



**Lista de problemas**

PROBLEMA 1 (2 puntos). EL COBRE Y EL PALACIO DE FESTIVALES DE CANTABRIA.....	2
PROBLEMA 2 (2 puntos). REACCIONES EN PARALELO .....	11
PROBLEMA 3 (2 puntos). EL HIDROCARBURO DESCONOCIDO .....	19

## PROBLEMA 1 (2 puntos). EL COBRE Y EL PALACIO DE FESTIVALES DE CANTABRIA

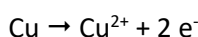
A. El Palacio de Festivales de Cantabria, situado frente a la Bahía de Santander, es un emblemático teatro de la ciudad que se ha convertido en un símbolo arquitectónico y cultural del Santander del siglo XX. Obra del arquitecto navarro Sáenz de Oiza, se terminó de construir en 1990, acogiendo desde entonces el Festival Internacional que se celebraba en la Plaza Porticada.

Los materiales que predominan en el edificio son el mármol y el llamado “cobre verde”. Este último se forma por oxidación del cobre metálico en ambientes húmedos y en presencia de dióxido de carbono, originándose carbonatos básicos de cobre, de color verde. De este modo, el cobre se recubre de una pátina adherente e impermeable que lo protege de un posterior ataque.

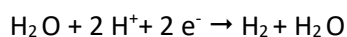
1) (0,2 puntos) Indique razonadamente en el cuadro de respuesta, con los datos que figuran al final del problema 1 y escribiendo las semirreacciones necesarias, si el cobre metálico reaccionará en condiciones estándar con: a) agua pura; b) ácidos no oxidantes.

Para que el cobre metálico  $\text{Cu}^0$  sea atacado debe ser oxidado a catión  $\text{Cu}^{2+}$ . Para ello, el oxidante que lo ataque debe de tener un potencial estándar mayor que el potencial estándar del cobre como reductor  $\text{Cu}^0$ . El potencial estándar del agua como oxidante (0 V) es menor que el potencial estándar de  $\text{Cu}^0$  como reductor (0,34 V), por lo que el agua no puede atacar (oxidar) al cobre metálico  $\text{Cu}^0$ .

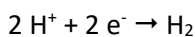
De este modo, la semirreacción del cobre como reductor es:



Y la semirreacción del agua como oxidante es (apdo. a):



o, lo que es lo mismo, en el caso de ácidos no oxidantes (apdo. b):



Por lo tanto, el potencial global de la reacción entre el cobre y el agua o los protones será igual a  $0 - 0,34 \text{ V} = -0,34 \text{ V} < 0$ , por lo que la reacción no es espontánea.

En resumen, el sistema redox puede considerarse que está formado por el agua o los iones  $\text{H}^+$  como oxidante y el hidrógeno gas como reductor; por lo que, si el agua no oxida al cobre

metálico, los protones tampoco. En consecuencia, un ácido, dador de iones  $H^+$ , no puede oxidar a  $Cu^0$ ; deberá tener carácter oxidante con un potencial estándar mayor que 0,34 V.

RED POINTS

No escribir correctamente la semirreacción del cobre	0,04
No escribir correctamente la semirreacción del agua	0,04
No escribir correctamente la semirreacción de los protones / No indicar que equivale a la semirreacción del agua	0,04
No concluye que el cobre no es atacado por el agua ni los ácidos no oxidantes en condiciones estándar, en base a los potenciales estándar	0,08

2) (0,3 puntos) Razone en el cuadro de respuesta cómo influyen: a) el pH; b) la precipitación del catión  $Cu^{2+}$ , en las posibles reacciones anteriores.

Este razonamiento puede hacerse de dos maneras: con la reacción redox o con la Ecuación de Nernst.

Con la reacción redox:

Si el agua, o los iones  $H^+$ , oxidara el cobre metálico, las semirreacciones serían:

Semirreacción del oxidante:  $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$

Semirreacción del reductor:  $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2 e^-$

Reacción redox:  $2 H^+ + Cu \rightarrow Cu^{2+} + H_2$

a) Si el pH aumenta, la concentración de protones disminuye; por lo que, para compensar este efecto, de acuerdo con el Principio de Le Châtelier, la reacción se desplaza hacia los reactivos, disminuyendo la oxidación del cobre metálico.

b) Si el catión  $Cu^{2+}$  es precipitado, su concentración disminuye; por lo que, para compensar este efecto, de acuerdo con el Principio de Le Châtelier, la reacción se desplaza hacia los productos, favoreciendo la oxidación de cobre metálico.

Con la Ecuación de Nernst:  $E = E^{\circ} - \frac{0,06}{n} \log(Q) = -0,34 - 0,03 \log\left(\frac{[Cu^{2+}][H_2]}{[H^+]^2}\right)$

Cuanto mayor sea el potencial, mayor es la espontaneidad de la reacción, por lo que mayor será la tendencia a que el agua, o los iones  $H^+$ , oxidara el cobre metálico. Así, se verifica que el potencial será mayor cuanto menor sea el término logarítmico (ya que este lleva signo negativo), y para que este sea lo menor posible la concentración de  $Cu^{2+}$  (apdo. b) debe ser la menor posible (por ejemplo, lo que se produciría al precipitar este catión) y/o la concentración

de  $H^+$  la mayor posible, esto es, el pH ser el menor posible (apdo. a). En resumen, el ataque del cobre metálico se ve favorecido con la precipitación del catión  $Cu^{2+}$  y bajos pH.

RED POINTS

No identifica que la precipitación del catión $Cu^{2+}$ equivale a disminuir su concentración	0,03
No identifica que a mayor/menor pH, menor/mayor concentración de $H^+$	0,03
No alude en la respuesta al Principio de Le Châtelier o a la Ecuación de Nernst	0,06
No aplica (cualitativamente) o se equivoca al aplicar al problema el Principio de Le Châtelier o la Ecuación de Nernst	0,12
No concluye acertadamente la influencia de la precipitación del catión $Cu^{2+}$ en el ataque del Cu metálico	0,03
No concluye acertadamente la influencia del pH en el ataque del Cu metálico	0,03

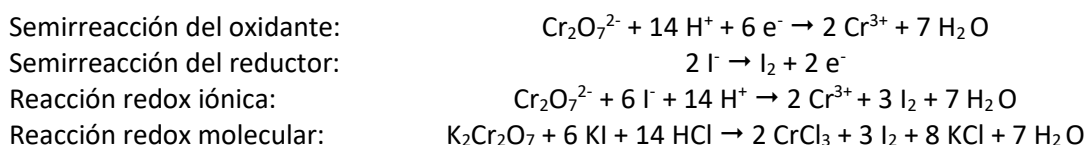
**B.** La yodometría es un método volumétrico de análisis para determinar oxidantes. Consiste en añadir un exceso de yoduro de potasio (KI), a la muestra disuelta en medio ácido y valorar el yodo ( $I_2$ ) producido con una disolución de tiosulfato de sodio,  $Na_2S_2O_3$ , de concentración conocida. Esta disolución se añade hasta que desaparece el color pardo-rojizo del yodo por reducirse de nuevo a yoduro mientras que el tiosulfato se oxida a tetratiónato ( $S_4O_6^{2-}$ ).

