

## QUÍMICA

El examen consta de 8 preguntas de 2 puntos, de las que podrá responder un **MÁXIMO DE 5**, combinadas como quiera. Cada pregunta **vale 2 puntos (1 punto por apartado)**. Si responde más preguntas de las permitidas, **solo se corregirán las 5 primeras respondidas**.

### PREGUNTA 1.

1.1. Nombre los siguientes compuestos y justifique si presentan algún tipo de isomería y de qué tipo:



1.2. Complete las siguientes reacciones, identificando el tipo de reacción y nombrando los compuestos orgánicos que se forman:  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{_____} + \text{_____}$   $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{_____} + \text{_____}$

### PREGUNTA 2.

2.1. Justifique si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: Una disolución acuosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  tiene carácter ácido.

2.2. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 19, 16, 1 y 9, respectivamente. Razone que compuestos se formarán entre B y C y entre D y A indicando el tipo de enlace.

### PREGUNTA 3.

3.1. Para la reacción en equilibrio:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$   $\Delta H^0 < 0$ , explique razonadamente cómo se desplazará el equilibrio si se añade  $\text{H}_2(\text{g})$ .

3.2. Empleando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) razoné cuál será la geometría y la polaridad de las moléculas de  $\text{BeI}_2$  y  $\text{CHCl}_3$ .

### PREGUNTA 4.

Reaccionan 4,0 mL de una disolución 0,1 M de  $\text{KMnO}_4$  con 10,0 mL de una disolución de yoduro de potasio en presencia de ácido clorhídrico para dar  $\text{I}_2$ , cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio y agua.

4.1. Acoplamiento las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

4.2. Calcule la concentración de la disolución de yoduro de potasio.

### PREGUNTA 5.

Sabiendo que  $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ , calcule:

5.1. La concentración que debe tener una disolución de amoníaco para que su pH sea 10,6.

5.2. El grado de disociación del amoníaco en la disolución.

### PREGUNTA 6.

En un recipiente cerrado se introducen 2,0 moles de  $\text{CH}_4$  y 1,0 mol de  $\text{H}_2\text{S}$  a la temperatura de 727 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio:  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$ . Una vez alcanzado el equilibrio, la presión parcial del  $\text{H}_2$  es 0,20 atm y la presión total es de 0,85 atm. Calcule:

6.1. Los moles de cada sustancia en el equilibrio y el volumen del recipiente.

6.2. El valor de  $K_c$  y  $K_p$ .

### PREGUNTA 7.

En el laboratorio se mezclan 20,0 mL de una disolución 0,03 M de cloruro de bario y 15 mL de una disolución 0,1 M de sulfato de cinc.

7.1. Escriba la reacción que tiene lugar y calcule el rendimiento si se obtuvieron 0,10 g de sulfato de bario.

7.2. Describa el procedimiento e indique el material que emplearía para separar el precipitado.

### PREGUNTA 8.

8.1. Haga un esquema indicando el material y los reactivos que se necesitan para construir en el laboratorio una pila que tiene la siguiente notación:  $\text{Cu}(\text{s}) \mid \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}, 1 \text{ M}) \mid \text{Ag}(\text{s})$

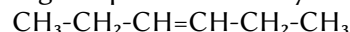
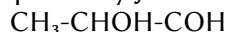
8.2. Escriba las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo e indique sus polaridades.

Escriba la reacción iónica global y calcule la fuerza electromotriz de la pila

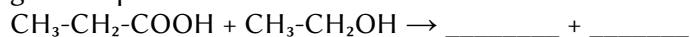
$$\text{Datos: } R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}; 1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}; E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}; \\ E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$$

## Soluciones

1.1. Nombra los siguientes compuestos y justifica si presentan algún tipo de isomería y de qué tipo:



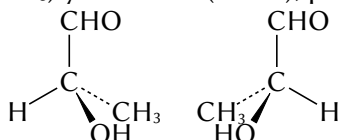
1.2. Completa las siguientes reacciones, identificando el tipo de reacción y nombrando los compuestos orgánicos que se forman:



(A.B.A.U. ord. 20)

### Solución:

$\text{CH}_3\text{-CHOH-COH}$ : 2-hidroxipropanal. El carbono 2 es asimétrico (está unido a cuatro grupos distintos: hidrógeno (-H), hidroxilo (-OH), metilo (-CH<sub>3</sub>) y carbonilo (-CHO), por lo que presenta isomería óptica.



