

QUÍMICA

**PAU - COMUNIDAD
VALENCIANA**



**JUNIO 2025
EJERCICIO 2A**

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

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

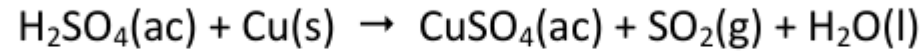
FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

Ejercicio 2A

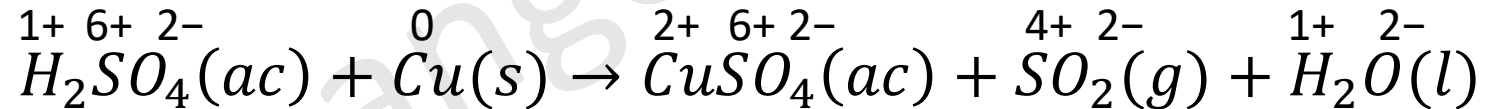
Opción 2.A. (2 puntos)

El ácido sulfúrico, H_2SO_4 , diluido reacciona con el cobre, según la siguiente reacción química, **no ajustada**:



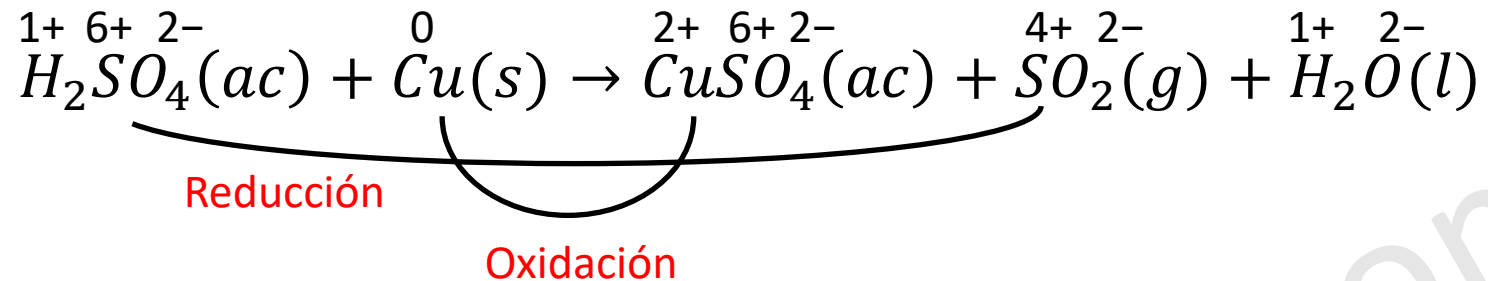
- a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. **(1 punto)**
- b) Calcule el volumen de una disolución de ácido sulfúrico del 96 % de riqueza en masa y una densidad de $1,84 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$, necesario para que reaccione completamente con 5,0 g de cobre. **(0,5 puntos)**
- c) Calcule el volumen de SO_2 , medido a 20°C y 740 mmHg, que se obtendría en el apartado anterior. **(0,5 puntos)**

En primer lugar, se debe identificar los elementos que cambian de número de oxidación.



$$\overset{x}{\text{Cu}}\overset{6+}{\text{S}}\overset{2-}{\text{O}_4} \longrightarrow x + 6 - 4 \cdot 2 = 0 \longrightarrow x = 2$$

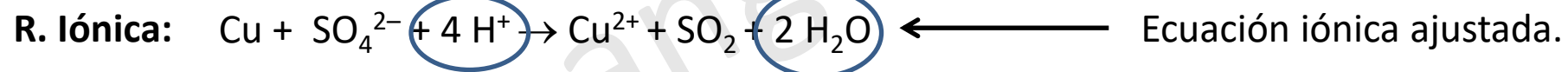
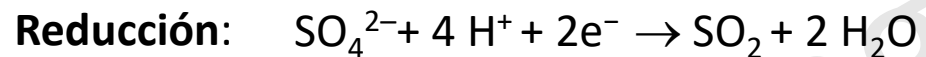
$$\overset{x}{\text{S}}\overset{2-}{\text{O}_2} \longrightarrow x - 2 \cdot 2 = 0 \longrightarrow x = 4$$



Se identifican las especies que se oxidan y se reducen. Escribimos las moléculas o iones presentes en disolución.



Ahora, escribiremos las semiecuaciones de oxidación y reducción, a partir de las especies en disolución.



Escribimos la ecuación química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:



Ejercicio 2A



b) Calcule el volumen de una disolución de ácido sulfúrico del 96 % de riqueza en masa y una densidad de $1,84 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$, necesario para que reaccione completamente con 5,0 g de cobre.

En primer lugar, calculo los moles de cobre. $n_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{M_r(Cu)} = \frac{5,0}{63,55} = 0,0787 \text{ mol Cu}$

Se calculan los moles de ácido sulfúrico necesarios mediante un factor de conversión.

$$0,0787 \cancel{\text{ mol Cu}} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \cancel{\text{ mol Cu}}} = 0,1574 \text{ mol } H_2SO_4$$

Se calcula la masa molar relativa del ácido sulfúrico y los gramos de ácido sulfúrico.

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1,01 + 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 98,09 \text{ g/mol de } H_2SO_4$$

$$m_{H_2SO_4} = n_{H_2SO_4} \cdot M_r(H_2SO_4) = 0,1574 \cdot 98,09 = 15,44 \text{ g de } H_2SO_4$$

Se calcula la masa de disolución de ácido sulfúrico:

$$\%(H_2SO_4) = \frac{m_{H_2SO_4}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \longrightarrow m_{\text{disolución}} = \frac{m_{H_2SO_4}}{\%(H_2SO_4)} \cdot 100 = \frac{15,44}{96} \cdot 100 = 16,08 \text{ g de disolución.}$$

Ejercicio 2A

b) Calcule el volumen de una disolución de ácido sulfúrico del 96 % de riqueza en masa y una densidad de $1,84 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$, necesario para que reaccione completamente con 5,0 g de cobre.

A partir de la masa de disolución (16,08 g) puedo calcular el volumen de disolución de ácido sulfúrico.

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}} \longrightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{d} = \frac{16,08}{1,84} = 8,74 \text{ mL de disolución.}$$

Se necesitan **8,74 mL** de la disolución dada de ácido sulfúrico.

Ejercicio 2A



c) Calcule el volumen de SO_2 , medido a $20^\circ C$ y 740 mmHg , que se obtendría en el apartado anterior.

A partir de la cantidad de Cu ($0,0787 \text{ mol Cu}$) puedo calcular el volumen de SO_2 en las condiciones dadas.

Expreso temperatura y presión en las unidades adecuadas.

$$740 \cancel{\text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{ mmHg}}} = 0,974 \text{ atm} \quad T = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

Aplico el factor de conversión correspondiente para obtener los moles de dióxido de azufre gaseoso.

$$0,0787 \cancel{\text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \cancel{\text{ mol Cu}}} = 0,0787 \text{ mol de } SO_2$$

Y se calcula el volumen de SO_2 aplicando la ecuación de estado de los gases ideales.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,0787 \cdot 0,082 \cdot 293}{0,974} = 1,94 \text{ L}$$

Se obtienen **1,94 L de SO_2 medido el volumen a $20^\circ C$ y 740 mmHg .**