Sin embargo, no puede prepararse con mucha antelación una disolución de tiosulfato de sodio de concentración conocida porque este compuesto se va alterando con el tiempo. Por ello, sus disoluciones se valoran inmediatamente antes de usarse mediante una yodometría con un oxidante puro como el dicromato de potasio,  $K_2Cr_2O_7$ .

En un laboratorio de Química Analítica, para determinar la concentración de una disolución de tiosulfato de sodio, se pesan 0,10 g de dicromato de potasio, se disuelven en 80 mL de agua desionizada, se añaden 20 mL de ácido clorhídrico, HCl, diluido y 2,0 g de yoduro de potasio. La valoración del yodo producido consume 20,4 mL de la disolución de tiosulfato de sodio.

3) (0,3 puntos) Indique en el cuadro de respuesta las reacciones de oxidación-reducción que tienen lugar en esta valoración, ajustándolas mediante el método del ion-electrón e incluyendo la ecuación molecular.

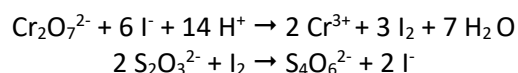
Reacción entre dicromato de potasio,  $K_2Cr_2O_7$ , y yoduro de potasio, KI (se verifica, ya que el potencial global de la misma es  $1,33\text{ V} - 0,54\text{ V} = 0,79\text{ V} > 0$ , por lo que es espontánea en condiciones estándar):



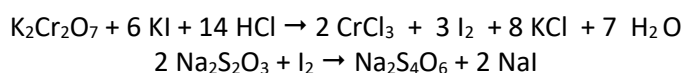
Reacción entre yodo,  $I_2$ , y tiosulfato de sodio,  $Na_2S_2O_3$  (se verifica, ya que el potencial global de la misma es  $0,54\text{ V} - 0,08\text{ V} = 0,46\text{ V} > 0$ , por lo que es espontánea en condiciones estándar):



En resumen, las dos reacciones que se verifican en esta valoración son, como reacciones iónicas:



o como reacciones moleculares:



#### RED POINTS

Por cada semirreacción incorrecta de la reacción entre dicromato y yoduro	0,04	0,04
Por cada semirreacción incorrecta de la reacción entre yodo y tiosulfato	0,04	0,04
Por cada reacción iónica global incorrecta	0,04	0,04
Por cada reacción molecular global incorrecta	0,03	0,03

4) (0,3 puntos) Calcule en el cuadro de respuesta la concentración molar de la disolución de tiosulfato de sodio.

En las reacciones indicadas en el apartado 3, se observa que 1 mol de dicromato produce 3 moles de yodo y un 1 mol de yodo consume 2 moles de tiosulfato en su valoración; por lo que

el yodo producido por 1 mol de dicromato consume 6 moles de tiosulfato en su valoración. Por tanto, y conocida la masa molar del dicromato de potasio,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $294,2 \text{ g mol}^{-1}$ , se tiene:

$$n_{K_2Cr_2O_7} = \frac{0,10 \text{ g}}{294,2 \text{ g/mol}} = 3,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{Na_2S_2O_3} = 3,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol } K_2Cr_2O_7 \frac{6 \text{ mol } Na_2S_2O_3}{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7} = 2,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Na_2S_2O_3$$

$$[Na_2S_2O_3] = \frac{n_{Na_2S_2O_3}}{V} = \frac{2,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Na_2S_2O_3}{20,4 \text{ mL} \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ mL}}} = 0,10 \text{ mol dm}^{-3}$$

RED POINTS

Error en la determinación de la masa molar del dicromato	0,03
Error en la determinación de los moles de dicromato	0,03
Identificación incorrecta de los coeficientes estequiométricos con los que calcular el factor de conversión (o factores de conversión si se pasa por yodo) entre moles de dicromato y de tiosulfato	0,08
Error en el cálculo de los moles de tiosulfato	0,08
Error en el cálculo de la molaridad	0,08

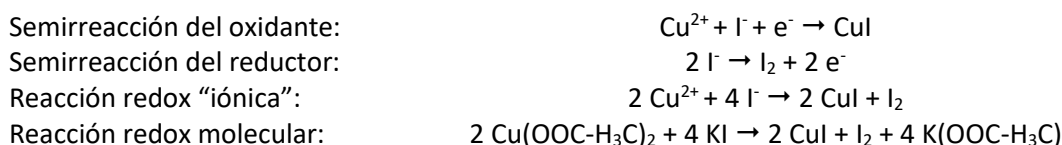
C. Un oxidante que puede determinarse mediante una yodometría es el catión  $Cu^{2+}$ , que en este procedimiento reacciona con los iones yoduro y precipita como yoduro de cobre(I),  $CuI$ . Para determinar el cobre contenido en una muestra ha de disolverse ésta de manera que el cobre quede disuelto como  $Cu^{2+}$ .

En este sentido, se envía para su análisis al laboratorio de Química Analítica una muestra de "cobre verde" de 27,3 g; se trata con ácido acético ( $CH_3COOH$ ) hasta conseguir que todo el cobre de la muestra pase a la disolución por formación del compuesto soluble  $Cu(CH_3COO)_2$  y se filtra. El filtrado se completa a 100 mL con agua desionizada en matraz aforado. Se toman 20 mL de esta disolución, se añaden 2,0 g de yoduro de potasio y se valoran desde una bureta, hasta decolorar el yodo, con la disolución de tiosulfato de sodio valorada anteriormente, consumiéndose 8,6 mL.

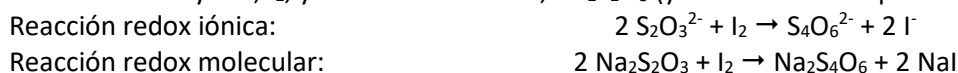
5) (0,3 puntos) Indique en el cuadro de respuesta las reacciones de oxidación-reducción que tienen lugar en esta valoración, ajustándolas mediante el método del ion-electrón e incluyendo la ecuación molecular.

