

SETEMBRO 2018

## QUÍMICA

**Calificación:** El alumno elegirá UNA de las dos opciones. Cada pregunta se calificará con 2 puntos.

### OPCIÓN A

- 1.1. ¿Es posible el siguiente conjunto de números cuánticos (1, 1, 0,  $\frac{1}{2}$ )?  
1.2. ¿Los sólidos covalentes tienen puntos de fusión y ebullición elevados?
- 2.1. Escriba la fórmula semidesarrollada de: dimetilamina, etanal y ácido 2-metilbutanoico, y nombre:  
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$        $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CO-CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$        $\text{CH}_3\text{Cl}$   
2.2. Razone como varía la solubilidad del  $\text{FeCO}_3$  (sal poca soluble) al añadir  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  a una disolución acuosa de dicha sal.
3. El sulfuro de cobre(II) sólido reacciona con el ácido nítrico diluido produciendo azufre sólido (S), NO,  $\text{Cu(NO}_3)_2$  y agua.  
3.1. Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.  
3.2. Calcule los moles de NO que se producen al reaccionar de forma completa 430,3 g de CuS.
4. Una disolución acuosa contiene  $5,0 \cdot 10^{-3}$  moles de ácido cloroetanoico ( $\text{ClCH}_2\text{-COOH}$ ) por cada 100 mL de disolución. Si el porcentaje de ionización es del 15 %, calcule:  
4.1. La concentración de todas las especies presentes en la disolución.  
4.2. El pH de la disolución y el valor de la constante  $K_a$  del ácido.
5. Se mezclan 20 mL de disolución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0,15 M y 50 mL de disolución de  $\text{CaCl}_2$  0,10 M, obteniéndose 0,27 g de un precipitado de  $\text{CaCO}_3$ .  
5.1. Escriba la reacción que tiene lugar y calcule el porcentaje de rendimiento de la reacción.  
5.2. Describa el procedimiento que emplearía en el laboratorio para separar el precipitado obtenido, haciendo un esquema del montaje y el material que hay que emplear.

### OPCIÓN B

- Razone si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:  
1.1. Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor.  
1.2. La molécula de metano es tetraédrica y polar.
- 2.1. Complete e indique el tipo de reacción que tiene lugar, nombrando los compuestos orgánicos que participan en ellas:  
(a)  $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{_____}$     (b)  $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{_____} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
2.2. Razone si la siguiente afirmación es correcta: a igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de su disolución acuosa.
- 3.1. Calcule la solubilidad en agua pura, expresada en g/L, del sulfato de plomo(II).  
3.2. Se hace pasar durante 2,5 horas una corriente eléctrica de 5,0 A a través de una disolución acuosa de  $\text{SnI}_2$ . Calcule los moles de  $\text{I}_2$  liberados en el ánodo.
4. Al calentar  $\text{HgO(s)}$  en un recipiente cerrado en el que se hizo el vacío, se disocia según la reacción:  
 $2 \text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ . Cuando se alcanza el equilibrio a  $380^\circ\text{C}$ , la presión total en el recipiente es de 0,185 atm. Calcule:  
4.1. Las presiones parciales de las especies presentes en el equilibrio.  
4.2. El valor de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  de la reacción.
5. Para determinar la concentración de una disolución de  $\text{FeSO}_4$  se realiza una valoración redox en la que 18,0 mL de disolución de  $\text{KMnO}_4$  0,020 M reaccionan con 20,0 mL de la disolución de  $\text{FeSO}_4$ . La reacción que tiene lugar es:  
 $5 \text{Fe}^{2+}\text{(ac)} + \text{MnO}_4^-\text{(ac)} + 8 \text{H}^+\text{(ac)} \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+}\text{(ac)} + \text{Mn}^{2+}\text{(ac)} + 4 \text{H}_2\text{O(l)}$   
5.1. Calcule la concentración de la disolución de  $\text{FeSO}_4$ .  
5.2. Nombre el material necesario y describa el procedimiento experimental para realizar la valoración.