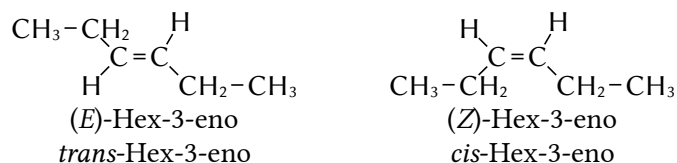
Además puede tener isómeros de función como

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ : ácido propanoico

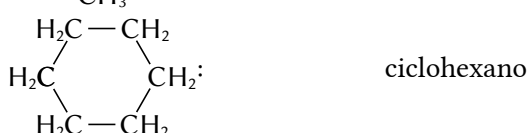
$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$ : etanoato de metilo

$\text{CH}_2\text{OH-CH=CHOH}$ : propeno-1,3-diol.

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$ : hex-3-eno, tiene un doble enlace entre los carbonos 3 y 4, y cada uno de ellos está unido a dos grupos distintos: hidrógeno (-H) y etilo (-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>). Existen dos isómeros geométricos, que se pueden llamar *cis* y *trans* o *Z* y *E*.



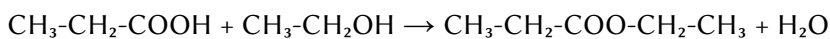
Además puede tener isómeros de cadena como:



También presenta isómeros de posición:

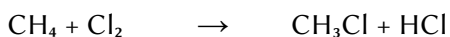
$\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ : hex-1-eno.

### Solución:

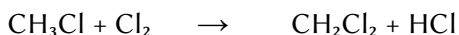


ácido propanoico      etanol      propanoato de etilo

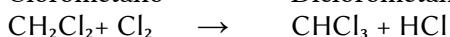
Reacción de esterificación.



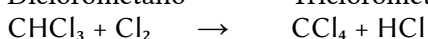
Metano      Clorometano



Clorometano      Diclorometano



Diclorometano      Triclorometano



Triclorometano      Tetracloruro de carbono

Reacciones de sustitución.

2.1. **Justifica** si la siguiente afirmación es verdadera o falsa:

b) Una disolución acuosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  tiene carácter ácido.

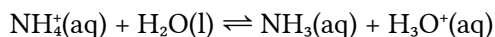
(A.B.A.U. ord. 20)

**Solución:**

b) Al disolverse en agua el cloruro de amonio produce:



Como el ion  $\text{NH}_4^+$  procede del hidróxido de amonio  $\text{NH}_4\text{OH}$  que es una base débil, se comporta como un ácido relativamente fuerte frente al agua



La concentración de iones oxonio en la disolución aumenta y el pH de la disolución será ácido.

2.2. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 19, 16, 1 y 9, respectivamente.

Razona que compuestos se formarán entre B y C y entre D y A indicando el tipo de enlace.

(A.B.A.U. ord. 20)

**Solución:**

Las configuraciones electrónicas de los elementos son:

A ( $Z = 19$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

B ( $Z = 16$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

C ( $Z = 1$ ):  $1s^1$

D ( $Z = 9$ ):  $1s^2 2s^2 2p^5$

El elemento B tiende a ganar 2 electrones para alcanzar la configuración del gas noble más próximo.

El elemento C tendría que perder o ganar un electrón. Pero el comportamiento energéticamente más favorable es que comparta su electrón con uno de los electrones desapareados del elemento B.

El elemento B compartirá 2 electrones para completar el cuarto nivel de energía.

La fórmula química del compuesto sería  $\text{BC}_2$  y será un compuesto covalente.

El elemento D tiende a ganar 1 electrón para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ion  $\text{D}^-$ .

