

QUÍMICA

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

OPCIÓN A

- 1.1. Nomee os seguintes compostos e identifique e nomee os grupos funcionais presentes en cada un deles: $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$ $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$ $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$
1.2. Razoe por que o valor da enerxía reticular (en valor absoluto) para o fluoruro de sodio é maior que para o cloruro de sodio e cal deles terá maior punto de fusión.
- 2.1. Deduza a hibridación do átomo central na molécula de BeF_2 .
2.2. A reacción $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C} + 2\text{D}$ é de primeira orde con respecto a cada un dos reactivos.
2.2.1 Escriba a expresión da ecuación de velocidade da reacción.
2.2.2. Indique a orde total da reacción.
3. O KMnO_4 reacciona con hipoclorito de potasio, KClO , en medio ácido sulfúrico, formando KClO_3 , MnSO_4 , K_2SO_4 e auga.
3.1. Axuste as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.
3.2. Que volume dunha disolución que contén 15,8 g de permanganato de potasio por litro reacciona completamente con 2,0 litros doutra disolución que contén 9,24 g de hipoclorito de potasio por litro?
4. Unha disolución 0,064 M dun ácido monoprótico (HA) ten un pH de 3,86. Calcule:
4.1. A concentración de todas as especies presentes na disolución e o grao de ionización do ácido.
4.2. O valor da constante K_a do ácido e da constante K_b da súa base conxugada.
5. No laboratorio mestúranse 30 mL dunha disolución 0,1 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e 40 mL dunha disolución 0,1 M de KI, obténdose 0,86 gramos dun precipitado de PbI_2 .
5.1. Escriba a reacción que ten lugar e calcule a porcentaxe de rendemento da mesma.
5.2. Indique o material e o procedemento que empregaría para separar o precipitado formado.

OPCIÓN B

- 1.1. Estableza a xeometría das moléculas BF_3 e NH_3 mediante a teoría da repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPEV).
1.2. Complete a seguinte reacción: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
Identifique o tipo de reacción e nomee os compostos orgánicos que participan nela.
- 2.1. Razoe por que a 1 atm de presión e a 25 °C de temperatura, o H_2O é un líquido e o H_2S é un gas.
2.2. Dados os compostos BaCl_2 e NO_2 , noméelos e razoe o tipo de enlace que presenta cada un.
3. O cloro gas pódese obter segundo a reacción: $4\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.
Introdúcense 0,90 moles de HCl e 1,2 moles de O_2 nun recipiente pechado de 10 L no que previamente se fixo o baleiro. Quéntase a mestura a 390 °C e, cando se alcanza o equilibrio a esta temperatura, obsérvase a formación de 0,40 moles de Cl_2 .
3.1. Calcule o valor da constante K_c .
3.2. Calcule a presión parcial de cada compoñente no equilibrio e a partir delas calcule o valor de K_p .
4. A 25 °C o produto de solubilidade do $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ é $6,5 \cdot 10^{-10}$. Calcule:
4.1. A solubilidade do sal e as concentracións molares dos ións iodato e bario.
4.2. A solubilidade do citado sal, en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, nunha disolución 0,1 M de KIO_3 a 25 °C considerando que este sal se atopa totalmente dissociado.
- 5.1. Faga un esquema indicando o material e os reactivos que se necesitan para construír no laboratorio a pila que ten a seguinte notación $\text{Fe}(\text{s}) \mid \text{Fe}^{2+}(\text{ac}, 1\text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{ac}, 1\text{ M}) \mid \text{Cu}(\text{s})$.
5.2. Escriba as semirreaccións que se producen no ánodo e no cátodo e indique as súas polaridades. Escriba a reacción iónica global e calcule a forza electromotriz da pila.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$; $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.
 $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

Solucións

OPCIÓN A

1. a) Nomea os seguintes compostos e identifica e nomea os grupos funcionais presentes en cada un deles: $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$ $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$ $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$
- b) Razoa por que o valor da enerxía reticular (en valor absoluto) para o fluoruro de sodio é maior que para o cloruro de sodio e cal deles terá maior punto de fusión.

