sub>) = 26,982 + 3 · 35,45 = 133,332 g/mol

Previamente habíamos calculado la cantidad de cloro inicial puesto y la que se consumía.

$n_{\text{Cl}_2} = 0,287 \text{ mol Cl}_2 \text{ iniciales}$

$n_{\text{Cl}_2}(\text{reaccionan}) = 0,2055 \text{ mol Cl}_2 \text{ se consumen}$

Se calcula la cantidad de cloro gaseoso que ha sobrado (en mol):

$n_{\text{Cl}_2}(\text{exceso}) = n_{\text{Cl}_2} - n_{\text{Cl}_2}(\text{reaccionan}) = 0,287 - 0,2055 = 0,0815 \text{ mol de Cl}_2 \text{ hay en exceso}$

Se calculan los gramos de cloro.  $m_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \cdot \text{MM}(\text{Cl}_2) = 0,0815 \cdot 70,9 = 5,78 \text{ g de Cl}_2$

Puesto que el aluminio es el reactivo limitante y el rendimiento de la reacción es del 100% (ya que no se dice lo contrario), podemos afirmar que no sobra nada de aluminio.

Se puede calcular la cantidad de chatarra que no es aluminio, pero no se pregunta.

Quedan sin reaccionar **5,78 g de Cl<sub>2</sub> y nada de Al.**