Al disolver el “cobre verde” en ácido acético el cobre contenido en el carbonato básico de cobre queda disuelto como acetato de cobre(II),  $\text{Cu}(\text{OOC-H}_3\text{C})_2$ . Por lo tanto, se obtiene:

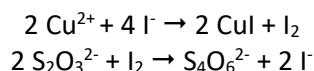
Reacción entre acetato de cobre(II) y yoduro de potasio (se verifica, ya que el potencial global de la misma es  $0,87 \text{ V} - 0,54 \text{ V} = 0,33 \text{ V} > 0$ , por lo que es espontánea en condiciones estándar):



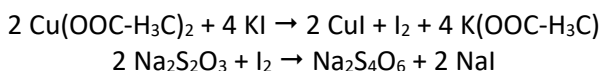
Reacción entre yodo,  $\text{I}_2$ , y tiosulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (ya descrita en el apartado 3):



En resumen, las dos reacciones que se verifican en esta valoración son, como reacciones iónicas:



o como reacciones moleculares:



#### RED POINTS

Por cada semirreacción incorrecta de la reacción entre el $\text{Cu}^{2+}$ y el $\text{I}^-$	0,05	0,05
Error en la reacción “iónica” global entre el $\text{Cu}^{2+}$ y el $\text{I}^-$	0,08	
Error en la reacción molecular global entre el $\text{Cu}^{2+}$ y el $\text{I}^-$	0,06	
No identificación de la reacción entre tiosulfato y yodo como reacción ya escrita en el apdo. 3	0,06	

6) (0,3 puntos) Calcule en el cuadro de respuesta el % en masa de carbonato básico de cobre que contiene el “cobre verde”, admitiendo que este carbonato tiene la misma composición que la malaquita: dihidróxido de carbonato de cobre(II),  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ . *En caso de no haber determinado la concentración de la disolución de tiosulfato de sodio en el apartado 4, considerar que esta es igual a  $0,050 \text{ mol dm}^{-3}$ .*



En las reacciones indicadas en el apartado 5, se observa que 2 moles de  $\text{Cu}^{2+}$  producen 1 mol de yodo y 1 mol de yodo consume 2 moles de tiosulfato en su valoración; por lo que el yodo producido por 1 mol de  $\text{Cu}^{2+}$  consume 1 mol de tiosulfato en su valoración. Por tanto, y conocidos el factor de dilución en el proceso analítico  $100 \text{ mL}/20 \text{ mL} = 5$  y la masa molar de la malaquita,  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $221 \text{ g mol}^{-1}$ , se tiene:

$$n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 8,6 \text{ mL} \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ mL}} \frac{0,1 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{1 \text{ dm}^3} = 8,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 8,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \frac{1 \text{ mol Cu}^{2+} \text{ en dilución}}{1 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 8,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cu}^{2+} \text{ en dilución}$$

$$m_{\text{Cu}^{2+}} = 8,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cu}^{2+} \text{ en dilución} \frac{5 \text{ mol Cu}^{2+} \text{ muestra}}{1 \text{ mol Cu}^{2+} \text{ en dilución}} \frac{63,5 \text{ g Cu}^{2+} \text{ muestra}}{1 \text{ mol Cu}^{2+} \text{ muestra}} = 0,273 \text{ g Cu}^{2+} \text{ muestra}$$

$$m_{\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2} = 0,273 \text{ g Cu}^{2+} \text{ muestra} \frac{221 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2}{2 \cdot 63,5 \text{ g Cu}^{2+} \text{ muestra}} = 0,475 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$$

$$\%(\text{m/m})_{\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2} = \frac{0,475 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2}{27,3 \text{ g muestra}} 100 = 1,7 \%$$

En el caso de no haber calculado la concentración de tiosulfato en el apartado 4 y tomar  $0,05 \text{ mol dm}^{-3}$ , los cálculos quedan:

$$n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 8,6 \text{ mL} \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ mL}} \frac{0,05 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{1 \text{ dm}^3} = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \frac{1 \text{ mol Cu}^{2+} \text{ en dilución}}{1 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cu}^{2+} \text{ en dilución}$$

$$m_{\text{Cu}^{2+}} = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cu}^{2+} \text{ en dilución} \frac{5 \text{ mol Cu}^{2+} \text{ muestra}}{1 \text{ mol Cu}^{2+} \text{ en dilución}} \frac{63,5 \text{ g Cu}^{2+} \text{ muestra}}{1 \text{ mol Cu}^{2+} \text{ muestra}} = 0,137 \text{ g Cu}^{2+} \text{ muestra}$$

$$m_{\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2} = 0,137 \text{ g Cu}^{2+} \text{ muestra} \frac{221 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2}{2 \cdot 63,5 \text{ g Cu}^{2+} \text{ muestra}} = 0,238 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$$

$$\%(\text{m/m})_{\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2} = \frac{0,238 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2}{27,3 \text{ g muestra}} 100 = 0,87 \%$$

#### RED POINTS

Error en la determinación de los moles de tiosulfato gastados	0,03
Identificación incorrecta de los coeficientes estequiométricos con los que calcular el factor de conversión (o factores de conversión si se pasa por	0,08

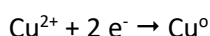


yodo) entre los moles de $\text{Cu}^{2+}$ y de tiosulfato	
No consideración del factor de dilución	0,08
Error en el cálculo de la masa de malaquita contenida en la muestra	0,08
Error en el cálculo del % en masa de malaquita	0,03

D. Para comprobar el contenido total de cobre en el “cobre verde” se envía al laboratorio de Química Analítica una muestra de 2,5 g; se disuelve en las condiciones adecuadas en ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , se filtra y el filtrado se completa con agua desionizada a 500 mL en matraz aforado. Se toman 50 mL de esta disolución y se realiza una electrólisis, en las condiciones adecuadas, depositándose en el cátodo cobre metálico producto de la reducción del catión  $\text{Cu}^{2+}$  obtenido en la disolución de la muestra en ácido nítrico.

7) (0,3 puntos) Si la intensidad de corriente eléctrica en la electrólisis fue de 0,80 A y el tiempo de duración de la misma fue de 15 minutos, calcule en el cuadro de respuesta el % en masa de cobre total en el “cobre verde”.