Datos:  $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$ ;  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $K_{ps}(\text{PbSO}_4, 25^\circ\text{C}) = 1,8 \cdot 10^{-8}$ ; constante de Faraday:  $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

# Soluciones

## OPCIÓN A

1. a) ¿Es posible el siguiente conjunto de números cuánticos (1, 1, 0, 1/2)?  
b) ¿Los sólidos covalentes tienen puntos de fusión y ebullición elevados?

(A.B.A.U. Sep. 18)

### Solución:

a) No.

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

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

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

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

El último número cuántico:

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

Para  $n = 1$ , el único valor posible de **l** es  $l = 0$  que corresponde al orbital 1s. No es posible (1, 1, 0, 1/2).

### Solución:

Sí.

En los sólidos covalentes, como el diamante C y el dióxido de silicio SiO<sub>2</sub>, los átomos están unidos por enlaces covalentes, que son muy fuertes. Para fundir diamante, la energía que se necesita es muy elevada para poder romper los enlaces entre los átomos de carbono.

2. a) Escribe la fórmula semidesarrollada de:

a.1) dimetilamina

a.2) etanal

a.3) ácido 2-metilbutanoico

Nombra:

a.4) CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-O-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>

a.5) CH<sub>3</sub>-CH(CH<sub>3</sub>)-CO-CH<sub>2</sub>-CH(CH<sub>3</sub>)-CH<sub>3</sub>

a.6) CH<sub>3</sub>Cl.

- b) Razona cómo varía la solubilidad del FeCO<sub>3</sub> (sal poco soluble) al añadir Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> a una disolución acuosa de dicha sal.

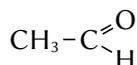
(A.B.A.U. Sep. 18)

### Solución:

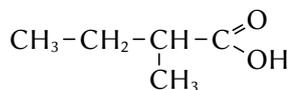
a.1) Dimetilamina:



a.2) Etanal:



a.3) Ácido 2-metilbutanoico:



a.4) CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-O-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>:

etoxietano o dietiléter

a.5) CH<sub>3</sub>-CH(CH<sub>3</sub>)-CO-CH<sub>2</sub>-CH(CH<sub>3</sub>)-CH<sub>3</sub>:

2,5-dimetilhexan-3-ona

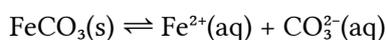
a.6) CH<sub>3</sub>Cl:

clorometano

### Solución:

b) La solubilidad disminuye en presencia de un ion común.

Para una sal poco soluble como el carbonato de hierro(II) el sólido se encuentra en equilibrio con los iones disueltos.



La solubilidad *s* (concentración de la disolución saturada), se puede calcular de la expresión de la constante de equilibrio:

		FeCO <sub>3</sub>	⇌	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Fe <sup>2+</sup>	
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			s	s	mol/dm <sup>3</sup>

$$K_s = [\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{Fe}^{2+}] = s \cdot s = s^2$$

El carbonato de sodio es un electrolito fuerte que, en disoluciones diluidas, está totalmente disociado.



Al añadir a una disolución de carbonato de hierro(II) en equilibrio una disolución acuosa de carbonato de sodio, que se disuelve totalmente, el equilibrio se desplaza, siguiendo la ley de Lee Chatelier, en el sentido de consumir el ion carbonato extra y de formar mayor cantidad de precipitado de carbonato de hierro(II), dejando menos iones hierro(II) en la disolución.

3. El sulfuro de cobre(II) sólido reacciona con el ácido nítrico diluido produciendo azufre sólido (S), NO, Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> y agua.

a) Ajusta las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcula los moles de NO que se producen al reaccionar de forma completa 430,3 g de CULOS.