El elemento A perderá el electrón del cuarto nivel de energía para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ion  $\text{A}^+$ .

La fórmula química del compuesto sería  $\text{AD}$  y será un compuesto iónico.

3.1. Para la reacción en equilibrio:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \Delta H^0 < 0$ ; explica razonadamente cómo se desplazará el equilibrio si se añade  $\text{H}_2(\text{g})$ .

(A.B.A.U. ord. 20)

**Solución:**

La constante de equilibrio en función de las concentraciones puede escribirse así:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]_e^2}{[\text{N}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^3} = \frac{\frac{n_e^2(\text{NH}_3)}{V^2}}{\frac{n_e(\text{N}_2)}{V} \cdot \frac{n_e^3(\text{H}_2)}{V^3}} = \frac{n_e^2(\text{NH}_3)}{n_e(\text{N}_2) \cdot n_e^3(\text{H}_2)} V^2$$

La constante de equilibrio solo depende de la temperatura. No varía aunque cambien las cantidades de reactivos o productos, o disminuya el volumen.

Si se añade hidrógeno, para que  $K_c$  permanezca constante, o bien deberá aumentar el numerador  $n_e(\text{NH}_3)$ , o disminuir la cantidad de nitrógeno en el denominador  $n_e(\text{N}_2)$ . El equilibrio se desplazará (hacia la derecha) hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio en el que habrá más  $\text{NH}_3$  y menos  $\text{N}_2$ .

3.2. Empleando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV), razona cuál será la geometría y la polaridad de las moléculas de  $\text{BeI}_2$  y  $\text{CHCl}_3$ .

(A.B.A.U. ord. 20)

### Solución:

La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) supone que los electrones de valencia, junto con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido a que tienen spin contrario, y solo hay que tener en cuenta a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los  $\pi$ ) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible.

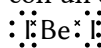
Esta teoría es la que da una justificación más sencilla de los ángulos de enlace. La repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de  $180^\circ$ , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de  $120^\circ$  y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de  $109,5^\circ$ .

Molécula de yoduro de berilio:  $\text{BeI}_2$ .

El átomo central es el de Be, que tiene dos electrones en la capa de valencia. La configuración electrónica del átomo de berilio ( $Z = 4$ ) en el estado fundamental es  $1s^2 2s^2$ , pero para poder enlazarse tiene que separar («desaparear») los dos electrones, elevando uno de ellos al orbital  $2p$ . El coste de energía de excitación se compensa con la energía de los enlaces que se van a formar.

La configuración electrónica del átomo de berilio excitado es  $1s^2 2s^1 2p^1$ .

Los dos electrones desapareados forman dos enlaces, cada uno de ellos con un electrón desapareado de un átomo de yodo, como se ve en el diagrama electrón punto de Lewis:



(La molécula de  $\text{BeI}_2$  es una excepción a la regla del octete, que establece que los átomos tienden a formar enlaces de manera que cada átomo tenga ocho electrones en su capa de valencia. En el átomo de berilio solo hay cuatro, (dos pares de) electrones).

Según la TRPECV, la geometría electrónica de 2 pares de electrones es lineal. La molécula es lineal con un ángulo I-Be-I de  $180^\circ$ .

La electronegatividad mide la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí el par de electrones del enlace y la resistencia a dejarlos marchar.

Como el yodo es más electronegativo que el Be, existe un momento dipolar  $\text{Be}^{\delta+} \rightarrow \text{I}^{\delta-}$ , que se representa por un vector. Pero como ambos enlaces está simétricamente dirigidos en sentidos opuestos,  $\text{I}^{\delta-} \leftarrow \text{Be}^{\delta+} \rightarrow \text{I}^{\delta-}$ , y el valor del momento dipolar es el mismo, el momento dipolar de la molécula es nulo. La molécula de  $\text{BeI}_2$  no es polar.

Molécula de triclorometano:  $\text{CHCl}_3$ .

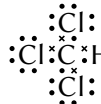
El átomo central es el de carbono, que tiene 4 electrones en su capa de valencia.

