

**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.** Justifique si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: las combinaciones de números cuánticos (2, 1, 0, -1) y (3, 0, 1, 1/2) son posibles para un electrón en un átomo.

**1.2.** Razone qué geometría presenta la molécula de diclorometano ( $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ) aplicando la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) y discuta la polaridad de la molécula.

**PREGUNTA 2.**

Explique razonadamente los siguientes hechos:

2.1. La sal común ( $\text{NaCl}$ ) funde a  $801^\circ\text{C}$  mientras que el cloro es un gas a  $25^\circ\text{C}$ .

2.2. El cloruro de sodio sólido no conduce la electricidad y el hierro sí.

**PREGUNTA 3.**

**3.1.** De las siguientes sustancias:  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{HNO}_2$  y  $\text{HCO}_3^-$ , una es ácida, otra básica y otra anfótera según la teoría de Brönsted-Lowry. Razone cuál es cada una escribiendo los equilibrios que así lo demuestren.

**3.2.** Complete las siguientes reacciones indicando el tipo de reacción y nombrando los productos que se forman:

**PREGUNTA 4.**

Considere el siguiente equilibrio que tiene lugar a  $150^\circ\text{C}$ :  $\text{I}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{IBr}(\text{g})$  con una  $K_c = 120$ . En un recipiente de 5,0 L de capacidad se introducen 0,0015 moles de yodo y 0,0015 moles de bromo, calcule:

4.1. La concentración de cada especie cuando se alcanza el equilibrio.

4.2. Las presiones parciales y la constante  $K_p$ .

**PREGUNTA 5.**

Dada la siguiente reacción:  $\text{H}_2\text{S} + \text{NaMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{S} + \text{NaBr} + \text{MnBr}_3 + \text{H}_2\text{O}$

5.1. Ajuste la ecuación iónica por el método ion-electrón y escriba la ecuación molecular completa.

5.2. Calcule los gramos de  $\text{NaMnO}_4$  que reaccionarán con 32 g de  $\text{H}_2\text{S}$ . Si se obtuvieron 61,5 g de  $\text{MnBr}_3$  calcule el rendimiento de la reacción.

**PREGUNTA 6.**

El producto de solubilidad, a  $20^\circ\text{C}$ , del sulfato de bario es  $8,7 \cdot 10^{-11}$ . Calcule:

6.1. Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 L de agua.

6.2. Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 L de una disolución 1 M de sulfato de sodio, considerando que esta sal está totalmente disociado.

**PREGUNTA 7.**

Se preparan 100 mL de una disolución de HCl disolviendo, en agua, 10 mL de un HCl comercial de densidad  $1,19 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  y riqueza 36 % en peso. 20 mL de la disolución de ácido preparada se valoran con una disolución de NaOH 0,8 M.

7.1. Calcule la concentración molar de la disolución de ácido valorada, escriba la reacción que tiene lugar en la valoración y calcule el volumen gastado de la disolución de NaOH.

7.2. Indique el procedimiento a seguir en el laboratorio para la valoración del ácido indicando el material y reactivos.

**PREGUNTA 8.**

8.1. Explique como construiría en el laboratorio una pila galvánica empleando un electrodo de aluminio y otro de cobre, indicando el material y los reactivos necesarios.

8.2. Indique las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo, la ecuación iónica global y calcule la fuerza electromotriz de la pila.

Datos:  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$ .

## Soluciones

1.1. Justifica si es verdadera o falsa la siguiente afirmación:

Las combinaciones de números cuánticos (2, 1, 0, -1) y (3, 0, 1,  $\frac{1}{2}$ ) son posibles para un electrón en un átomo.

(A.B.A.U. ord. 21)

### Solución:

Los tres primeros números cuánticos definen las propiedades del orbital atómico:

**n**: principal, indica el nivel de energía. Los valores posibles son números enteros:  $n = 1, 2, 3, \dots$

**l**: secundario, indica la forma del orbital. Los valores posibles son:  $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$ .

**m**: magnético, indica la orientación del orbital. Los valores posibles son:  $m = -l, -l + 1, \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$ .

El último número cuántico:

**s**: spin, indica el sentido de giro del electrón. Los valores posibles son:  $s = +\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ .

a) (2, 1, 0, -1) No es posible.

