

QUÍMICA

Cualificación: O alumno elixirá UNHA das dúas opcións. Cada pregunta cualificarase con 2 puntos.

OPCIÓN A

1. 1.1. É posible o seguinte conxunto de números cuánticos (1, 1, 0, $\frac{1}{2}$)?
1.2. Os sólidos covalentes teñen puntos de fusión e ebulición elevados?
2. 2.1. Escriba a fórmula semidesenvolvida de: dimetilamina, etanal e ácido 2-metilbutanoico, e nomee:
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CO-CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$ CH_3Cl
2.2. Razoe como varía a solubilidade do FeCO_3 (sal pouco soluble) ao engadir Na_2CO_3 a unha disolución acuosa do devandito sal.
3. O sulfuro de cobre(II) sólido reacciona co ácido nítrico diluído producindo xofre sólido (S), NO, $\text{Cu(NO}_3)_2$ e auga.
3.1. Axuste as reaccións iónica e molecular polo método do ión-electrón.
3.2. Calcule os moles de NO que se producen ao reaccionar de forma completa 430,3 g de CuS.
4. Unha disolución acuosa contén $5,0 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido cloroetanoico ($\text{ClCH}_2\text{-COOH}$) por cada 100 mL de disolución. Se a porcentaxe de ionización é do 15 %, calcule:
4.1. A concentración de todas as especies presentes na disolución.
4.2. O pH da disolución e o valor da constante K_a do ácido.
5. Mestúranse 20 mL de disolución de Na_2CO_3 0,15 M e 50 mL de disolución de CaCl_2 0,10 M, obténdose 0,27 g dun precipitado de CaCO_3 .
5.1. Escriba a reacción que ten lugar e calcule a porcentaxe de rendemento da reacción.
5.2. Describa o procedemento que empregaría no laboratorio para separar o precipitado obtido, facendo un esquema da montaxe e o material que hai que empregar.

OPCIÓN B

1. Razoe se os seguintes enunciados son verdadeiros ou falsos:
1.1. Os metais son bos condutores da corrente eléctrica e da calor.
1.2. A molécula de metano é tetraédrica e polar.
2. 2.1. Complete e indique o tipo de reacción que ten lugar, nomeando os compostos orgánicos que participan nelas:
(a) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ _____ (b) $\text{CH}_3\text{-COOH} +$ _____ $\rightarrow \text{CH}_3\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2.2. Razoe se a seguinte afirmación é correcta: a igual molaridade, canto máis débil é un ácido menor é o pH da súa disolución acuosa.
3. 3.1. Calcule a solubilidade en auga pura, expresada en g/L, do sulfato de chumbo(II).
3.2. Faise pasar durante 2,5 horas unha corrente eléctrica de 5,0 A a través dunha disolución acuosa de SnI_2 . Calcule os moles de I_2 liberados no ánodo.
4. Ao quentar HgO(s) nun recipiente pechado no que se fixo o baleiro, disóciase segundo a reacción:
 $2 \text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$. Cando se alcanza o equilibrio a 380 °C, a presión total no recipiente é de 0,185 atm. Calcule:
4.1. As presións parciais das especies presentes no equilibrio.
4.2. O valor das constantes K_c e K_p da reacción.
5. Para determinar a concentración dunha disolución de FeSO_4 realízase unha valoración redox na que 18,0 mL de disolución de KMnO_4 0,020 M reaccionan con 20,0 mL da disolución de FeSO_4 . A reacción que ten lugar é:
 $5 \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{MnO}_4^{-}(\text{ac}) + 8 \text{H}^{+}(\text{ac}) \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 4 \text{H}_2\text{O(l)}$
5.1. Calcule a concentración da disolución de FeSO_4 .
5.2. Nomee o material necesario e describa o procedemento experimental para realizar a valoración.
Datos: 1 atm = 101,3 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, $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Solucións

OPCIÓN A

1. a) É posible o seguinte conxunto de números cuánticos (1, 1, 0, $\frac{1}{2}$)?
b) Os sólidos covalentes teñen puntos de fusión e ebulición elevados?

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

Non.