La configuración electrónica del átomo de carbono ( $Z = 6$ ) en el estado fundamental es  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$ , que solo tiene dos electrones desapareados y solo podría formar dos enlaces. Para poder formar cuatro enlaces, tiene que separar («desaparear») los dos electrones  $2s^2$ , elevando uno de ellos al orbital  $2p$  vacío, siendo su configuración excitada:  $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ .

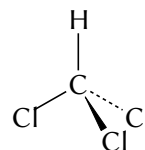
El coste de energía de excitación se compensa con la energía de los enlaces que se van a formar.

Los cuatro electrones forman enlaces covalentes, tres con los tres átomos de cloro y el otro con el átomo de

hidrógeno, como se ve en el diagrama electrón-punto de Lewis:

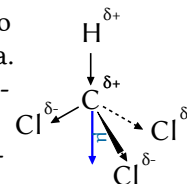


Según la TRPECV, la geometría electrónica de 4 pares de electrones es tetraédrica. El átomo de carbono está en el centro del tetraedro y los tres átomos de cloro en tres vértices y el átomo de hidrógeno en el cuarto vértice.



Debido a la repulsión entre los pares no enlazantes de los átomos de cloro vecinos, el ángulo entre los enlaces C-Cl es mayor que  $109,5^\circ$ , y la forma de molécula es de pirámide achatada.

El cloro es más electronegativo que el carbono, por lo que existe un momento dipolar de enlace  $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$ . El carbono es más electronegativo que el hidrógeno, por lo que existe un momento dipolar de enlace  $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$ . La resultante de los momentos dipolares de los enla-



ces  $C^{\delta+} \rightarrow Cl^{\delta-}$  no se anula, sino que apunta hacia el centro do triángulo formado por los tres cloros, lo que, unido al momento dipolar del enlace  $H^{\delta+} \rightarrow C^{\delta-}$ , produce un momento dipolar resultante hacia ese mismo punto, y la molécula es polar.

4. Reaccionan 4,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> de KMnO<sub>4</sub> con 10,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de yoduro de potasio en presencia de ácido clorhídrico para dar I<sub>2</sub>, cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio y agua.

- a) Ajusta las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.  
b) Calcula la concentración de la disolución de yoduro de potasio.

(A.B.A.U. ord. 20)

**Rta.:** a)  $2 (MnO_4)^- + 10 I^- + 16 H^+ \rightarrow 2 Mn^{2+} + 5 I_2 + 8 H_2O$ ;  $2 KMnO_4(aq) + 10 KI(aq) + 16 HCl(aq) \rightarrow 5 I_2(s) + 2 MnCl_2(aq) + 12 KCl(aq) + 8 H_2O(l)$ ; b)  $[KI] = 0,200 \text{ mol/dm}^3$ .

#### Datos

Concentración da disolución de permanganato de potasio

Volumen de disolución de permanganato de potasio

Volumen de disolución de yoduro de potasio

#### Cifras significativas: 3

$[KMnO_4] = 0,100 \text{ mol/dm}^3$

$V = 4,00 \text{ cm}^3$

$V' = 10,0 \text{ cm}^3$

#### Incógnitas

Concentración de la disolución de yoduro de potasio

$[KI]$

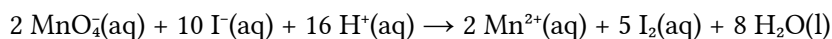
#### Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

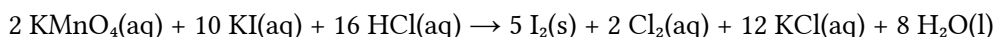
Oxidación:  $2 I^- \rightarrow I_2 + 2 e^-$

Reducción:  $MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O$

Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 5, la segunda por 2 y sumando:



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 12 K<sup>+</sup> y 16 Cl<sup>-</sup> y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de permanganato de potasio que hay en 4,0 cm<sup>3</sup> de disolución:

$$n = 4,00 \text{ cm}^3 \text{ D } KMnO_4 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,100 \text{ mol } KMnO_4}{1 \text{ dm}^3 \text{ KMnO}_4} = 4,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol } KMnO_4$$