(A.B.A.U. ord. 19)

Solución:

Fórmula	Nome	Tipo	Grupo funcional
a.1) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$	etanoato de etilo	éster	-COO- acilo
a.2) $\text{CH}_3\text{-NH}_2$	metilamina	amina	-NH ₂ amino
a.3) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$	butan-2-ol	alcohol	-OH hidroxilo
a.4) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$	ácido propanoico	ácido carboxílico	-COOH carboxilo

Solución:

A enerxía reticular é basicamente unha enerxía electrostática, de expresión:

$$U = K \frac{Z^+ Z^- e^2}{d}$$

K é a constante de Coulomb, Z^+ e Z^- son os números de oxidación dos ións positivo e negativo, « e » é a carga do electrón e d é a distancia entre as cargas. Esta distancia está relacionada coa estrutura cristalina e os raios iónicos r^+ e r^- . Ao non coñecer a estrutura cristalina, teremos que supoñer que:

$$d \approx r^+ + r^-$$

Supoñendo que o cloruro de sodio e o fluoruro de sodio teñan o mesmo tipo de rede, ao ser en ambos os casos as mesmas cargas positiva (+1) e negativa (-1), o factor determinante é o raio iónico.

Posto que o raio iónico do ión fluoruro é menor que o do cloruro (ten menos niveis enerxéticos) e o ión sodio é o mesmo dedúcese que

$$d(\text{NaF}) < d(\text{NaCl}) \Rightarrow U(\text{NaF}) > U(\text{NaCl})$$

2. a) Deduce a hibridación do átomo central na molécula de BeF_2 .
- b) A reacción $\text{A} + 2 \text{B} \rightarrow \text{C} + 2 \text{D}$ é de primeira orde con respecto a cada un dos reactivos.
- b.1) Escribe a expresión da ecuación de velocidade da reacción.
- b.2) Indica a orde total da reacción.

(A.B.A.U. ord. 19)

Solución:

Na teoría da hibridación, os orbitais s , p_x , p_y e p_z , solucións da ecuación de onda para certas condicións rexidas polos números cuánticos n , l e m , poden substituírse por certas combinacións lineais deles chamadas orbitais híbridos.

Combinando os orbitais s e p pódense formar tres tipos de orbitais híbridos:

- 2 orbitais sp , formados pola hibridación do orbital s e un orbital p . Están dirixidos en sentidos opostos dunha liña recta, formando un ángulo de 180° .

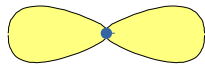
(Quedan dous orbitais p sen hibridar, que poderían formar parte de enlaces π).

- 3 orbitais sp^2 , formados pola hibridación do orbital s e dous orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun triángulo equilátero, formando ángulos de 120° .

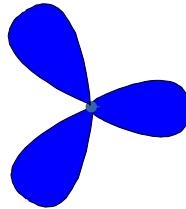
(Queda un orbital p sen hibridar que podería ser parte dun enlace π).

- 4 orbitais sp^3 , formados pola hibridación do orbital s e os tres orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun tetraedro, formando ángulos de $109,5^\circ$.

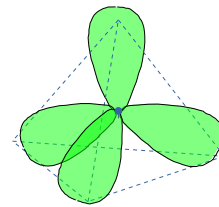
2 híbridos sp



3 híbridos sp²



4 híbridos sp³



Molécula de fluoruro de berilio: BeF₂.

A configuración electrónica do átomo de berilio ($Z = 4$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2$, pero para poder enlazarse ten que separar, («desaparear») os dous electróns, elevando un deles ao orbital $2p$. O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía dos enlaces que se van a formar.

A configuración electrónica do átomo de berilio excitado é $1s^2 2s^1 2p^1$

Ao ter dous electróns desapareados, pode formar dous enlaces. Para iso, os orbitais s e p_x híbridanse, dando lugar a dous orbitais híbridos sp que se dispoñen linealmente en sentidos opostos.

Ao compartir cada un dos electróns que ocupan estes orbitais híbridos, cun electrón desapareado dun átomo de flúor, fórmase a molécula de BeF₂ que é lineal: F–Be–F.

(A molécula de BeF₂ é unha excepción á regra do octete, que afirma que os átomos tenden a formar enlaces de tal xeito que cada átomo ten oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de berilio só hai catro (dous pares de) electróns).

Solución:

b.1) A expresión da ecuación de velocidade é: $v = k_0 \cdot [A] \cdot [B]$

b.2) Dous. A orde total da reacción é a suma das ordes con respecto a cada reactivo.

3. O KMnO₄ reacciona con hipoclorito de potasio, KClO, en medio ácido sulfúrico, formando KClO₃, MnSO₄, K₂SO₄ e auga.

a) Axusta as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.

b) Que volume dunha disolución que contén 15,8 g de permanganato de potasio por litro reacciona completamente con 2,0 litros doutra disolución que contén 9,24 g de hipoclorito de potasio por litro?