Os tres primeiros números cuánticos definen as propiedades do orbital atómico:

n: principal, indica o nivel de enerxía. Os valores posibles son números enteiros: **n** = 1, 2, 3...

l: secundario, indica a forma do orbital. Os valores posibles son: **l** = 0, 1, 2..., **n** - 1.

m: magnético, indica a orientación do orbital. Os valores posibles son: **m** = -**l**, -**l** + 1..., -1, 0, 1..., **l** - 1, **l**.

O último número cuántico:

s: spin, indica o sentido de xiro do electrón. Os valores posibles son: **s** = + $\frac{1}{2}$ e - $\frac{1}{2}$.

Para **n** = 1, o único valor posible de **l** é 0, que corresponde ao orbital 1s. Non é posible (1, 1, 0, $\frac{1}{2}$).

Solución:

Si.

Nos sólidos covalentes, como o diamante C e o dióxido de silicio SiO₂, os átomos están unidos por enlaces covalentes, que son moi fortes. Para fundir diamante, a enerxía que se necesita é moi elevada para poder romper os enlaces entre os átomos de carbono.

2. a) Escribe a fórmula semidesenvolvida de: dimetilamina, etanal e ácido 2-metilbutanoico, e nomea:
CH₃-CH₂-O-CH₂-CH₃ CH₃-CH(CH₃)-CO-CH₂-CH(CH₃)-CH₃ CH₃Cl
b) Razoa como varía a solubilidade do FeCO₃ (sal pouco soluble) ao engadir Na₂CO₃ a unha disolución acuosa do devandito sal.

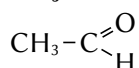
(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

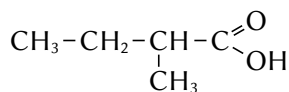
a.1) Dimetilamina:



a.2) Etanal:



a.3) Ácido 2-metilbutanoico:



a.4) CH₃-CH₂-O-CH₂-CH₃:

etoxietano o dietiléter

a.5) CH₃-CH(CH₃)-CO-CH₂-CH(CH₃)-CH₃:

2,5-dimetilhexan-3-ona

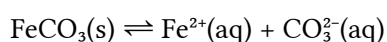
a.6) CH₃Cl:

clorometano

Solución:

b) A solubilidade diminúe en presenza dun ión común.

Para un sal pouco soluble como o carbonato de ferro(II) o sólido atópase en equilibrio cos ións disolvidos.

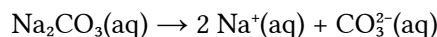


A solubilidade *s* (concentración da disolución saturada), pódese calcular da expresión da constante de equilibrio:

		FeCO ₃	⇌	CO ₃ ²⁻	Fe ²⁺	
Concentración no equilibrio	[X] _e			<i>s</i>	<i>s</i>	mol/dm ³

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

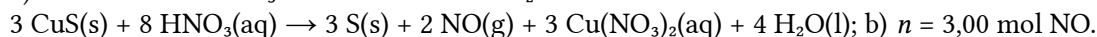
O carbonato de sodio é un electrólito forte que, en disolucións diluídas, está totalmente dissociado.



Ao engadir a unha disolución de carbonato de ferro(II) en equilibrio unha disolución acuosa de carbonato de sodio, que se dissolve totalmente, o equilibrio desprázase, seguindo a lei de Le Chatelier, no sentido de consumir o ión carbonato extra e de formar maior cantidade de precipitado de carbonato de ferro(II), deixando menos ións ferro(II) na disolución.

3. O sulfuro de cobre(II) sólido reacciona co ácido nítrico diluído producindo xofre sólido (S), NO, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ e auga.
- Axusta as reaccións iónica e molecular polo método do ión-electrón.
 - Calcula os moles de NO que se producen ao reaccionar de forma completa 430,3 g de CuS.

(A.B.A.U. extr. 18)



Datos

Masa do sulfuro de cobre(II)

Masa molar do sulfuro de cobre(II)

Incógnitas

Cantidade de NO que se produce

Cifras significativas: 3

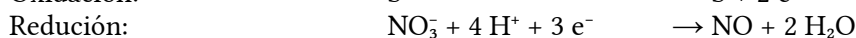
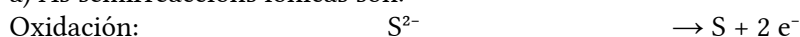
$$m = 430,3 \text{ g CuS}$$

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

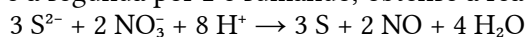
$$n(\text{NO})$$

Solución:

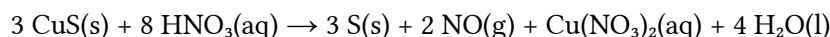
a) As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a primeira por 3 e a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada.