Se calcula la cantidad de yoduro de potasio necesaria para reaccionar con esa cantidad de permanganato de potasio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n' = 4,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol } KMnO_4 \frac{10 \text{ mol } KI}{2 \text{ mol } KMnO_4} = 0,00200 \text{ mol } KI$$

Se calcula la concentración de la disolución de yoduro de potasio sabiendo que está disuelta en 10 cm<sup>3</sup>:

$$[KI] = \frac{0,00200 \text{ mol } KI}{10 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,200 \text{ mol/dm}^3$$

5. Sabiendo que  $K_b (NH_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ , calcula:

- a) La concentración que debe tener una disolución de amoniaco para que su pH sea 10,6.  
b) El grado de disociación del amoniaco en la disolución.

(A.B.A.U. ord. 20)

**Rta.:** a)  $[NH_3]_0 = 0,00930 \text{ mol/dm}^3$ ; b)  $\alpha = 4,28 \%$ .

**Datos**

pH de la disolución de amoniaco  
 Constante de basicidad del NH<sub>3</sub>  
 Producto iónico del agua

**Cifras significativas: 3**

pH = 10,60  
 $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$   
 $K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1,00 \cdot 10^{-14}$

**Incógnitas**

Concentración de la disolución de amoniaco  
 Grado de disociación del NH<sub>3</sub> en la disolución

$[NH_3]_0$   
 $\alpha$

**Otros símbolos**

Disolución  
 Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) de base débil que se disocia  
 Cantidad de la sustancia X  
 Cantidad disociada  
 Cantidad inicial  
 Concentración de la sustancia X

D  
 $x$   
 $n(X)$   
 $n_d$   
 $n_o$   
 $[X]$

**Ecuaciones**

Constante de basicidad de la base:  $B(OH)_b(aq) \rightleftharpoons B^{b+}(aq) + b OH^-(aq)$

$$K_b = \frac{[B^{b+}]_e \cdot [OH^-]_e^b}{[B(OH)_b]_e}$$

pH

$$pH = -\log[H^+]$$

pOH

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Producto iónico del agua

$$K_w = [H^+]_e \cdot [OH^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

$$pK_w = pH + pOH = 14,00$$

Grado de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_o} = \frac{[s]_d}{[s]_o}$$

**Solución:**

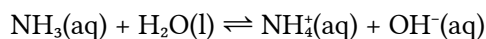
a) A partir del pH podemos calcular el pOH

$$pOH = 14,00 - pH = 14,00 - 10,60 = 3,40$$

y de aquí la concentración de iones hidróxido en el equilibrio.

$$[OH^-]_e = 10^{-pOH} = 10^{-3,40} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Como el amoniaco es una base débil, se disociará en agua según la ecuación:



Si llamamos  $c_0$  a la concentración de amoniaco antes de disociarse, y  $x$  a la concentración de amoniaco que se disocia

		NH <sub>3</sub>	⇌	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	OH <sup>-</sup>	
$[X]_o$	Concentración inicial	$c_0$		0	0	mol/dm <sup>3</sup>
$[X]_d$	Concentración disociada o formada	$x$		$x$	$x$	mol/dm <sup>3</sup>
$[X]_e$	Concentración en el equilibrio	$c_0 - x$		$x$	$3,98 \cdot 10^{-4}$	mol/dm <sup>3</sup>

queda que:

$$x = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

La constante de equilibrio  $K_b$  es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]_e \cdot [OH^-]_e}{[NH_3]_e} = \frac{(3,98 \cdot 10^{-4})^2}{(c_0 - 3,98 \cdot 10^{-4})} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Despejando  $c_0$

$$c_0 = \frac{(3,98 \cdot 10^{-4})^2}{1,78 \cdot 10^{-5}} + 3,98 \cdot 10^{-4} = 0,00930 \text{ mol/dm}^3$$

b) El grado de disociación  $\alpha$  es:

$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0} = \frac{3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{0,00930 \text{ mol/dm}^3} = 0,0428 = 4,28 \%$$

*Análisis: El amoníaco es una base débil y está solo parcialmente disociada.*

6. En un recipiente cerrado se introducen 2,0 moles de  $\text{CH}_4$  y 1,0 mol de  $\text{H}_2\text{S}$  a la temperatura de  $727^\circ\text{C}$ , estableciéndose el siguiente equilibrio:  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$ . Una vez alcanzado el equilibrio, la presión parcial del  $\text{H}_2$  es 0,20 atm y la presión total es de 0,85 atm. Calcula:

a) Los moles de cada sustancia en el equilibrio y el volumen del recipiente.

b) El valor de  $K_c$  y  $K_p$ .

(A.B.A.U. ord. 20)

**Rta.:** a)  $n_e(\text{CH}_4) = 1,80 \text{ mol}$ ;  $n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,60 \text{ mol}$ ;  $n_e(\text{CS}_2) = 0,200 \text{ mol}$ ;  $n_e(\text{H}_2) = 0,800 \text{ mol}$ ;  $V = 328 \text{ dm}^3$ ;

b)  $K_p = 0,0079$ ;  $K_c = 1,2 \cdot 10^{-6}$ .

### Datos

Temperatura

Cantidad inicial de metano

Cantidad inicial de sulfuro de hidrógeno

Presión parcial del hidrógeno en el equilibrio

Presión total en el equilibrio

### Incógnitas

Cantidad en el equilibrio de cada sustancia

Volumen del recipiente

Constante del equilibrio  $K_c$

Constante del equilibrio  $K_p$

### Ecuaciones

Ecuación de estado de los gases ideales

Concentración de la sustancia X

Constantes del equilibrio:  $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

### Cifras significativas: 3

$$T = 727^\circ\text{C} = 1000 \text{ K}$$

$$n_0(\text{CH}_4) = 2,00 \text{ mol CH}_4$$

$$n_0(\text{H}_2\text{S}) = 1,00 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$p_e(\text{H}_2) = 0,200 \text{ atm}$$

$$p_e = 0,850 \text{ atm}$$

$$n_e(\text{CH}_4), n_e(\text{H}_2\text{S}), n_e(\text{CS}_2), n_e(\text{H}_2)$$

$$V$$

$$K_c$$

$$K_p$$

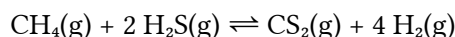
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

### Solución:

a) La ecuación química es:



Llamando  $x$  a la cantidad de metano que reaccionó hasta conseguir el equilibrio podemos escribir

		$\text{CH}_4$	$2 \text{H}_2\text{S}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CS}_2$	$4 \text{H}_2$	
Cantidad inicial	$n_0$	2,00	1,00		0,0	0,0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	$n_r$	$x$	$2x$		$x$	$4x$	mol
Cantidad en el equilibrio	$n_e$	$2,00 - x$	$1,00 - 2x$		$x$	$4x$	mol

En el equilibrio habrá en total:

$$n_e = (2,00 - x) + (1,00 - 2x) + x + 4x = 3,00 + 2x$$

De la presión parcial del hidrógeno podemos deducir:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n_e(\text{H}_2) = \frac{p_e(\text{H}_2) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,200 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,00244 \cdot V \text{ mol H}_2$$

$$4x = 0,0244 \cdot V$$

De la presión total podemos deducir:

$$n_e = \frac{p_e \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,850 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,0104 \cdot V \text{ mol}$$

$$3,00 + 2x = 0,104 \cdot V$$

Del sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas,

$$\left. \begin{array}{l} 4x = 0,0244 \cdot V \\ 3,00 + 2x = 0,104 \cdot V \end{array} \right\}$$

deducimos el volumen  $V$  del recipiente y la cantidad  $x$  de metano que reaccionó hasta conseguir el equilibrio.