En el proceso electrolítico, la reacción que tiene lugar en el cátodo es:



De acuerdo con la expresión matemática que combina las Leyes de Faraday para determinar la masa de sustancia (en este caso, cobre) depositada en el cátodo, m:

$$m = \frac{M I t}{n F}$$

donde M es la masa molar del cobre ( $63,5 \text{ g mol}^{-1}$ ), I es la intensidad de corriente (0,8 A), t es el tiempo que dura la electrolisis (15 min = 900 s), n es el número de electrones que aparecen en la semirreacción (2 mol  $e^-$ /mol Cu) y F es la constante de Faraday ( $96485 \text{ C mol}^{-1}$ ):

$$m_{\text{Cu tras dilución}} = \frac{63,5 \text{ g/mol Cu} \cdot 0,8 \text{ A} \cdot 900 \text{ s}}{2 \text{ mol } e^-/\text{mol Cu} \cdot 96485 \text{ C/mol } e^-} = 0,237 \text{ g Cu tras dilución}$$

Puesto que el factor de dilución en el proceso es igual a  $500 \text{ mL}/50 \text{ mL} = 10$ , se verifica:

$$m_{\text{Cu muestra}} = 0,237 \text{ g Cu tras dilución} \cdot \frac{10 \text{ g Cu muestra}}{1 \text{ g Cu tras dilución}} = 2,37 \text{ g Cu muestra}$$

Por consiguiente, el porcentaje de cobre en el “cobre verde” es igual a:

$$\%(\text{m/m})_{\text{Cu}} = \frac{2,37 \text{ g Cu}}{2,5 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 95 \%$$

RED POINTS

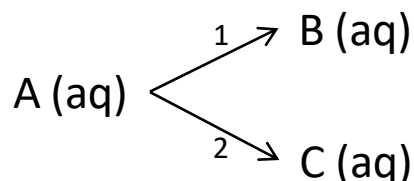
Error en la fórmula de las Leyes de Faraday	0,06
Error en la identificación de n	0,05
Error en la identificación de M	0,02
Error en la identificación de t o uso equivocado de sus unidades (usar t en min)	0,04
Error en el cálculo de la masa de Cu tras la dilución	0,03
No consideración del factor de dilución	0,05
Error en el cálculo del % en masa de malaquita	0,05

Datos de potenciales estándar de reducción:

$E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0(\text{s})) = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{CuI}(\text{s})) = 0,87 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{H}_2\text{O}(\text{l}) / \text{H}_2(\text{g})) = -0,83 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{H}^+ / \text{H}_2(\text{g})) = 0 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{I}_2 / \text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0,08 \text{ V}$ .

## PROBLEMA 2 (2 puntos). REACCIONES EN PARALELO

Un grupo de investigación en el área de la Química estudia las reacciones por las que un compuesto A en disolución se transforma en los productos B y C:



Se trata de un claro ejemplo de reacciones en paralelo, según el cual el mismo reactivo (A) participa simultánea e independientemente en dos reacciones (1 y 2), obteniendo en cada una de ellas productos diferentes (B y C, respectivamente).

En el marco del proyecto de investigación, uno de sus miembros (Felipe) se encarga de predecir los parámetros termodinámicos y cinéticos de estas reacciones, como paso previo a la tarea experimental, para así poder realizar el mejor diseño posible de los experimentos. Un tipo de experimentos consistirá en medir la evolución temporal de la concentración de las especies A, B y C en un reactor discontinuo isotermo e isócoro (de volumen constante).

En este sentido, otro miembro del grupo de investigación (Luisa) solicita a Felipe que, a partir de sus estimaciones teóricas, le proporcione para el día siguiente la concentración predicha de las tres especies transcurridos 5,00 s desde el inicio de las reacciones, si la concentración molar inicial de A,  $[A]_0$ , es igual a  $1,00 \text{ mol dm}^{-3}$  y  $T = 25,0 \text{ }^\circ\text{C}$ . Sin embargo, esa misma tarde a Felipe se le estropea el ordenador por un virus informático y, de todos los datos que disponía de estas reacciones, solo puede recuperar la siguiente información:

- Las energías de activación de las reacciones:  $E_{a,1} = 70,0 \text{ kJ mol}^{-1}$ ;  $E_{a,2} = 80,0 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- Los factores preexponenciales o factores de frecuencia (en unidades del Sistema Internacional, excepto el volumen, que se expresa en  $\text{dm}^{-3}$ ):  $A_1 = 1,00 \cdot 10^{12}$ ;  $A_2 = 2,00 \cdot 10^{12}$ .
- La reacción 1 es una reacción elemental.
- La velocidad de la reacción 2 es independiente de la concentración molar de A,  $[A]$ .

Sin embargo, Felipe cree poder proporcionar a Luisa la información solicitada en plazo con la información disponible.

1) (0,75 puntos) Explique en el cuadro de respuesta cómo podría calcular Felipe la información solicitada por Luisa. Para ello, calcule las concentraciones de A, B y C al cabo de 5,00 s, determinando en el proceso de cálculo las constantes cinéticas implicadas, las ecuaciones cinéticas de las variaciones temporales de cada componente y la integración de dichas ecuaciones cinéticas.

A partir de las energías de activación y los factores preexponenciales, empleando la ecuación de Arrhenius, se calculan las constantes cinéticas de las reacciones 1 y 2,  $k_1$  y  $k_2$ :

$$k_1 = 1,00 \cdot 10^{12} \text{ s}^{-1} e^{\frac{-70000 \text{ J mol}^{-1}}{8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}} = 0,529 \text{ s}^{-1}$$

$$k_2 = 2,00 \cdot 10^{12} \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1} e^{\frac{-80000 \text{ J mol}^{-1}}{8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}} = 0,0187 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$$

Las unidades de las constantes cinéticas y de los factores preexponenciales se han establecido considerando que la reacción 1 es de primer orden (al ser elemental) y la reacción 2 es de orden 0 (al no depender de la concentración de A).