Para  $n = 2$ , los valores posibles de  $l$  son  $l = 0$ , que corresponde al orbital 2s, y  $l = 1$ , que corresponde al orbital 2p.

Para  $l = 1$ , los valores posibles de  $m$  son  $m = -1, 0, 1$ .

Pero el último número cuántico no puede ser  $s = -1$ . Solo  $s = +\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ .

b) (3, 0, 1,  $\frac{1}{2}$ ) No es posible.

Para  $n = 3$ , los valores posibles de  $l$  son  $l = 0$ , que corresponde al orbital 3s,  $l = 1$ , que corresponde al orbital 3p, y  $l = 2$ , que corresponde al orbital 3d.

Para  $l = 0$ , el único valor posible de  $m$  es  $m = 0$ . No es posible  $m = 1$ .

1.2. Razona qué geometría presenta la molécula de diclorometano ( $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ) aplicando la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) y discute la polaridad de la molécula.

(A.B.A.U. ord. 21)

### 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  $109,5^\circ$ .

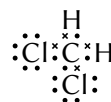
El átomo central es el de carbono, que tiene 4 electrones en su capa de valencia.

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, dos con los dos átomos de cloro y los otros dos con con

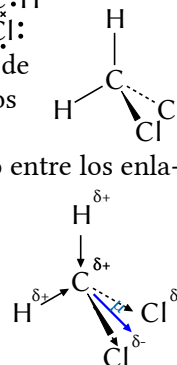
los dos átomos de hidrógeno, como se ve en el diagrama electrón-punto de Lewis:



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

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

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 cloro es más electronegativo que el carbono, existe un momento dipolar de enlace  $C^{\delta+} \rightarrow Cl^{\delta-}$ , que se representa por un vector. El carbono es más electronegativo que el hidrógeno, por lo que también existe un momento dipolar de enlace  $H^{\delta+} \rightarrow C^{\delta-}$ .

La resultante de los momentos dipolares de los enlaces no se anula y la molécula es polar.

P.2. Explica **razonadamente** los siguientes hechos:

- La sal común (NaCl) funde a 801 °C mientras que el cloro es un gas a 25 °C.
- El cloruro de sodio sólido no conduce la electricidad y el hierro sí.

(A.B.A.U. ord. 21)

**Solución:**

a) La sal común es un compuesto iónico, y su punto de fusión depende directamente de la fuerza del enlace iónico, que a su vez depende de la energía reticular del enlace.

El cloro es un compuesto covalente. Las responsables del estado gaseoso del cloro son las fuerzas intermoleculares que son mucho más débiles. Las moléculas de cloro son apolares y entre ellas solo actúan fuerzas de dispersión (Van der Waals).

b) El cloruro de sodio no conduce la electricidad en el estado sólido, pero se lo hace cuando está en el estado líquido o disuelto en agua. en el estado sólido los iones no pueden desplazarse al ocupar posiciones fijas en la red iónica.

En el hierro, los electrones ocupan la banda de conducción o, se ocupan la banda de valencia, la diferencia de energía entre ella y la banda de conducción es muy pequeña, por lo que al aplicar un campo eléctrico pasan a la banda de conducción y pueden moverse fácilmente.

3.1. De las siguientes sustancias:  $PO_4^{3-}$ ,  $HNO_2$  y  $HCO_3^-$ , una es ácida, otra básica y otra anfótera según la teoría de Brönsted-Lowry. Razona cuál es cada una, escribiendo los equilibrios que así lo demuestren.

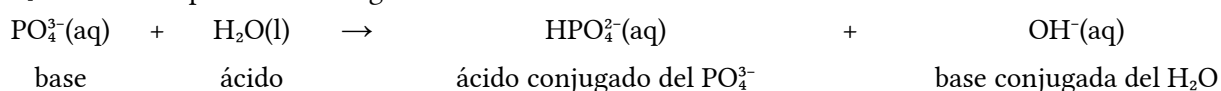
(A.B.A.U. ord. 21)

**Solución:**

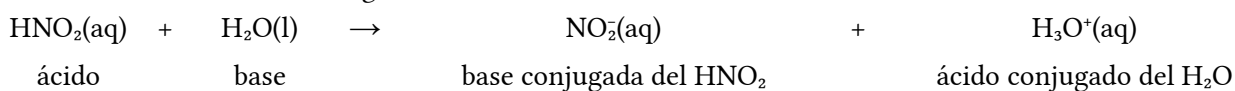
En la definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido es la sustancia que cede un ion hidrógeno a una base siendo los productos de la reacción sus especies conjugadas. Un proceso ácido-base es solo un intercambio de iones hidrógeno.