$$\frac{3,00 + 2x}{4x} = \frac{0,104 \cdot V}{0,00244 \cdot V} = 4,25$$

$$3,00 + 2x = 17,0x$$

$$x = 0,200 \text{ mol}$$

$$V = 328 \text{ dm}^3$$

Las cantidades de las sustancias en el equilibrio son:

$$n_e(\text{CH}_4) = 2,00 - x = 2,00 - 0,200 = 1,80 \text{ mol CH}_4$$

$$n_e(\text{H}_2\text{S}) = 1,00 - 2x = 1,00 - 2 \cdot 0,200 = 0,60 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$n_e(\text{CS}_2) = x = 0,200 \text{ mol CS}_2$$

$$n_e(\text{H}_2) = 4 \cdot x = 0,800 \text{ mol H}_2$$

La constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

$$K_c = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot [\text{H}_2\text{S}]_e^2} = \frac{\frac{n_e(\text{CS}_2)}{V} \cdot \left(\frac{n_e(\text{H}_2)}{V}\right)^4}{\frac{n_e(\text{CH}_4)}{V} \cdot \left(\frac{n_e(\text{H}_2\text{S})}{V}\right)^2} = \frac{n_e(\text{CS}_2) \cdot n_e^4(\text{H}_2)}{n_e(\text{CH}_4) \cdot n_e^2(\text{H}_2\text{S})} \cdot \frac{1}{V^2} = \frac{0,200 \cdot 0,800^4}{1,80 \cdot 0,60^2} \cdot \frac{1}{328^2} = 1,2 \cdot 10^{-6}$$

(concentraciones en mol/dm<sup>3</sup>)

Si consideramos comportamiento ideal para los gases, podemos escribir:

$$K_p = \frac{p_e(\text{CS}_2) \cdot p_e^4(\text{H}_2)}{p_e(\text{CH}_4) \cdot p_e^2(\text{H}_2\text{S})} = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{H}_2]_e \cdot R \cdot T)^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{H}_2\text{S}]_e \cdot R \cdot T)^2} = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot ([\text{H}_2]_e)^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot ([\text{H}_2\text{S}]_e)^2} \cdot (R \cdot T)^2 = K_c \cdot (R \cdot T)^2$$

$$K_p = 1,2 \cdot 10^{-6} \cdot (0,082 \cdot 1000)^2 = 0,0079 \text{ (presiones en atm)}$$

7. En el laboratorio se mezclan 20,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de concentración 0,03 mol/dm<sup>3</sup> de cloruro de bario y 15 cm<sup>3</sup> de una disolución de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> de sulfato de cinc.

- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el rendimiento si se obtuvieron 0,10 g de sulfato de bario.
- Describe el procedimiento e indica el material que emplearía para separar el precipitado.

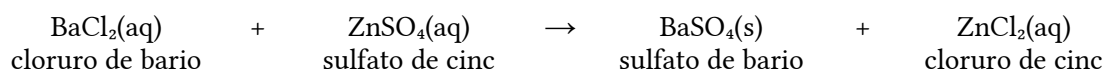
(A.B.A.U. ord. 20)

**Rta.:** rendimiento del 71 %.

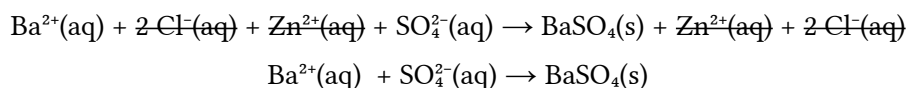
**Solución:**



a) Se escribe la ecuación de la reacción química ajustada:



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del sulfato de bario:



Cálculo del rendimiento (suponiendo 2 cifras significativas)

Se calcula la masa de sulfato de bario que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de bario y sulfato de cinc.

Para la determinación del reactivo limitante, se calculan las cantidades iniciales de los reactivos.

Se calcula la cantidad de uno de ellos necesaria para reaccionar completamente con el otro, mirando la ecuación ajustada de la reacción.

Se identifica al reactivo limitante, comprobando si la cantidad necesaria es mayor o menor que la que hay.