La velocidad de desaparición de A será igual a la suma de las velocidades de reacción de ambas reacciones, y puesto que el proceso es isócoro e isoterma, se deduce:

$$-r_A = -\frac{d[A]}{dt} = k_1[A] + k_2 \quad [1]$$

Separando variables e integrando:

$$\frac{d[A]}{k_1[A] + k_2} = -dt$$

$$\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{k_1[A] + k_2} = -\int_0^t dt$$

$$\frac{1}{k_1} \ln \left( \frac{k_1[A] + k_2}{k_1[A]_0 + k_2} \right) = -t$$

Despejando [A], se concluye la evolución temporal de la concentración de este componente:

$$[A] = \left( [A]_0 + \frac{k_2}{k_1} \right) e^{-k_1 t} - \frac{k_2}{k_1} \quad [2]$$

Por su parte, la concentración de C se calcula según:

$$r_C = \frac{d[C]}{dt} = k_2 \quad [3]$$

Separando variables e integrando, se obtiene la evolución temporal de la concentración de C:

$$[C] = k_2 t \quad [4]$$

La concentración de B puede determinarse por diferencia, teniendo en cuenta que al ocurrir las dos reacciones mol a mol, se verifica:

$$[A]_0 = [A] + [B] + [C] \rightarrow [B] = [A]_0 - [A] - [C] \quad [5]$$

Reemplazando [2] y [4] en [5], se obtiene la evolución temporal de [B]:

$$[B] = [A]_0 + \frac{k_2}{k_1} - \left( [A]_0 + \frac{k_2}{k_1} \right) e^{-k_1 t} - k_2 t \quad [6]$$

También podría haberse calculado [B] a partir de la ecuación cinética de la reacción 1, aplicada a la formación de B:

$$r_B = \frac{d[B]}{dt} = k_1[A] = (k_1[A]_0 + k_2) e^{-k_1 t} - k_2 \quad [7]$$

Separando variables e integrando, se obtiene nuevamente la ecuación 6.

De esta forma, sustituyendo variables y parámetros en las ecuaciones 2, 4 y 6, se obtienen las concentraciones [A], [B] y [C] a  $t = 5,00$  s:

$$[A] = 0,0382 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[B] = 0,868 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[C] = 0,0935 \text{ mol dm}^{-3}$$

#### RED POINTS

Error en el cálculo de las constantes cinéticas	0,075	0,075	
Error en la ecuación 1	0,15		
Error en la ecuación 3	0,10		
Errores en las ecuaciones 5 o 7	0,10		
Errores en las ecuaciones 2, 4 y 6	0,025	0,025	0,025
Errores en los valores de las concentraciones	0,025	0,025	0,025
[A]+[B]+[C] no suma 1 mol dm <sup>-3</sup>	0,10		

Una vez calculada la información que le pide Luisa, a Felipe le entran las dudas de si realmente la reacción 1 es elemental ya que recupera otra información del ordenador. Se refiere exclusivamente a la reacción 1, puesto que la reacción 2 se ha bloqueado por la adición de un inhibidor. En esas condiciones, el tiempo necesario para que la concentración molar de B, [B], alcance la mitad de su concentración final (a tiempo infinito) es independiente de [A]. Ese tiempo se corresponde con el período de semirreacción de la reacción 1, es decir, el tiempo requerido para que se transforme la mitad inicial del reactivo A.

2) (0,25 puntos) Razone en el cuadro de respuesta si la nueva información de que el período de semirreacción de la reacción 1 es independiente de  $[A]_0$  modificará o no los cálculos realizados en el apartado anterior. En caso afirmativo, obtenga los nuevos valores.

Decir que el período de semirreacción,  $t_{1/2}$ , de la reacción 1 es independiente de  $[A]_0$  equivale a decir que la reacción 1 es de primer orden, ya que solo para las reacciones de este orden  $t_{1/2}$  no depende de la concentración inicial de reactivo:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k_1}$$

Por lo tanto, puesto que la reacción 1 sigue siendo de primer orden, nada ha cambiado respecto del apartado 1, cuando se decía que esta reacción era elemental (y por lo tanto, también de primer orden). De este modo, las concentraciones solicitadas serán las mismas que las del apdo. 1:

$$[A] = 0,0382 \text{ mol dm}^{-3}$$

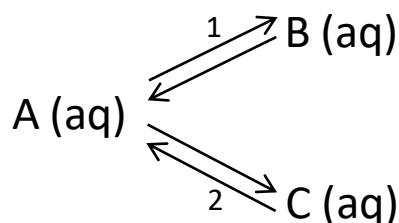
$$[B] = 0,868 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[C] = 0,0935 \text{ mol dm}^{-3}$$

RED POINTS

No identificar que la reacción 1 es de primer orden	0,20		
Cambio en los valores de las concentraciones respecto del apdo. 1	0,05		

Al cabo de unas semanas, cuando Luisa finaliza los experimentos acerca de la cinética de estas reacciones, concluye en base a los mismos que ambas reacciones son reversibles, por lo que el esquema de reacciones en paralelo pasaría a ser el siguiente:



En ese tiempo, Felipe ha calculado de nuevo las entalpías de reacción:  $\Delta H_1 = -10,0 \text{ kJ mol}^{-1}$  y  $\Delta H_2 = -5,00 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Además, puesto que las reacciones son reversibles, también ha estimado las constantes cinéticas (o de velocidad) de las reacciones inversas a  $T = 25,0 \text{ }^\circ\text{C}$  (en unidades del S.I., excepto el volumen, que se expresa en  $\text{dm}^{-3}$ ):  $k_1' = 1,00 \cdot 10^{-2}$  y  $k_2' = 3,00 \cdot 10^{-3}$ .

3) (0,75 puntos) Con la información disponible y asumiendo que las entalpías de reacción son independientes de la temperatura, calcule en el cuadro de respuesta las constantes de ambos equilibrios a 25,0 °C y 200 °C, y determine las concentraciones de A, B y C que se alcanzarán en el equilibrio dentro del reactor discontinuo, isoterma e isócoro para  $[A]_0 = 1,00 \text{ mol dm}^{-3}$  y  $T = 200 \text{ °C}$ .

En primer lugar, se determinan las constantes de equilibrio a 25 °C como cocientes de constantes cinéticas:

$$K_1 = \frac{k_1}{k_1'} = 52,9$$

$$K_2 = \frac{k_2}{k_2'} = 6,23$$

Se recurre a la ecuación de van't Hoff integrada (considerando la entalpía de reacción constante):

$$\ln\left(\frac{K'}{K}\right) = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T'}\right)$$

para calcular las constantes de equilibrios a 200 °C:

$$\ln\left(\frac{K_1'}{52,9}\right) = \frac{-10000 \text{ J mol}^{-1}}{8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} \left(\frac{1}{298 \text{ K}} - \frac{1}{473 \text{ K}}\right) \rightarrow K_1' = 11,9$$

$$\ln\left(\frac{K_2'}{6,23}\right) = \frac{-5000 \text{ J mol}^{-1}}{8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} \left(\frac{1}{298 \text{ K}} - \frac{1}{473 \text{ K}}\right) \rightarrow K_2' = 2,95$$