(A.B.A.U. Sep. 18)

**Rta.:** a)  $3 \text{S}^{2-} + 8 \text{H}^+ + 2 \text{NO}_3^- \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$

$3 \text{CuS}(\text{s}) + 8 \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{S}(\text{s}) + 2 \text{NO}(\text{g}) + 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l});$  b)  $n = 3,00 \text{ mol NO}$ .

#### Datos

Masa del sulfuro de cobre (II)

Masa molar del sulfuro de cobre(II)

#### Incógnitas

Cantidad de NO que se produce

#### Cifras significativas: 3

$m = 430,3 \text{ g CuS}$

$M(\text{CuS}) = 95,6 \text{ g/mol}$

$n(\text{NO})$

#### Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

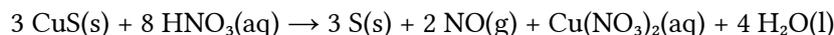
Oxidación:  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2 \text{e}^-$

Reducción:  $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 2 y sumando.



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 6 NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de sulfuro de cobre(II) que hay en 430,3 g:

$$n(\text{CuS}) = 430,3 \text{ g} \frac{1 \text{ mol CuS}}{95,6 \text{ g CuS}} = 4,50 \text{ mol CuS}$$

Se calcula la cantidad de NO que se obtiene, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{NO}) = 4,50 \text{ mol CuS} \frac{2 \text{ mol NO}}{3 \text{ mol CuS}} = 3,00 \text{ mol NO}$$

4. Una disolución acuosa contiene  $5,0 \cdot 10^{-3}$  moles de ácido cloroetanoico (ClCH<sub>2</sub>-COOH) por cada 100 cm<sup>3</sup> de disolución. Si el porcentaje de ionización es del 15 %, calcula:

a) La concentración de todas las especies presentes en la disolución.

b) El pH de la disolución y el valor de la constante K<sub>a</sub> del ácido.

(A.B.A.U. Sep. 18)

**Rta.:** a)  $[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_e = 0,0425 \text{ mol/dm}^3$ ;  $[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{ClCH}_2\text{-COO}^-]_e = 0,00750 \text{ mol/dm}^3$ ;

$[\text{OH}^-] = 1,33 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$ ; b)  $\text{pH} = 2,12$ ;  $K_a = 1,32 \cdot 10^{-3}$ .

**Datos**

Masa de ácido metanoico

Volumen de disolución

pH de la disolución

Masa molar del ácido metanoico

**Cifras significativas: 3** $m(\text{HCOOH}) = 0,230 \text{ g}$  $V = 50 \text{ cm}^3 = 0,0500 \text{ dm}^3$ 

pH = 2,30

 $M(\text{HCOOH}) = 46,0 \text{ g/mol}$ **Incógnitas**

Constante de acidez del ácido metanoico

 $K_a$ 

Grado de disociación

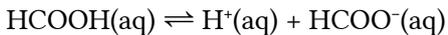
 $\alpha$ **Otros símbolos**

Concentración de la sustancia X

[X]

**Ecuaciones**

Constante de acidez del ácido metanoico:



$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e}$$

pH

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

Grado de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$$

**Solución:**a) Como  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ ,

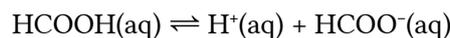
$$2,30 = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-2,30} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

La concentración inicial (antes de disociarse) de ácido metanoico es:

$$[\text{HCOOH}]_0 = \frac{n(\text{HCOOH})}{V} = \frac{0,230 \text{ g HCOOH}}{0,0500 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46,0 \text{ g HCOOH}} = 0,100 \text{ mol HCOOH/dm}^3 \text{ D}$$

De la estequiometría de la reacción de disociación

se deduce que la concentración de ácido metanoico disociado  $[\text{HCOOH}]_d$  es la misma que la de los iones hidrógeno producidos  $[\text{H}^+]_e$  y la de los iones metanoato  $[\text{HCOO}^-]_e$ 

$$[\text{HCOOH}]_d = [\text{H}^+]_e = [\text{HCOO}^-]_e = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Escribiendo en una tabla las concentraciones de cada especie:

		HCOOH	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+$	$\text{HCOO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,100		$\approx 0$	0	$\text{mol/dm}^3$
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada o formada	$5,00 \cdot 10^{-3}$	$\rightarrow$	$5,00 \cdot 10^{-3}$	$5,00 \cdot 10^{-3}$	$\text{mol/dm}^3$
$[\text{X}]_e$	Concentración en el equilibrio	$0,100 - 5,00 \cdot 10^{-3} = 0,095$		$5,00 \cdot 10^{-3}$	$5,00 \cdot 10^{-3}$	$\text{mol/dm}^3$

La constante de equilibrio  $K_a$  es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \cdot 5,00 \cdot 10^{-3}}{0,095} = 2,6 \cdot 10^{-4}$$

b) El grado de disociación es

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,100 \text{ mol/dm}^3} = 0,050 = 5,0 \%$$

5. Se mezclan 20 cm<sup>3</sup> de disolución de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> de concentración 0,15 mol/dm<sup>3</sup> y 50 cm<sup>3</sup> de disolución de CaCl<sub>2</sub> de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup>, obteniéndose 0,27 g de un precipitado de CaCO<sub>3</sub>.
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el porcentaje de rendimiento de la reacción.
  - Describe el procedimiento que emplearías en el laboratorio para separar el precipitado obtenido, haciendo un esquema del montaje y el material que hay que emplear.

(A.B.A.U. Sep. 18)

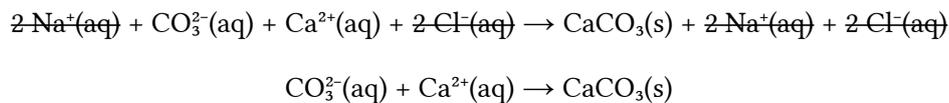
**Rta.:** 90%.

**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 carbonato de calcio:



Cálculo del rendimiento (suponiendo 2 cifras significativas).

Se calcula la masa de carbonato de calcio que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de calcio y carbonato de sodio.

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:

$$n_0(\text{CaCl}_2) = 50 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,10 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ dm}^3} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol CaCl}_2$$

$$n_0(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 20 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,15 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ dm}^3} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Se calcula la cantidad de carbonato de sodio necesaria para reaccionar con el cloruro de calcio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Como la cantidad necesaria, 5,0·10<sup>-3</sup> mol, es mayor que la inicial, 3,0·10<sup>-3</sup> mol, el reactivo limitante es el carbonato de sodio.

Se calcula la masa de carbonato de calcio que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$m = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,30 \text{ g CaCO}_3$$

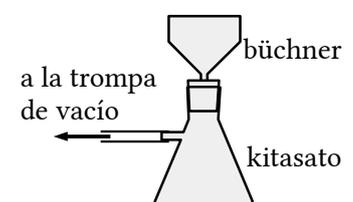
Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida, 0,27 g, entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento.

$$Rto. = \frac{0,27 \text{ g obtenidos}}{0,30 \text{ g máximo}} = 0,90 = 90 \%$$

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 desenchaja el embudo y se cierra la llave.

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

## OPCIÓN B

1. Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:
- Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor.
  - La molécula de metano es tetraédrica y polar.

(A.B.A.U. Sep. 18)

### Solución:

Verdadero.

Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica porque tienen electrones libres que pueden desplazarse al largo de la estructura cristalina del metal.

Son buenos conductores del calor porque el calor se transmite de un átomo al contiguo al vibrar con más energía los átomos.

### Solución:

Falso (polar) y verdadera (tetraédrica).

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 metano:  $\text{CH}_4$ .

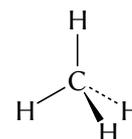
El átomo central es el de carbono, que tiene 4 electrones en su capa de valencia.