Su reacción con una sustancia anfótera como el agua sería:

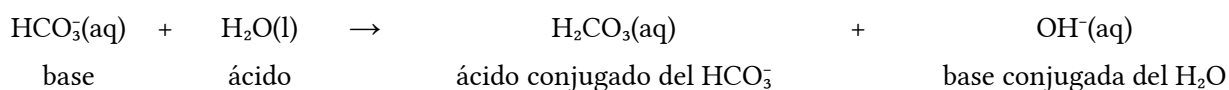
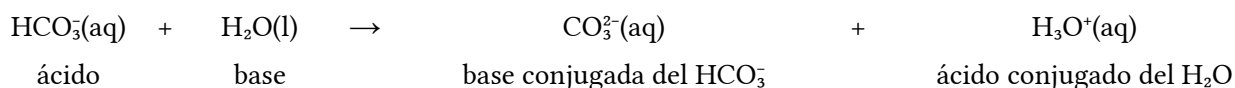
$PO_4^{3-}$ : básica. Acepta iones hidrógeno.



$HNO_2$ : ácido. Cede iones hidrógeno.



$HCO_3^-$ : anfótera. Puede actuar cómo ácido o como base



3.2. Completa las siguientes reacciones indicando el tipo de reacción y nombrando los productos que se forman:



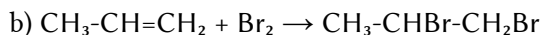
- a) Propan-2-ol  $\xrightarrow{\text{KMnO}_4, \text{H}^+}$  \_\_\_\_\_  
 b)  $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow$  \_\_\_\_\_

(A.B.A.U. ord. 21)

**Solución:**



Es una reacción de oxidación. Los alcoholes secundarios se oxidan a cetonas. Se produce propanona.



Es una reacción de adición. El producto es el 1,2-dibromopropano.

P.4. Considera el siguiente equilibrio que tiene lugar a 150 °C:  $\text{I}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{IBr}(\text{g})$  con una  $K_c = 120$ . En un recipiente de 5,0 dm<sup>3</sup> de capacidad se introducen 0,0015 moles de yodo y 0,0015 moles de bromo. Calcula:

a) La concentración de cada especie cuando se alcanza el equilibrio.

b) Las presiones parciales y la constante  $K_p$ .

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 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. ord. 21)

**Rta.:** a)  $[\text{I}_2] = [\text{Br}_2] = 4,63 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ ;  $[\text{IBr}] = 5,07 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ ;

b)  $p(\text{I}_2) = p(\text{Br}_2) = 163 \text{ Pa} = 0,00161 \text{ atm}$ ;  $p(\text{IBr}) = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 0,0176 \text{ atm}$ ;  $K_p = 120$ .

**Datos**

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial de yodo

Cantidad inicial de bromo

Constante de equilibrio (en función de las concentraciones)  $K_c = 120$

Constante de los gases ideales

**Cifras significativas: 3**

$V = 5,00 \text{ dm}^3$

$T = 150 \text{ °C} = 423 \text{ K}$

$n_0(\text{I}_2) = 0,00150 \text{ mol I}_2$

$n_0(\text{Br}_2) = 0,00150 \text{ mol Br}_2$

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Incógnitas**

Concentración de cada especie en el equilibrio

$[\text{I}_2]_e, [\text{Br}_2]_e, [\text{IBr}]_e$

Presión parcial de cada gas en el equilibrio

$p(\text{I}_2), p(\text{Br}_2), p(\text{IBr})$

Constante de equilibrio en función de las presiones

$K_p$

**Ecuaciones**

Ley de Dalton de las presiones parciales

$p_t = \sum p_i$

Concentración de la sustancia X

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

Ecuación de estado de los gases ideales

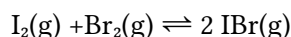
$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