Sumando 6 NO_3^- a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) A cantidade de sulfuro de cobre(II) que hai en 430,3 g é:

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

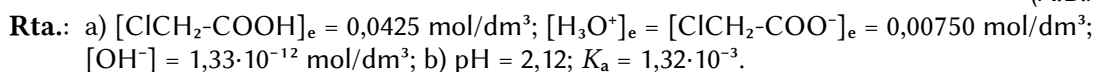
A cantidade de NO que se obtén é:

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

4. Unha disolución acuosa contén $5,0 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido cloroetanoico ($\text{ClCH}_2\text{-COOH}$) por cada 100 cm^3 de disolución. Se a porcentaxe de ionización é do 15 %, calcula:

- A concentración de todas as especies presentes na disolución.
- O pH da disolución e o valor da constante K_a do ácido.

(A.B.A.U. extr. 18)



Datos

Cantidade de ácido cloroetanoico

Volume da disolución de ácido cloroetanoico

Cifras significativas: 3

$$n(\text{ClCH}_2\text{-COOH}) = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$V = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$$

Grao de disociación do ácido cloroetanoico

$$\alpha = 15,0 \% = 0,150$$

Incógnitas

Concentracións de todas as especies

$$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_e$$

$$[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-]_e, [\text{H}^+]_e, [\text{OH}^-]_e$$

pH da disolución

pH

Constante de acidez

K_a

Outros símbolos

Concentración (mol/dm³) de ácido débil que se disocia

x

Cantidade de substancia disociada

n_d

Cantidade inicial

n_0

Concentración da substancia X

$[\text{X}]$

Ecuacións

Constante de acidez do ácido: $\text{H}_a\text{A}(\text{aq}) \rightleftharpoons a \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^{a-}(\text{aq})$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]_e^a \cdot [\text{A}^{a-}]_e}{[\text{H}_a\text{A}]_e}$$

pH

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

pOH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Produto iónico da auga

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

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14,00$$

Grao de disociación

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

Solución:

a) e b) A concentración inicial de ácido cloroetanoico era:

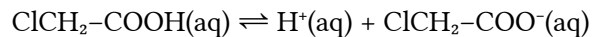
$$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_0 = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol ClCH}_2\text{-COOH}}{0,100 \text{ dm}^3 \text{ disolución}} = 0,0500 \text{ mol/dm}^3$$

A concentración do ácido cloroetanoico disociado é:

$$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_d = \alpha \cdot [\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_0 =$$

$$0,150 \frac{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH disoc.}}{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH inic.}} \cdot 0,0500 \frac{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH inic.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}} = 7,50 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH disoc.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

Como o ácido cloroetanoico é un ácido débil, disóciase en auga segundo a ecuación:



		$\text{ClCH}_2\text{-COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{ClCH}_2\text{-COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,0500		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada ou formada	$7,5 \cdot 10^{-3}$	\rightarrow	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,0500 - 7,5 \cdot 10^{-3} = 0,0425$		$7,5 \cdot 10^{-3}$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³

As concentracións de ácido cloroetanoico e os ións cloroacetato e hidroxenións dedúcense da táboa:

$$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_e = 0,0425 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-]_e = [\text{H}^+]_e = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxido dedúcese da constante do produto iónico da auga:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$$

Primeiro calcúlase o pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(7,5 \cdot 10^{-3}) = 2,12$$

$$\text{pOH} = 14,00 - 2,12 = 11,88$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11,88} = 1,33 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_2\text{Cl}-\text{COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_2\text{Cl}-\text{COOH}]_e} = \frac{7,50 \cdot 10^{-3} \cdot 7,50 \cdot 10^{-3}}{0,0500} = 1,32 \cdot 10^{-3}$$

Análise: O ácido cloroacético é un ácido débil, pero máis forte que o ácido acético polo efecto indutivo que exerce o cloro sobre o enlace OH. Sabendo que a K_a do ácido acético é $1,8 \cdot 10^{-5}$, vese que o valor da constante é maior que iso e está de acordo con esta predición.