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 con los cuatro átomos de hidrógeno, como se ve en el dia-

grama electrón-punto de Lewis:

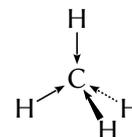
$$\begin{array}{c} \text{H} \\ \times \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} \\ \times \\ \text{H} \end{array}$$


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 cuatro átomos de hidrógeno en los vértices.

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.

Debido a que el hidrógeno es algo más electronegativo que el carbono, existe un pequeño momento dipolar de enlace  $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$ , que se representa mediante un vector.

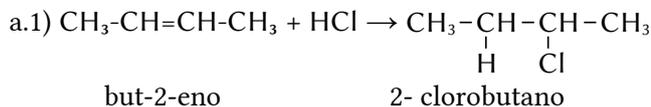
Como la distribución es simétrica, la disposición tetraédrica de los cuatro enlaces hace que el momento dipolar de la molécula sea cero. La molécula de  $\text{CH}_4$  no es polar.



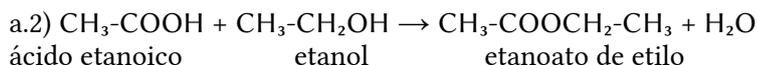
2. a) Completa e indica el tipo de reacción que tiene lugar, nombrando los compuestos orgánicos que participan en ellas:
- $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
  - $\text{CH}_3\text{-COOH} + \quad \quad \quad \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) Razona si la siguiente afirmación es correcta: a igual concentración molar, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de su disolución acuosa.

(A.B.A.U. Sep. 18)

### Solución:



Reacción de adición.



Reacción de condensación.

**Solución:**

b) No.

Un pH ácido es menor que 7. Cuanto más alejado de 7 esté, más ácido será.

Cuanto más débil sea el ácido, menor serán su constante de acidez, su grado de disociación y la concentración de iones H<sup>+</sup>.

Comparando los pH de disoluciones de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> de dos ácidos, uno de ellos disociado un 1 % y el otro más débil disociado un 0,1 %, queda:

$$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}^+]_1 = -\log(0,1 \cdot 0,01) = 3$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}^+]_2 = -\log(0,1 \cdot 0,001) = 4$$

El pH del más débil estará más cerca de 7 y será mayor que el pH del más fuerte.

3. a) Calcula la solubilidad en agua pura, expresada en g/dm<sup>3</sup>, del sulfato de plomo(II).

b) Se hace pasar durante 2,5 horas una corriente eléctrica de 5,0 A a través de una disolución acuosa de SnI<sub>2</sub>. Calcula los moles de I<sub>2</sub> liberados en el ánodo.

Datos:  $K_{ps}(\text{PbSO}_4) = 1,8 \cdot 10^{-8}$ ; constante de Faraday:  $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

(A.B.A.U. Sep. 18)

**Rta.:** a)  $s' = 0,041 \text{ g/dm}^3$ ; b)  $n = 0,23 \text{ mol I}_2$ .

a)

**Datos**

Producto de solubilidad del sulfato de plomo(II)

**Cifras significativas: 2**

$$K_s = 1,8 \cdot 10^{-8}$$

Masa molar del sulfato de plomo(II)

$$M(\text{PbSO}_4) = 303 \text{ g/mol}$$

**Incógnitas**

Solubilidad del sulfato de plomo(II) en agua pura (g/dm<sup>3</sup>)

$s'$

**Ecuaciones**

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)

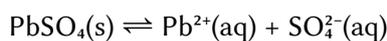
$$s = n / V = s' / M$$

Producto de solubilidad del equilibrio:  $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

**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.

		$\text{PbSO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$s$	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]_e \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_e = s \cdot s = s^2$$

Como la solubilidad  $s$  es la concentración de la disolución saturada, o lo que es lo mismo, la máxima cantidad de sal que puede disolverse en 1 dm<sup>3</sup> de disolución, se calcula de la relación anterior:

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-8}} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol PbSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Se calcula la solubilidad en gramos por decímetro cúbico.