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

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

**Solución:**

a) La ecuación química es:



Se llama  $x$  a la cantidad de yodo que se transforma en bromuro de yodo. Por la estequiometría de la reacción,

		$\text{I}_2$	$\text{Br}_2$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{IBr}$	
Cantidad inicial	$n_0$	0,00150	0,00150		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	$n_r$	$x$	$x$		$2x$	mol

		I <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>	⇌	2 IBr	
Cantidad en el equilibrio	n <sub>e</sub>	0,00150 - x	0,00150 - x		2 x	mol

La ecuación de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[\text{IBr}]_e^2}{[\text{I}_2]_e \cdot [\text{Br}_2]_e}$$

La concentración en mol·dm<sup>-3</sup> se obtiene dividiendo la cantidad entre el volumen (en dm<sup>3</sup>):

$$K_c = 120 = \frac{\left(\frac{n_e(\text{IBr})}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_e(\text{I}_2)}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(\text{Br}_2)}{V}\right)} = \frac{\left(\frac{2x}{5,00}\right)^2}{\left(\frac{0,00150-x}{5,00}\right) \left(\frac{0,00150-x}{5,00}\right)} = \frac{(2x)^2}{(0,00150-x)^2}$$

$$\pm \sqrt{120} = \frac{2x}{0,00150-x} = \pm 11,0$$

$$x = 0,00127 \text{ mol}$$

Las cantidades en el equilibrio serán:

$$n_e(\text{IBr}) = 2x = 0,00254 \text{ mol IBr}$$

$$n_e(\text{Br}_2) = n_e(\text{I}_2) = 0,00150 - x = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Las concentraciones serán:

$$[\text{IBr}]_e = \frac{0,00254 \text{ mol IBr}}{5,00 \text{ dm}^3} = 5,07 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Br}_2]_e = [\text{I}_2]_e = \frac{2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{5,00 \text{ dm}^3} = 4,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

b) Suponiendo comportamiento ideal para los gases, la presión parcial de cada uno de ellos viene dada por:

$$p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

$$p(\text{IBr}) = \frac{0,00254 \text{ mol IBr} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 423 \text{ K}}{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

$$p(\text{IBr}) = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{\text{J}}{\text{Pa} \cdot \text{m}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} = 0,017 \text{ atm}$$

$$p(\text{Br}_2) = p(\text{I}_2) = \frac{2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 423 \text{ K}}{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 160 \text{ Pa}$$

$$p(\text{Br}_2) = p(\text{I}_2) = 160 \text{ Pa} \cdot \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{\text{J}}{\text{Pa} \cdot \text{m}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} = 0,001 \text{ atm}$$

La constante de equilibrio en función de las presiones será:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{IBr})}{p_e(\text{Br}_2) \cdot p_e(\text{I}_2)} = \frac{\left(\frac{n_e(\text{IBr}) \cdot R \cdot T}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_e(\text{Br}_2) \cdot R \cdot T}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(\text{I}_2) \cdot R \cdot T}{V}\right)} = \frac{[\text{IBr}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e \cdot [\text{I}_2]_e} \cdot \frac{(R \cdot T)^2}{R \cdot T \cdot R \cdot T} = K_c = 120$$

P.5. Dada la siguiente reacción:  $\text{H}_2\text{S} + \text{NaMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{S} + \text{NaBr} + \text{MnBr}_3 + \text{H}_2\text{O}$ :

- Ajusta la ecuación iónica por el método ion-electrón y escribe la ecuación molecular completa.
- Calcula los gramos de NaMnO<sub>4</sub> que reaccionarán con 32 g de H<sub>2</sub>S. Si se obtuvieron 61,5 g de MnBr<sub>3</sub> calcula el rendimiento de la reacción.

(A.B.A.U. ord. 21)

**Rta.:** a)  $2 \text{S}^{2-} + (\text{MnO}_4)^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{S} + \text{Mn}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ ;  $2 \text{H}_2\text{S} + \text{NaMnO}_4 + 4 \text{HBr} \rightarrow 2 \text{S} + \text{MnBr}_3 + \text{NaBr} + 4 \text{H}_2\text{O}$ ; b)  $m(\text{NaMnO}_4) = 66,6 \text{ g}$ . Rto. = 44,5 %.