5. Mestúranse 20 cm³ de disolución de Na₂CO₃ de concentración 0,15 mol/dm³ e 50 cm³ de disolución de CaCl₂ de concentración 0,10 mol/dm³, obténdose 0,27 g dun precipitado de CaCO₃.

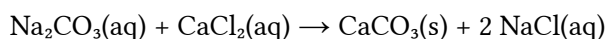
- a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a porcentaxe de rendemento da reacción.
b) Describe o procedemento que empregarías no laboratorio para separar o precipitado obtido, facendo un esquema da montaxe e o material que hai que empregar.

(A.B.A.U. extr. 18)

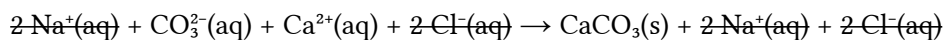
Rta.: Rendemento do 90 %.

Solución:

a) A reacción é:



Se só escribimos a reacción iónica que ten lugar, será:



Cálculo do rendemento (supoñendo 2 cifras significativas)

Calcúlase a masa de carbonato de calcio que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de calcio e carbonato de sodio.

Cantidades iniciais dos reactivos:

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

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

Como reaccionan mol a mol, a cantidade de Na₂CO₃ necesaria para reaccionar co CaCl₂ é

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

Como só hai $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol, o reactivo limitante é o carbonato de sodio.

Produciranse como máximo:

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

Como só se obteñen 0,27 g, o rendemento é

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

Procedemento

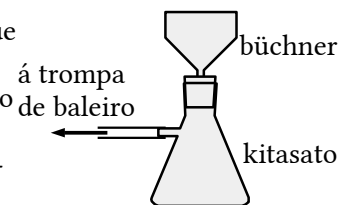
Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedécese con auga para que quede adherido.

Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



OPCIÓN B

1. Razoa se os seguintes enunciados son verdadeiros ou falsos:

- Os metais son bos condutores da corrente eléctrica e da calor.
- A molécula de metano é tetraédrica e polar.

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

Verdadeiro.

Os metais son bos condutores da corrente eléctrica porque teñen electróns libres que poden desprazarse ao longo da estrutura cristalina do metal.

Son bos condutores da calor porque a calor transmítese dun átomo ao contiguo ao vibrar con máis enerxía os átomos.

Solución:

Falso (polar) e verdadeira (tetraédrica).

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) supón que os electróns de valencia, xunto cos dos átomos que forman enlace con el, rodean a un átomo formando parellas, nas que a repulsión entre os electróns de cada parella é pequena, debido a que teñen spin contrario, e só hai que ter en conta a repulsión electrostática clásica entre os pares enlazantes (excepto os π) e entre os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula de metano: CH_4 .

O átomo central é o carbono, que ten 4 electróns na súa capa de valencia.

A configuración electrónica do átomo de carbono ($Z = 6$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que só ten dous electróns desapareados e só podería formar dous enlaces. Para poder formar catro enlaces, ten que separar («desaparear») os dous electróns $2s^2$, elevando un deles ao orbital $2p$ baleiro. A configuración electrónica do átomo de carbono excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía de os enlaces que se van a formar.

Os catro electróns forman enlaces covalentes, tres cos catro átomos de hidróxeno, como se ve no diagrama

electrón-punto de Lewis:

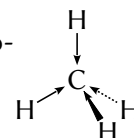
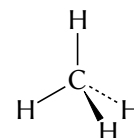
$$\begin{array}{c} \text{H} \\ \times \\ \text{H} \times \text{C} \times \text{H} \\ \times \\ \text{H} \end{array}$$

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica. O átomo de carbono está no centro do tetraedro e os catro átomos de hidróxeno están nos vértices.

A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar.

Como o hidróxeno é algo máis electronegativo que o carbono, existe un pequeno momento dipolar de enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$, que se representa por un vector.

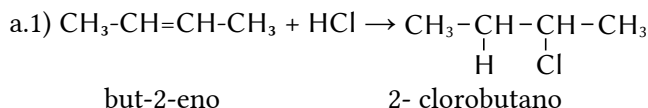
Como a distribución é simétrica, a disposición tetraédrica dos catro enlaces fai que o momento dipolar da molécula sexa nulo. A molécula de CH_4 non é polar.