$$s' = \frac{1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol PbSO}_4}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{303 \text{ g PbSO}_4}{1 \text{ mol PbSO}_4} = 0,041 \text{ g PbSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

4. Al calentar HgO(s) en un recipiente cerrado en el que se hizo el vacío, se disocia según la reacción:  
 $2 \text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg(g)} + \text{O}_2(\text{g})$ . Cuando se alcanza el equilibrio a 380 °C, la presión total en el recipiente es de 0,185 atm. Calcula:

a) Las presiones parciales de las especies presentes en el equilibrio.

b) El valor de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  de la reacción.

Datos:  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; 1 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. Sep. 18)

**Rta.:** a)  $p(\text{Hg}) = 0,123 \text{ atm}$ ;  $p(\text{O}_2) = 0,0617 \text{ atm}$ ; b)  $K_c = 6,1 \cdot 10^{-9}$ ;  $K_p = 9,4 \cdot 10^{-4}$ .



**Datos**

Temperatura

Presión total en el equilibrio

Constante de los gases ideales

**Cifras significativas: 3**

$$t = 380 \text{ °C} = 653 \text{ K}$$

$$p = 0,185 \text{ atm}$$

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

**Incógnitas**

Presiones parciales de las especies en el equilibrio

Constantes de equilibrio

$$p(\text{HgO}), p(\text{Hg}), p(\text{O}_2)$$

$$K_c, K_p$$

**Otros símbolos**

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

$$n_e(\text{X})$$

**Ecuaciones**

Concentración de la sustancia X

Ecuación de los gases ideales

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

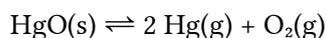
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p_i = [i] \cdot R \cdot T$$

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 de disociación es:



		HgO	$\rightleftharpoons$	Hg	O <sub>2</sub>	
Cantidad inicial	$n_0$	$n_0$		0	0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	$n_r$	$x$	$\rightarrow$	$2x$	$x$	mol
Cantidad en el equilibrio	$n_e$	$n_0 - x$		$2x$	$x$	mol

En el equilibrio a presión total es la suma de las presiones parciales de los gases Hg y O<sub>2</sub>. La presión del Hg es el doble que la presión de O<sub>2</sub>. Llamando  $y$  a la presión del oxígeno, queda:

$$p = p(\text{Hg}) + p(\text{O}_2)$$

$$0,185 = 2 \cdot y + y = 3y$$

$$y = 0,0617 \text{ atm}$$

Y las presiones serán:

$$p(\text{O}_2) = 0,0617 \text{ atm}$$

$$p(\text{Hg}) = 0,123 \text{ atm}$$

A presión del HgO es nula, pues no es un gas.

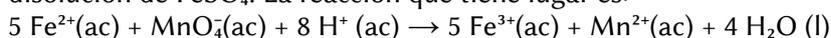
b) La constante de equilibrio en función de las presiones es

$$K_p = p_c^2(\text{Hg}) \cdot p_c(\text{O}_2) = 0,123^2 \cdot 0,0617 = 9,38 \cdot 10^{-4} \text{ (presiones en atm)}$$

La constante de equilibrio en función de las concentraciones es

$$K_c = [\text{Hg}]_c^2 \cdot [\text{O}_2]_c = \left( \frac{p_c(\text{Hg})}{R \cdot T} \right)^2 \cdot \frac{p_c(\text{O}_2)}{R \cdot T} = \frac{K_p}{(R \cdot T)^3} = \frac{9,38 \cdot 10^{-4}}{(0,082 \cdot 653)^3} = 6,1 \cdot 10^{-9} \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

5. Para determinar la concentración de una disolución de  $\text{FeSO}_4$  se realiza una valoración redox en la que  $18,0 \text{ cm}^3$  de disolución de  $\text{KMnO}_4$  de concentración  $0,020 \text{ mol/dm}^3$  reaccionan con  $20,0 \text{ cm}^3$  de la disolución de  $\text{FeSO}_4$ . La reacción que tiene lugar es:



a) Calcula la concentración de la disolución de  $\text{FeSO}_4$ .

b) Nombre el material necesario y describe el procedimiento experimental para realizar la valoración.