### Datos

Masa de sulfuro de hidrógeno

Masa de bromuro de manganeso(III)

Masa molar del sulfuro de hidrógeno

Masa molar del permanganato de sodio

Masa molar del bromuro de manganeso(III)

### Incógnitas

Masa de  $\text{NaMnO}_4$  que va a reaccionar

Rendimiento de la reacción

### Cifras significativas: 3

$m[\text{H}_2\text{S}] = 32,0 \text{ g}$

$m[\text{MnBr}_3] = 61,5 \text{ g}$

$M(\text{H}_2\text{S}) = 34,1 \text{ g/mol}$

$M(\text{NaMnO}_4) = 142 \text{ g/mol}$

$M(\text{MnBr}_3) = 295 \text{ g/mol}$

$m(\text{NaMnO}_4)$

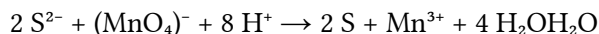
### Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

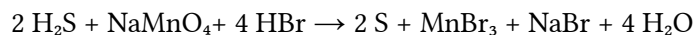
Oxidación:  $\text{S}^{2-} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}$

Reducción:  $(\text{MnO}_4)^- + 8 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

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



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado  $\text{Na}^+$  y  $4 \text{Br}^-$ , y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la masa de  $\text{NaMnO}_4$  que reaccionarán con 32 g de  $\text{H}_2\text{S}$ , mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$m = 32,0 \text{ g H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34,1 \text{ g H}_2\text{S}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaMnO}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{142 \text{ g NaMnO}_4}{1 \text{ mol NaMnO}_4} = 66,6 \text{ g NaMnO}_4$$

Se calcula la masa de  $\text{MnBr}_3$  que se podría obtener:

$$m = 32,0 \text{ g H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34,1 \text{ g H}_2\text{S}} \cdot \frac{1 \text{ mol MnBr}_3}{2 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{295 \text{ g MnBr}_3}{1 \text{ mol MnBr}_3} = 138 \text{ g MnBr}_3$$

Se calcula el rendimiento:

$$r = \frac{61,5 \text{ g MnBr}_3 \text{ obtenidos}}{138 \text{ g MnBr}_3 \text{ teóricos}} = 0,445 = 44,5 \%$$

P.6. El producto de solubilidad, a 20 °C, del sulfato de bario es  $8,7 \cdot 10^{-11}$ . Calcula:

a) Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 dm<sup>3</sup> de agua.

b) Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 dm<sup>3</sup> de una disolución de sulfato de sodio de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, considerando que esta sal está totalmente disociada.

(A.B.A.U. ord. 21)

**Rta.:** a)  $m(\text{BaSO}_4) = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ g}$  en 0,25 dm<sup>3</sup>  $\text{H}_2\text{O}$ ; b)  $m'(\text{BaSO}_4) = 5,1 \cdot 10^{-9} \text{ g}$  en 0,25 dm<sup>3</sup>  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