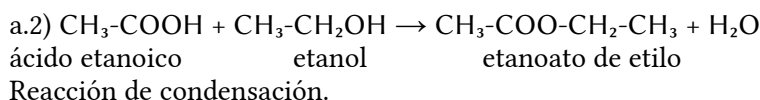
2. a) Completa e indica o tipo de reacción que ten lugar, nomeando os compostos orgánicos que participan nelas:
- a.1) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- a.2) $\text{CH}_3\text{-COOH} + \quad \quad \quad \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOCH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) Razoa se a seguinte afirmación é correcta: a igual concentración molar, canto máis débil é un ácido menor é o pH da súa disolución acuosa.

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:



Reacción de adición.



Solución:

b) Non.

Un pH ácido é menor que 7. Canto máis afastado de 7 estea, máis ácido será.

Canto máis débil sexa o ácido, menor serán a súa constante de acidez, o seu grao de disociación e a concentración de ións H^+ .

Comparando os pH de disolucións de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de dous ácidos, un deles disociado un 1 % e o outro máis débil disociado un 0,1 %, queda:

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

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

O pH do máis débil está máis cerca de 7, é maior que o do máis forte.

3. a) Calcula a solubilidade en auga pura, expresada en g/dm^3 , do sulfato de chumbo(II).
- b) Faise pasar durante 2,5 horas unha corrente eléctrica de 5,0 A a través dunha disolución acuosa de SnI_2 . Calcula os moles de I_2 liberados no ánodo.
- Datos: $K_{ps}(\text{PbSO}_4, 25^\circ\text{C}) = 1,8 \cdot 10^{-8}$; Constante de Faraday, $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$. (A.B.A.U. extr. 18)
- Rta.:** a) $s' = 0,041 \text{ g/dm}^3$; b) $n = 0,23 \text{ mol I}_2$

a)

Datos

Produto de solubilidade do sulfato de chumbo(II)

Masa molar do sulfato de chumbo(II)

Cifras significativas: 2

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

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

Incógnitas

Solubilidade do sulfato de chumbo(II) en auga pura (g/dm^3)

s'

Ecuacións

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm^3)

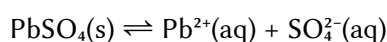
$$s = n / V = s' / M$$

Produto de solubilidade do 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) O equilibrio de solubilidade é



		PbSO ₄	⇌	Pb ²⁺	SO ₄ ²⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

Como a solubilidade s é a concentración da disolución saturada, ou o que é o mesmo, a máxima cantidade de sal que pode disolverse por dm³ de disolución:

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

Pasando os moles a gramos

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

b)

Datos

Intensidade de corrente eléctrica

Cifras significativas: 2

$$I = 5,0 \text{ A}$$

Tempo para depositar o iodo

$$t = 2,5 \text{ h} = 9,0 \cdot 10^3 \text{ s}$$

Incógnitas

Cantidade de iodo depositada

$$n(\text{I}_2)$$

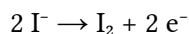
Ecuacións

Intensidade de corrente eléctrica

$$I = Q / t$$

Solución:

A reacción no ánodo é:



$$Q = I \cdot t = 5,0 \text{ A} \cdot 9,0 \cdot 10^3 \text{ s} = 4,5 \cdot 10^4 \text{ C}$$

$$n(\text{e}) = 4,5 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot 1 \text{ mol e}^- / 96 500 \text{ C} = 0,47 \text{ mol e}$$

$$n(\text{I}_2) = 0,47 \text{ mol e} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{2 \text{ mol e}} = 0,23 \text{ mol I}_2$$

4. Ao quentar HgO(s) nun recipiente pechado no que se fixo o baleiro, disóciase segundo a reacción:
 $2 \text{ HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{ Hg(g)} + \text{O}_2(\text{g})$. Cando se alcanza o equilibrio a 380 °C, a presión total no recipiente é de 0,185 atm. Calcula:

a) As presións parciais das especies presentes no equilibrio.

b) O valor das constantes K_c e K_p da 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. extr. 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

Cifras significativas: 3

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

Presión total no equilibrio

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

Constante dos gases ideais

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

Incógnitas

Presións parciais das especies no equilibrio

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

Incógnitas

Constantes de equilibrio

K_c, K_p

Outros símbolos

Cantidade da substancia X no equilibrio

$n_e(X)$

Ecuacións

Concentración da substancia X

$[X] = n(X) / V$

Ecuación dos gases ideais

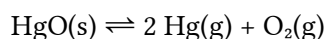
$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p_i = [i] \cdot R \cdot T$