De este modo, teniendo en cuenta la Ley de Acción de Masas, en el equilibrio las concentraciones molares de los componentes verificarán:

$$K_1' = \frac{[B]}{[A]} = 11,9 \rightarrow [B] = 11,9[A] \quad [8]$$

$$K_2' = \frac{[C]}{[A]} = 2,95 \rightarrow [C] = 2,95[A] \quad [9]$$

Puesto que las reacciones transcurren mol a mol verificándose que:

$$[A]_0 = [A] + [B] + [C] \quad [10]$$



Sustituyendo  $[A]_0$ , las ecuaciones 8 y 9 en la ecuación 10, se obtiene  $[A]$ :

$$1 \text{ mol dm}^{-3} = [A] + 1,9[A] + 2,95[A]$$

$$[A] = 0,0631 \text{ mol dm}^{-3}$$

Y mediante las ecuaciones 8 y 9, se obtienen  $[B]$  y  $[C]$ :

$$[B] = 0,751 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[C] = 0,186 \text{ mol dm}^{-3}$$

También podría resolverse el apartado sin tener en cuenta que la suma de concentraciones es constante en todo momento y considerando que, al ser el volumen constante, los cálculos estequiométricos pueden realizarse con concentraciones:

Tabla 1

		A (aq)	$\rightleftharpoons$	B (aq)	
	Inicio)	$[A]_0$		0	
	Equilibrio)	$[A]_0 - x - y$		x	

Tabla 2

		A (aq)	$\rightleftharpoons$	C (aq)	
	Inicio)	$[A]_0$		0	
	Equilibrio)	$[A]_0 - x - y$		y	

Por lo tanto, aplicando la Ley de Acción de Masas, se verifica:

$$K_1' = \frac{[B]}{[A]} = \frac{x}{[A]_0 - x - y} = 11,9 \quad [11]$$

$$K_2' = \frac{[C]}{[A]} = \frac{y}{[A]_0 - x - y} = 2,95 \quad [12]$$

Resolviendo este sistema de dos ecuaciones (11 y 12) con dos incógnitas, se obtiene:

$$x = [B] = 0,751 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$y = [C] = 0,186 \text{ mol dm}^{-3}$$

Y la concentración de A en el equilibrio resulta ser igual a:

$$[A] = [A]_0 - x - y = 0,0631 \text{ mol dm}^{-3}$$

Por lo tanto, en cualquier caso se obtiene:

[A] = 0,0631 mol dm<sup>-3</sup>

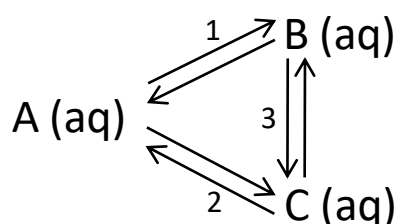
[B] = 0,751 mol dm<sup>-3</sup>

[C] = 0,186 mol dm<sup>-3</sup>

RED POINTS

Error en la determinación de K <sub>1</sub> y K <sub>2</sub> (a 25 °C)	0,05	0,05	
Error en la determinación de K <sub>1</sub> ' y K <sub>2</sub> ' (a 200 °C)	0,10	0,10	
Error en la ecuación 10 o en las tablas 1 y 2	0,10		
Error en la ecuación 8 u 11	0,10		
Error en la ecuación 9 o 12	0,10		
Errores en los valores de las concentraciones	0,025	0,025	0,025
[A]+[B]+[C] no suma 1 mol dm <sup>-3</sup>	0,075		

Luisa sospecha que el mecanismo global de reacción puede ser el siguiente:



4) (0,25 puntos) Razone en el cuadro de respuesta cómo influiría la existencia de la reacción 3 sobre las concentraciones de A, B y C en el equilibrio en comparación con el resultado obtenido en el apartado 3.

La consideración de la reacción 3, estableciendo el equilibrio directo entre B y C no modifica el resultado, ya que si B y C están en equilibrio con la concentración de A, evidentemente también están en equilibrio consigo mismos. De hecho, la constante de equilibrio de la reacción 3, K<sub>3</sub>', puede expresarse en función de K<sub>1</sub>' y K<sub>2</sub>':

$$K_3' = \frac{[C]}{[B]} = \frac{[C]/[A]}{[B]/[A]} = \frac{K_2'}{K_1'}$$

Puesto que K<sub>1</sub>' y K<sub>2</sub>' son constantes, la expresión de K<sub>3</sub>' ya se verificaba en el apartado 3.

También se considera como justificación una explicación matemática del problema: puede apreciarse como la expresión de K<sub>3</sub>' no es independiente de las de K<sub>1</sub>' y K<sub>2</sub>', por lo que no aporta nada a la resolución del problema, ya que no pueden emplearse las 3 a la vez.

En resumen, puesto que el problema no cambia, las concentraciones pedidas son:

[A] = 0,0631 mol dm<sup>-3</sup>

[B] = 0,751 mol dm<sup>-3</sup>

[C] = 0,186 mol dm<sup>-3</sup>

RED POINTS

Cambio en los valores de las concentraciones respecto del apdo. 3	0,05		
Ausencia de justificación o justificación incorrecta de la constancia de las concentraciones del apdo. 3	0,20		

### PROBLEMA 3 (2 puntos). EL HIDROCARBURO DESCONOCIDO

Dos montañeros se ven sorprendidos por una ventisca y buscan abrigo en un refugio abandonado. En el interior del refugio, la temperatura solo es de 5 °C, por lo que deciden encender una vieja estufa alimentada por una bombona en la que se indica únicamente que contiene un hidrocarburo. Pasada la ventisca, uno de los dos montañeros, que es aficionado a la Química, decide llevarse la bombona que contiene el hidrocarburo para tratar de hallar el compuesto concreto con que se han calentado.

Para ello, en primer lugar, quema el hidrocarburo con exceso de oxígeno, recogiendo los gases de combustión. Estos gases de combustión son enfriados hasta lograr la condensación completa del agua. Posteriormente, haciendo burbujear los gases de combustión (libres ya de agua) en una disolución concentrada de hidróxido de sodio, se consigue la absorción en la misma del dióxido de carbono.

1) (0,4 puntos) Determine en el cuadro de respuesta la fórmula empírica del hidrocarburo, conocidas la masa de agua condensada (7,20 g) y las masas inicial (100 g) y final –esto es, tras el burbujeo de los gases de combustión– (117,6 g) de la disolución concentrada de hidróxido de sodio.