### Datos

Producto de solubilidad del sulfato de bario

Temperatura

Concentración de la disolución de sulfato de sodio

Volumen de agua

Volumen de disolución de sulfato de sodio

### Cifras significativas: 2

$K_s(\text{BaSO}_4) = 8,7 \cdot 10^{-11}$

$T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$

$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1,0 \text{ mol/dm}^3$

$V = 0,25 \text{ dm}^3$

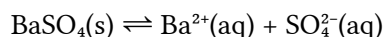
$V = 0,25 \text{ dm}^3$

**Datos**

Masa molar del sulfato de bario

**Cifras significativas: 2** $M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ g/mol}$ **Incógnitas**Masa (g) del  $\text{BaSO}_4$  que se disuelve en  $0,25 \text{ dm}^3$  de agua  $m$ Masa (g) del  $\text{BaSO}_4$  que se disuelve en  $0,25 \text{ dm}^3$  de D  $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1 \text{ mol/dm}^3$   $m_2$ **Otros símbolos**Concentración ( $\text{mol/dm}^3$ ) en de  $\text{BaSO}_4$  en agua  $s$ Concentración ( $\text{g/dm}^3$ ) en de  $\text{BaSO}_4$  en agua  $s'$ Concentración ( $\text{mol/dm}^3$ ) en de  $\text{BaSO}_4$  en D  $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1 \text{ mol/dm}^3$   $s_2$ Concentración ( $\text{g/dm}^3$ ) en de  $\text{BaSO}_4$  en D  $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1 \text{ mol/dm}^3$   $s_2'$ **Ecuaciones**Cantidad (número de moles)  $n = m / M$ Concentración molar ( $\text{mol/dm}^3$ )  $s = n / V = s' / M$ Producto de solubilidad del equilibrio:  $\text{B}_b\text{A}_a(\text{s}) \rightleftharpoons b \text{B}^{\beta+}(\text{aq}) + a \text{A}^{\alpha-}(\text{aq})$   $K_s = [\text{A}^{\alpha-}]^a \cdot [\text{B}^{\beta+}]^b$ **Solución:**

a) El equilibrio de solubilidad es:



Se llama  $s$  a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		$\text{BaSO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$s$	$\text{mol/dm}^3$

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_e = s \cdot s = s^2 = 8,7 \cdot 10^{-11}$$

Se calcula la solubilidad:

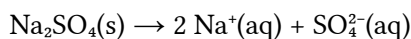
$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-11}} = 9,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

$$s' = 9,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \cdot 233 \text{ g/mol} = 0,0022 \text{ g BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

En  $0,25 \text{ dm}^3$  de agua se disuelven:

$$m = 0,0022 \text{ g BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D} \cdot 0,25 \text{ dm}^3 = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ g} = 0,54 \text{ mg BaSO}_4$$

b) El sulfato de sodio está totalmente disociado.



La concentración de ion sulfato es:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1,0 \text{ mol SO}_4^{2-}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Se llama  $s_2$  a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		$\text{BaSO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0	1,0	$\text{mol/dm}^3$
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	$s_2$	$\rightarrow$	$s_2$	$s_2$	$\text{mol/dm}^3$
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s_2$	$1,0 + s_2$	$\text{mol/dm}^3$

La constante de equilibrio  $K_s$  es:



$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_e = s_2 \cdot (1,0 + s_2) = 8,7 \cdot 10^{-11}$$

En primera aproximación, se puede considerar  $s_2$  despreciable s frente a 1,0, ( $s_2 \ll 1,0$ ). Entonces:

$$s_2 \approx 8,7 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

Es despreciable frente a 1,0.

*Análisis: La solubilidad del sulfato de bario en la disolución de sulfato de sodio es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común sulfato.*

Se calcula la solubilidad en gramos por decímetro cúbico.

$$s_2' = 8,7 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3 \cdot 233 \text{ g/mol} = 2,0 \cdot 10^{-8} \text{ g BaSO}_4 / \text{dm}^3 \text{ D}$$

En  $0,25 \text{ dm}^3$  de agua se disuelven:

$$m_2 = 2,0 \cdot 10^{-8} \text{ g BaSO}_4 / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 0,25 \text{ dm}^3 = 5,1 \cdot 10^{-9} \text{ g} = 5,1 \text{ ng BaSO}_4$$

P.7. Se preparan  $100 \text{ cm}^3$  de una disolución de HCl disolviendo, en agua,  $10 \text{ cm}^3$  de un HCl comercial de densidad  $1,19 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  y riqueza 36 % en peso.  $20 \text{ cm}^3$  de la disolución de ácido preparada se valoran con una disolución de NaOH de concentración  $0,8 \text{ mol/dm}^3$ .

- Calcula la concentración molar de la disolución de ácido valorada, escribe la reacción que tiene lugar en la valoración y calcula el volumen gastado de la disolución de NaOH.
- Indica el procedimiento a seguir en el laboratorio para la valoración del ácido indicando el material y reactivos.