(A.B.A.U. Sep. 18)

**Rta.:**  $[\text{FeSO}_4] = 0,090 \text{ mol/dm}^3$ .

### Solución:

a) Cálculos:

Se calcula la cantidad de permanganato de potasio:

$$n(\text{KMnO}_4) = 18,0 \text{ cm}^3 (\text{D}) \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,020 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ dm}^3 (\text{D})} = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol KMnO}_4$$

Como el permanganato de potasio es un electrolito fuerte, está totalmente dissociado:



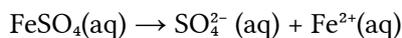
Por tanto, la cantidad de iones permanganato es la misma que la del permanganato de potasio.

$$n(\text{MnO}_4^-) = n(\text{KMnO}_4) = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^-$$

Se calcula la cantidad de iones hierro(II), mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^- \cdot \frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol MnO}_4^-} = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+}$$

Como el sulfato de hierro(II) es un electrolito fuerte, está totalmente dissociado:



Por tanto, la cantidad de sulfato de hierro(II) es la misma que la de iones hierro(II):

$$n(\text{FeSO}_4) = n(\text{Fe}^{2+}) = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+}$$

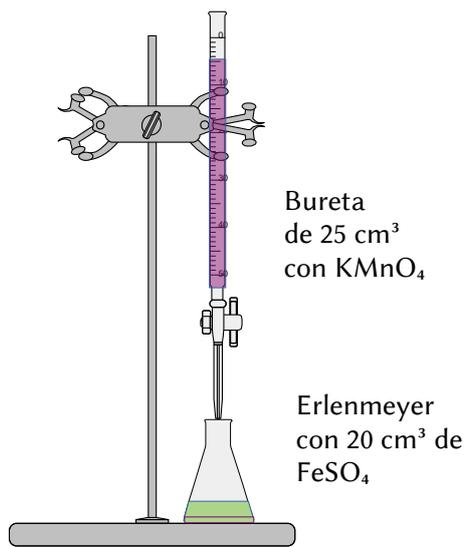
Se calcula la concentración de sulfato de hierro(II), sabiendo que están disueltos en  $20,0 \text{ cm}^3$  de disolución:

b) Se miden  $20 \text{ cm}^3$  de la disolución de  $\text{FeSO}_4$  con una pipeta y se vacían en un matraz erlenmeyer de  $100 \text{ cm}^3$ .

Se llena la bureta de  $25 \text{ cm}^3$  con la disolución de  $\text{KMnO}_4$  por encima del 0 y se abre la llave hasta que el pico de la bureta quede lleno y el nivel del  $\text{KMnO}_4$  esté en 0.

Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de  $\text{KMnO}_4$  en pequeños chorros mientras se imprime un movimiento circular al erlenmeyer hasta que no desaparezca el color violeta en el contenido del erlenmeyer.

Se anota el volumen de  $\text{KMnO}_4$  gastado (p. ej.  $18,6 \text{ cm}^3$ ) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz.



Se vuelve a llenar la bureta con  $\text{KMnO}_4$  hasta el cero. Se miden otros  $20 \text{ cm}^3$  de  $\text{FeSO}_4$  con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco).

Se coloca el erlenmeyer bajo a bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej.  $17,6 \text{ cm}^3$ ).

Ahora se deja caer el  $\text{KMnO}_4$  gota a gota mientras se hace rotar el erlenmeyer, hasta que el color no desaparezca.

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  $25 \text{ cm}^3$  (graduada en  $0,1 \text{ cm}^3$ ), pipeta (1) de  $20 \text{ cm}^3$  con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de  $100 \text{ cm}^3$ .

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