Considerando un hidrocarburo genérico,  $C_xH_y$ , la reacción de combustión ajustada del mismo viene dada por:



Puede apreciarse cómo el número de moles de  $CO_2$ ,  $n_{CO_2}$ , es igual al número de moles de átomos de C que hay en el hidrocarburo,  $n_C$ . A su vez, realizando un balance de materia a la disolución de NaOH, se concluye que la masa absorbida de  $CO_2$  (que será la misma que la desprendida en la combustión) es igual a la diferencia entre las masas final e inicial de dicha disolución:

$$m_{CO_2} = 117,6 \text{ g} - 100 \text{ g} = 17,6 \text{ g}$$

$$n_{CO_2} = n_C = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{17,6 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 0,400 \text{ mol C} \quad [2]$$

Por su parte, el número de moles de agua formados en la combustión,  $n_{H_2O}$ , es igual a la mitad del número de moles de átomos de H que hay en el hidrocarburo,  $n_H$ :

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}}}{2} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{7,20\text{ g}}{18\text{ g/mol}} = 0,400\text{ mol} \quad [3]$$

$$n_{\text{H}} = 2 \cdot n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,800\text{ mol H} \quad [4]$$

De esta forma, para hallar los subíndices de la fórmula empírica, se dividen  $n_{\text{C}}$  y  $n_{\text{H}}$  entre el de menor valor:

$$\text{C) } \frac{0,400\text{ mol C}}{0,400\text{ mol C}} = 1,00$$

$$\text{H) } \frac{0,800\text{ mol H}}{0,400\text{ mol C}} = 2,00$$

Por consiguiente, se concluye que:

**Fórmula empírica: CH<sub>2</sub>**

#### RED POINTS

Error en la ecuación química ajustada [1]	0,15
Error en el cálculo de $n_{\text{CO}_2}$	0,10
Error en el cálculo de $n_{\text{H}_2\text{O}}$	0,05
Error en la fórmula empírica	0,10

Para conocer la fórmula molecular, el montañero mide en un recipiente cerrado de 10,4 L la densidad de una mezcla formada por una cantidad desconocida de hidrocarburo, 3,20 g de oxígeno y 0,180 g de vapor de agua (debido a restos de agua que quedaron en el recipiente al lavarlo previamente), todos ellos en fase gaseosa. La densidad de la mezcla (sin reaccionar) es 1,629 kg m<sup>-3</sup> a 1,00 atm y 20,0 °C.

2) (0,4 puntos) Determine en el cuadro de respuesta la fórmula molecular del hidrocarburo, asumiendo que todos los gases tienen comportamiento ideal.

El número de moles de oxígeno,  $n_{\text{O}_2}$ , y de vapor de agua,  $n_{\text{H}_2\text{O}}$ , que hay en el recipiente es:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{3,20\text{ g}}{32\text{ g/mol}} = 0,100\text{ mol O}_2$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,180\text{ g}}{18\text{ g/mol}} = 0,0100\text{ mol H}_2\text{O}$$

Teniendo en cuenta la Ley de los gases ideales, aplicadas para los distintos componentes i:

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

Reemplazando para  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ,  $T = 293 \text{ K}$  y  $V = 10,4 \text{ L}$ , se tiene:

$$P_{\text{O}_2} = \frac{0,100 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{10,4 \text{ L}} = 0,231 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,0100 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{10,4 \text{ L}} = 0,0231 \text{ atm}$$

Aplicando la Ley de las presiones parciales de Dalton:

$$P = \sum_i P_i \quad [5]$$

Se obtiene la presión parcial del hidrocarburo,  $P_{\text{HC}}$ :

$$P_{\text{HC}} = P - P_{\text{O}_2} - P_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ atm} - 0,231 \text{ atm} - 0,0231 \text{ atm} = 0,746 \text{ atm}$$

Por otro lado, la masa molar promedio de la mezcla gaseosa,  $\bar{M}$ , puede conocerse a partir de su densidad,  $\rho$  ( $1,629 \text{ kg m}^{-3} = 1,629 \text{ g L}^{-1}$ ) mediante la siguiente ecuación que se deduce también de la Ley de los gases ideales:

$$\rho = \frac{P \bar{M}}{R T} \rightarrow \bar{M} = \frac{\rho R T}{P}$$

$$\bar{M} = \frac{1,629 \text{ g L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 39,1 \text{ g mol}^{-1}$$

Por definición,  $\bar{M}$  equivale a:

$$\bar{M} = \sum_i x_i M_i$$

A su vez, puesto que las fracciones molares son directamente proporcionales a  $P_i$ , ya que  $x_i = P_i/P$ , y  $P = 1,00 \text{ atm}$ , coincidirán en valor  $x_i$  y  $P_i$ , pudiéndose escribir:

$$\bar{M} = \sum_i P_i M_i \quad [6]$$

De esta ecuación 6, se puede obtener la masa molar del hidrocarburo,  $M_{HC}$ :

$$39,1 \text{ g/mol} = 0,231 \cdot 32 \text{ g/mol} + 0,0231 \cdot 18 \text{ g/mol} + 0,746 \cdot M_{HC}$$

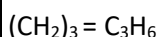
$$M_{HC} = 42,0 \text{ g/mol}$$

La obtención de  $M_{HC}$  también puede realizarse directamente a partir de la masa molar promedio y de las fracciones molares de los distintos componentes (en lugar de haber calculado las presiones parciales), aceptándose igualmente.

Conocida  $M_{HC}$ , dividiéndola por la masa molar de la fórmula empírica del hidrocarburo,  $M_{HC,FE}$ , se puede determinar cuántas veces,  $n$ , la fórmula molecular es la fórmula empírica:

$$n = \frac{M_{HC}}{M_{HC,FE}} = \frac{42,0 \text{ g/mol}}{14,0 \text{ g/mol}} = 3,00$$

Por lo tanto, la fórmula molecular es:



**Fórmula molecular:  $\text{C}_3\text{H}_6$**

#### RED POINTS

Error en las presiones parciales/fracciones molares	0,05	0,05	0,05
Error en la masa molar promedio de la mezcla	0,05		
Error en la masa molar del hidrocarburo	0,10		
Error en la fórmula molecular del hidrocarburo	0,10		

Por su experiencia previa con hidrocarburos, el montañero aficionado a la Química está convencido de que la fórmula molecular del combustible es  $\text{C}_4\text{H}_8$  y de que, además, el compuesto presenta isomería geométrica y no contiene ningún ciclo en la molécula.