(A.B.A.U. ord. 21)

**Rta.:** a)  $[\text{HCl}] = 1,2 \text{ mol/dm}^3$ ;  $V = 29 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$ .

**Solución:**

Cálculo de dilución:

En  $10 \text{ cm}^3$  de disolución comercial de HCl de densidad  $1,19 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  y riqueza 36 % en masa hay:

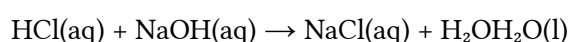
$$n(\text{HCl}) = 10 \text{ cm}^3 \text{ D} \cdot 1,19 \text{ g/cm}^3 \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,12 \text{ mol HCl}$$

Al disolverse en agua hasta  $100 \text{ cm}^3$  ( $= 0,100 \text{ dm}^3$ ) la concentración de la disolución obtenida será:

$$[\text{HCl}] = 0,12 \text{ mol HCl} / 0,100 \text{ dm}^3 = 1,2 \text{ mol/dm}^3$$

Cálculo de la valoración:

La ecuación de la reacción de valoración es:



Para neutralizar  $20 \text{ cm}^3$  de HCl de concentración  $1,2 \text{ mol/dm}^3$  con NaOH de concentración  $0,8 \text{ mol/dm}^3$  se necesitarán:

$$V = 20,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \cdot \frac{1,2 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{0,8 \text{ mol NaOH}} = 29 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

Procedimiento de valoración: Con una pipeta se miden  $20 \text{ cm}^3$  de disolución de HCl y se vierten en un matraz erlenmeyer de  $100 \text{ cm}^3$ . Se añaden dos gotas de fenolftaleína y la disolución permanecerá incolora. Se llena una bureta de  $25 \text{ cm}^3$  con disolución de NaOH  $0,8 \text{ mol/dm}^3$  por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer  $2 \text{ cm}^3$  sobre lo erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de NaOH en pequeños chorros mientras se imprime uno movimiento circular al erlenmeyer hasta que el contenido del erlenmeyer adquiera un color rosado. Se anota el volumen de NaOH gastado (p. ej.  $3,2 \text{ cm}^3$ ) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con NaOH hasta el cero. Se miden otros  $20 \text{ cm}^3$  de HCl con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de fenolftaleína. Se coloca el erlenmeyer bajo a bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej.  $2,9 \text{ cm}^3$ ). Ahora se deja caer el HCl gota a gota mientras se hace rotar el erlenmeyer, hasta que la fenolftaleína cambie de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

**Material:** Bureta (1) de 25 cm<sup>3</sup> (escalonada en 0,1 cm<sup>3</sup>), pipeta (1) de 20 cm<sup>3</sup> con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm<sup>3</sup>, disolución de fenolftaleína.

La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.

La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser escalonado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.

El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.

P.8. a) Explica como construirías en el laboratorio una pila galvánica empleando un electrodo de aluminio y otro de cobre, indicando el material y los reactivos necesarios.

b) Indica las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo, la ecuación iónica global y calcula la fuerza electromotriz de la pila.

Datos:  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$ .

(A.B.A.U. ord. 21)

**Rta.:**  $E^\circ = 2,00 \text{ V}$ .

### Solución:

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

Reducción:  $3 \text{ Cu}^{2+}(\text{ac}) + 6 \text{ e}^- \rightarrow 3 \text{ Cu}(\text{s})$   $E^\circ = 0,34 \text{ V}$  (Cátodo +)

Oxidación:  $2 \text{ Al}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ Al}^{3+}(\text{ac}) + 6 \text{ e}^-$   $E^\circ = 1,66 \text{ V}$  (Ánodo -)

Reacción global:  $3 \text{ Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{ Al}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{ Cu}(\text{s}) + 2 \text{ Al}^{3+}(\text{ac})$   $E^\circ = 2,00 \text{ V}$

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:

$$\Delta G = -z F E = -6 \cdot F \cdot (2,00) < 0$$

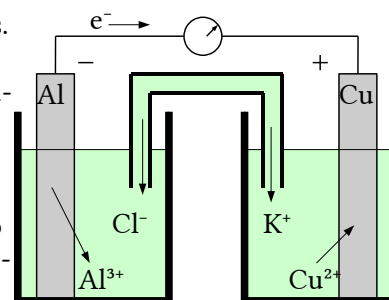
b) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de cobre y aluminio pulidas, disoluciones de nitrato de cobre(II), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, y nitrato de aluminio, de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. 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 aluminio y un electrodo de aluminio 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 Al) hacia el polo positivo (cátodo Cu) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.



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](#), de Óscar Hermida López.

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: 16/03/24