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(\text{BaCl}_2) = 20 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,030 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2$$

$$n_0(\text{ZnSO}_4) = 15 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,10 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol ZnSO}_4$$

Se calcula la cantidad de sulfato de cinc necesaria para reaccionar con el cloruro de bario, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{ZnSO}_4) = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol ZnSO}_4$$

Como la cantidad necesaria,  $6,0 \cdot 10^{-4}$  mol, es menor que la inicial,  $1,5 \cdot 10^{-3}$  mol, el reactivo limitante no es el sulfato de cinc sino el cloruro de bario.

Se calcula la masa de sulfato de bario que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$m = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} \frac{233 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 0,14 \text{ g BaSO}_4$$

Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida, 0,10 g, entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento.

$$R_{to} = \frac{0,10 \text{ g obtenidos}}{0,14 \text{ g teóricos}} = 0,71 = 71 \%$$

### Procedimiento

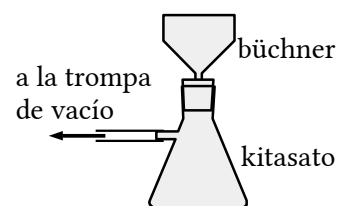
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre un matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato a una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desencaja el embudo y se cierra la llave.

Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.



### Material

Vasos de precipitados (2), varilla de vidrio, embudo büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

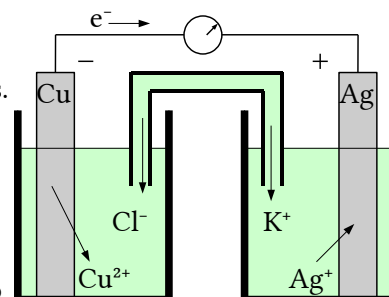
8. a) Haz un esquema indicando el material y los reactivos que se necesitan para construir en el laboratorio una pila que tiene la siguiente notación:  $\text{Cu}(\text{s}) \mid \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \parallel \text{Ag}^{+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \mid \text{Ag}(\text{s})$
- b) Escribe las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo e indica sus polaridades. Escribe la reacción iónica global y calcula la fuerza electromotriz de la pila.

Datos:  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ .  
**Rta.:**  $E^\circ = 0,46 \text{ V}$ .

(A.B.A.U. ord. 20)

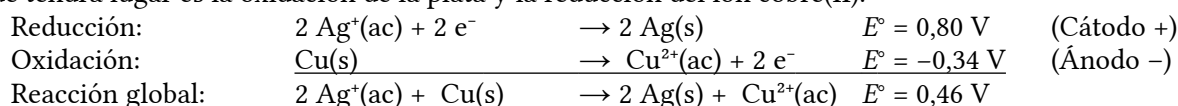
**Solución:**

a) Material: Dos vasos de precipitados de  $100 \text{ cm}^3$ , un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas. Reactivos: láminas de cobre y plata pulidas, disoluciones de nitrato de cobre(II), de concentración  $1 \text{ mol/dm}^3$ , y nitrato de plata(II), de concentración  $1 \text{ mol/dm}^3$ . Disolución de cloruro de potasio para el puente salino. El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo dos vasos de precipitados, conectados por un puente salino. Un recipiente contendría una disolución de nitrato de cobre(II) y un electrodo de cobre metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de plata(II) y un electrodo de plata metálico.



Los dos electrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir la f.e.m. de la pila. El sentido de circulación de los electrones será desde el polo negativo (ánodo Cu) hacia el polo positivo (cátodo Ag) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica. Material: Vasos de precipitados de  $100 \text{ cm}^3$  (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro. Reactivos: láminas de cobre y plata pulidas, disoluciones de nitrato de plata de concentración  $1 \text{ mol/dm}^3$  y sulfato de cobre(II) de concentración  $1 \text{ mol/dm}^3$ . Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.

b) En una pila galvánica formada por un electrodo de cobre y otro de plata en condiciones estándar, la reacción que tendrá lugar es la oxidación de la plata y la reducción del ión cobre(II).



El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (0,46) < 0$$

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), y del [traductor de la CIXUG](#).

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM).

Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 17/07/24