3) (0,2 puntos) Indique razonadamente en el cuadro de respuesta la fórmula estructural semidesarrollada y el nombre del hidrocarburo de acuerdo a las reglas dictadas por la IUPAC, suponiendo que la intuición del montañero es acertada.

El hidrocarburo, al presentar isomería geométrica y ningún ciclo, debe tener un único doble enlace, ya que su fórmula molecular,  $\text{C}_4\text{H}_8$ , se ajusta a la de los alquenos de cadena abierta con una única insaturación,  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ , o lo que es lo mismo: solo contiene dos átomos de H menos que el alcano lineal de referencia,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .



Por lo tanto, de los posibles alquenos de cadena abierta, el único en el que los dos carbonos del doble enlace están unidos a átomos o grupos atómicos distintos (condición necesaria para que exista isomería geométrica) es el but-2-eno.

**Fórmula estructural semidesarrollada:**  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$

**Nombre:** but-2-eno

RED POINTS

No identificar que es un alqueno	0,05
No identificar que hay un único doble enlace	0,05
Error en la fórmula estructural semidesarrollada	0,05
Error en el nombre	0,05
Nombrar el hidrocarburo como 2-buteno	0,01

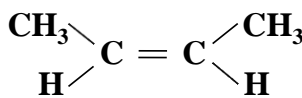
4) (0,4 puntos) Escriba en el cuadro de respuesta las fórmulas y los nombres de acuerdo a las reglas dictadas por la IUPAC de todos los posibles isómeros que tengan de fórmula molecular  $\text{C}_4\text{H}_8$  (no considerar los isómeros conformacionales).

Hay 6 posibles isómeros:

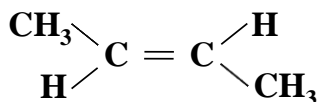
Nombre	Fórmula
• De posición:	
but-1-eno	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
• De cadena:	
metilpropeno	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{C} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$
• De función:	
ciclobutano	$\begin{array}{cc} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\   \quad \quad   \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$
metilciclopropano	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ / \quad \backslash \\ \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$

- Geométricos (en caso de haberlos expuesto y nombrado en el apartado 3, no hará falta volver a explicitarlos en este apartado 4):

*cis*-but-2-eno



*trans*-but-2-eno



RED POINTS

Error en nombres de isómeros	0,033	0,034	0,033	0,033	0,034	0,033
Nombrar como 1-buteno o 2-buteno	0,007				0,007	0,007
Error en fórmulas de isómeros	0,033	0,034	0,033	0,033	0,034	0,033

Se considera la reacción del hidrocarburo identificado en el apartado 3 (de fórmula molecular  $\text{C}_4\text{H}_8$ ) con ácido clorhídrico en las condiciones apropiadas.

5) (0,2 puntos) Indique razonadamente en el cuadro de respuesta el nombre con el que se conoce a este tipo de reacciones y el producto obtenido en este caso concreto, identificando el compuesto que se formará mayoritariamente en el caso de que pudiera obtenerse más de uno.

La reacción descrita es la adición de un halogenuro de hidrógeno a un doble enlace, por lo que se trata de una reacción de **adición electrofílica**.

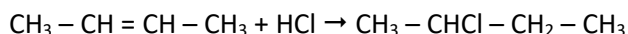
Puesto que el alqueno considerado (but-2-eno) es simétrico, la regla de Markovnikov no aplica, formándose un único producto de adición: el **2-clorobutano**.

RED POINTS

No identificar que la reacción es una adición	0,075
No identificar que la adición es electrofílica	0,025
Error en el producto de adición	0,05
Exponer más de un producto de adición	0,05

6) (0,4 puntos) Calcule en el cuadro de respuesta las masas finales de todos los compuestos involucrados en la reacción química anterior considerando que han reaccionado 100 g de hidrocarburo de fórmula molecular  $\text{C}_4\text{H}_8$  con la cantidad de ácido clorhídrico que hay en 200 mL de una disolución de este ácido con una concentración del 37,0 % en masa y  $1180 \text{ kg m}^{-3}$  de densidad. Considérese que la reacción química que se produce es total (o irreversible).

La ecuación química ajustada de la reacción de adición electrofílica es:



Debe identificarse cuál es el reactivo limitante, calculando los moles de los dos reactivos presentes en el medio de reacción:

$$n_{\text{C}_4\text{H}_8} = \frac{m_{\text{C}_4\text{H}_8}}{M_{\text{C}_4\text{H}_8}} = \frac{100 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 1,79 \text{ mol C}_4\text{H}_8$$

$$n_{\text{HCl}} = 200 \text{ mL dis} \frac{1 \text{ m}^3 \text{ dis}}{10^6 \text{ mL dis}} \frac{1180 \text{ kg dis}}{1 \text{ m}^3 \text{ dis}} \frac{1000 \text{ g dis}}{1 \text{ kg dis}} \frac{37,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dis}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 2,39 \text{ mol HCl}$$

Puesto que la reacción transcurre mol a mol, el reactivo limitante es el but-2-eno, por ser el reactivo del que menos moles hay.

De esta forma, el but-2-eno se agota por completo en la reacción, al ser irreversible, mientras que el exceso de HCl que queda tras la reacción es igual a:

$$n_{\text{HCl, exceso}} = 2,39 \text{ mol HCl} - 1,79 \text{ mol HCl} = 0,60 \text{ mol HCl}$$

Y al ser la reacción mol a mol, la cantidad de producto formado será igual a los moles de reactivo limitante iniciales:

$$n_{\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}} = 1,79 \text{ mol C}_4\text{H}_9\text{Cl}$$

Conocido el número final de moles de cada compuesto, se determina la masa final de los mismos:

$$m_{\text{C}_4\text{H}_8} = 0,00 \text{ g}$$

$$m_{\text{HCl}} = 0,60 \text{ mol HCl} \cdot 36,5 \text{ g HCl/mol HCl} = 21,9 \text{ g}$$

$$m_{\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}} = 1,79 \text{ mol C}_4\text{H}_9\text{Cl} \cdot 92,5 \text{ g C}_4\text{H}_9\text{Cl} / \text{mol C}_4\text{H}_9\text{Cl} = 166 \text{ g}$$

#### RED POINTS

No escribir la ecuación química correcta	0,05		
Error en el cálculo de moles de hidrocarburo	0,05		
Error en el cálculo de moles de HCl	0,10		
Error al identificar el reactivo limitante	0,05		
Error en el cálculo de las masas finales de los compuestos	0,05	0,05	0,05