Constantes do equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

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

Solución:

a) A ecuación de disociación é:



		HgO	\rightleftharpoons	Hg	O ₂	
Cantidade inicial	n_0	n_0		0	0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	\rightarrow	$2x$	x	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$n_0 - x$		$2x$	x	mol

No equilibrio a presión total é a suma das presións parciais dos gases Hg e O₂. A presión do Hg é o dobre que a presión de O₂. Chamando y á presión do osíxeno, queda:

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

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

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

E as presións serán:

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

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

A presión do HgO é nula, pois non é un gas.

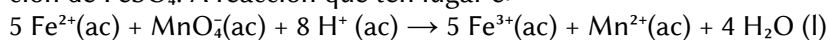
b) A constante de equilibrio en función das presións é

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

A constante de equilibrio en función das concentracións é

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

5. Para determinar a concentración dunha disolución de FeSO₄ realízase unha valoración redox na que 18,0 cm³ de disolución de KMnO₄ de concentración 0,020 mol/dm³ reaccionan con 20,0 cm³ da disolución de FeSO₄. A reacción que ten lugar é:



a) Calcula a concentración da disolución de FeSO₄.

b) Nomea o material necesario e describe o procedemento experimental para realizar a valoración.

(A.B.A.U. extr. 18)

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

Solución:

a) Cálculos:

Cantidade de KMnO_4 :

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

O permanganato de potasio é un electrólito forte que se disocia totalmente:

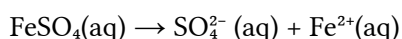


$$n(\text{MnO}_4^-) = n(\text{KMnO}_4) = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^-$$

Da estequiometría da reacción:

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

O sulfato de ferro(II) é un electrólito forte que se disocia totalmente:



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

$$[\text{FeSO}_4] = \frac{1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4}{20,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,090 \text{ mol FeSO}_4 / \text{dm}^3$$

b) Mídense cunha pipeta de 20 cm^3 , 20 cm^3 da disolución de FeSO_4 e baléiranse nun matraz erlenmeyer de 100 cm^3 .

Énchese a bureta de 25 cm^3 coa disolución de KMnO_4 por encima do 0 e ábrese a chave ata que o pico da bureta quede cheo e o nivel do KMnO_4 estea en 0.

Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de KMnO_4 en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que non desapareza a cor violeta no contido do erlenmeyer.

Anótase o volume de KMnO_4 gastado (p. ex. 18,6 cm^3) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz.

Vólvese a encher a bureta con KMnO_4 ata o cero. Mídense outros 20 cm^3 de FeSO_4 coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco).

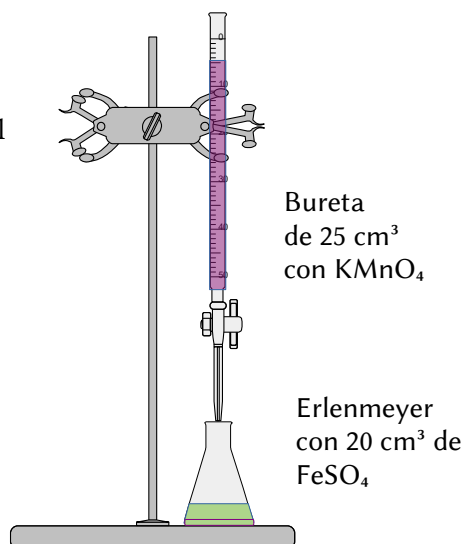
Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 17,6 cm^3).

Agora déixase caer o KMnO_4 pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a cor non desapareza.

Anótase este valor.

Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm^3 (graduada en 0,1 cm^3), pipeta (1) de 20 cm^3 con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm^3 .



Cuestións e problemas das [probos de avaliación do Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

Respostas e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Alguns cálculos fixéronse cunha [folla de cálculo](#) de [LibreOffice](#) ou [OpenOffice](#) do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Procurouse seguir as [recomendacións](#) do [Centro Español de Metrología](#) (CEM)

Consultouse o chat de BING e y empregáronse algunhas respostas nas cuestións.

Actualizado: 19/07/23