(A.B.A.U. ord. 19)

Rta.: a) $4 (\text{MnO}_4)^- + 5 (\text{ClO})^- + 12 \text{H}^+ \rightarrow 4 \text{Mn}^{2+} + 5 (\text{ClO}_3)^- + 6 \text{H}_2\text{O}$;

$4 \text{KMnO}_4 + 5 \text{KClO} + 6 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5 \text{KClO}_3 + 4 \text{MnSO}_4 + 2 \text{K}_2\text{SO}_4 + 6 \text{H}_2\text{O}$; b) $V = 1,63 \text{ dm}^3$.

Datos

Concentración da disolución de hipoclorito de potasio

Volume de disolución de hipoclorito de potasio

Concentración da disolución de permanganato de potasio

Masa molar do hipoclorito de potasio

Masa molar do permanganato de potasio

Cifras significativas: 3

$[\text{KClO}] = 9,24 \text{ g/dm}^3$

$V = 2,00 \text{ dm}^3$

$[\text{KMnO}_4] = 15,8 \text{ g/dm}^3$

$M(\text{KClO}) = 90,5 \text{ g/mol}$

$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Volume de disolución de KMnO₄ que reacciona

V_2

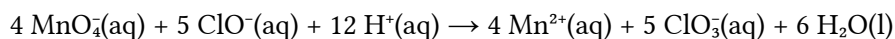
Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:

Oxidación: $\text{ClO}^- + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$

Redución: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 5, a segunda por 4 e sumando:



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 9 K⁺ e 6 SO₄²⁻, e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Cálculase a cantidade de hipoclorito de potasio que hai en 2,0 dm³ de disolución:


$$n = 2,00 \text{ dm}^3 \text{ D KClO} \frac{9,24 \text{ g KClO}}{1 \text{ dm}^3 \text{ D KClO}} \frac{1 \text{ mol KClO}}{90,6 \text{ g KClO}} = 0,204 \text{ mol KClO}$$

Cálculase a cantidade de permanganato de potasio necesaria para reaccionar con esa cantidade de hipoclorito de potasio, mirando a ecuación axustada da reacción:


$$n' = 0,204 \text{ mol KClO} \frac{4 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol KClO}} = 0,163 \text{ mol KMnO}_4$$

Cálculase o volume de disolución de permanganato de potasio de concentración 15,8 g/dm³ que contén esa cantidade:

$$V_2 = 0,163 \text{ mol KMnO}_4 \frac{158 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D KMnO}_4}{15,8 \text{ g KMnO}_4} = 1,63 \text{ dm}^3 \text{ D KMnO}_4$$

4. Unha disolución de concentración 0,064 mol/dm³ dun ácido monoprotónico (HA) ten un pH de 3,86. Cal- 

cula: 

a) A concentración de todas as especies presentes na disolución e o grao de ionización do ácido. 

b) O valor da constante K_a do ácido e da constante K_b da súa base conxugada. 

Dato: K_w = 1,0 · 10⁻¹⁴. (A.B.A.U. ord. 19) 

Rta.: a) [HA] = 0,0639 mol/dm³; [A⁻] = [H⁺] = 1,38 · 10⁻⁴ mol/dm³; [OH⁻] = 7,24 · 10⁻¹¹ mol/dm³; α = 0,216 %; b) K_a = 2,98 · 10⁻⁷; K_b = 3,35 · 10⁻⁸.

Datos

Concentración de ácido monoprotónico

pH da disolución

Incógnitas

Concentración de todas as especies presentes na disolución

Grao de disociación

Constante de acidez do ácido

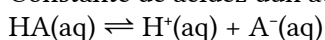
Constante de basicidade da base conxugada

Outros símbolos

Concentración da substancia X

Ecuacións

Constante de acidez dun ácido monoprotónico:



pH

Produto iónico da auga

Grao de disociación

Relación entre a constante de acidez e a de basicidade da base conxugada

Cifras significativas: 3

$$[\text{HA}]_0 = 0,064 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = 3,86$$

$$[\text{HA}], [\text{H}^+], [\text{A}^-], [\text{OH}^-]$$

$$\alpha$$

$$K_a$$

$$K_b$$

$$[\text{X}]$$

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

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

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

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

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

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

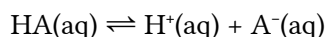
Solución:

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

$$3,86 = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-3,86} = 1,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Da estequiometría da reacción de disociación



dedúcese que a concentración de ácido disociado $[\text{HA}]_d$ é a mesma que a dos ións hidróxeno producidos $[\text{H}^+]_e$ e a dos anións $[\text{A}^-]_e$

$$[\text{HA}]_d = [\text{H}^+]_e = [\text{A}^-]_e = 1,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Escribindo nunha táboa as concentracións de cada especie:

		HA	\rightleftharpoons	H^+	A^-	
$[\text{X}]_o$	Concentración inicial	0,064		≈ 0	0	mol/dm^3
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada ou formada	$1,38 \cdot 10^{-4}$	\rightarrow	$1,38 \cdot 10^{-4}$	$1,38 \cdot 10^{-4}$	mol/dm^3
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,064 - 1,38 \cdot 10^{-4} = 0,0639$		$1,38 \cdot 10^{-4}$	$1,38 \cdot 10^{-4}$	mol/dm^3

A concentración de ións hidróxido calcúlase da constante de equilibrio da auga:

$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e \Rightarrow [\text{OH}^-]_e = \frac{K_w}{[\text{H}^+]_e} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-4}} = 7,24 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

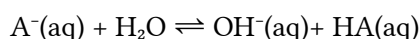
O grao de disociación é:

$$\alpha = \frac{[\text{s}]_d}{[\text{s}]_o} = \frac{1,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{0,064 \text{ mol/dm}^3} = 0,00216 = 0,216 \%$$

b) A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HA}]_e} = \frac{1,38 \cdot 10^{-4} \cdot 1,38 \cdot 10^{-4}}{0,0639} = 2,98 \cdot 10^{-7}$$

A base A^- conxugada do ácido, pode reaccionar coa auga ata acadar o equilibrio:



A constante deste equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]_e \cdot [\text{AH}]_e}{[\text{A}^-]_e}$$

Multiplicando esta expresión pola da constante de acidez, obtemos a relación entre ambas.

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{A}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HA}]_e} \cdot \frac{[\text{OH}^-]_e \cdot [\text{AH}]_e}{[\text{A}^-]_e} = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = K_w$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{2,98 \cdot 10^{-7}} = 3,35 \cdot 10^{-8}$$

5. No laboratorio mestúranse 30 cm^3 dunha disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e 40 cm^3 dunha disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de KI , obténdose $0,86 \text{ gramos}$ dun precipitado de PbI_2 .

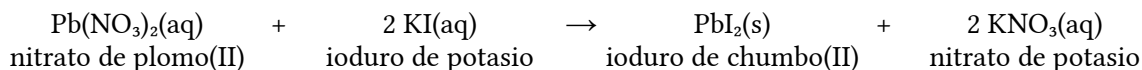
- Escribe a reacción que ten lugar e calcula a porcentaxe de rendemento da mesma.
- Indica o material e o procedemento que empregarías para separar o precipitado formado.

(A.B.A.U. ord. 19)

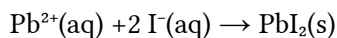
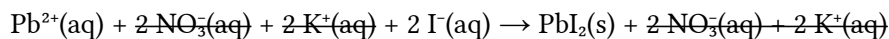
Rta.: Rendemento do 93 %.

Solución:

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do ioduro de chumbo(II):



Cálculo do rendemento (supoñendo 2 cifras significativas).

Calcúlase a masa de ioduro de chumbo(II) que debería obterse a partir dos datos das disolucións de ioduro de potasio e nitrato de chumbo(II).

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai.

Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

$$n_0(\text{KI}) = 40 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,10 \text{ mol KI}}{1 \text{ dm}^3} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KI}$$

$$n_0(\text{Pb(NO}_3)_2) = 30 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,10 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{1 \text{ dm}^3} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb(NO}_3)_2$$

Calcúlase a cantidade de nitrato de chumbo(II) necesaria para reaccionar co ioduro de potasio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Pb(NO}_3)_2) = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KI} \frac{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{2 \text{ mol KI}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb(NO}_3)_2$$

Como a cantidade necesaria, $2,0 \cdot 10^{-3}$ mol, é menor que a inicial, $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol, o reactivo limitante non é o nitrato de chumbo(II) senón o ioduro de potasio.

Calcúlase a cantidade de ioduro de chumbo(II) que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KI} \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{2 \text{ mol KI}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbI}_2$$

A masa que se pode obter é:

$$m = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbI}_2 \frac{461 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 0,92 \text{ g PbI}_2$$

Calcúlase o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 0,86 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

$$Rto. = \frac{0,86 \text{ g obtidos}}{0,92 \text{ g máximo}} = 0,93 = 93 \%$$

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.

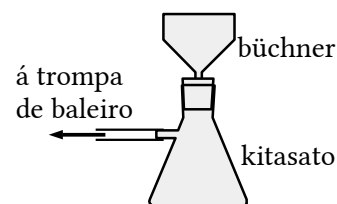
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

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.



2. a) Razona por que a 1 atm de presión e a 25 °C de temperatura, o H₂O é un líquido e o H₂S é un gas.
 b) Dados os compostos BaCl₂ e NO₂, noméaos e razona o tipo de enlace que presenta cada un.

(A.B.A.U. ord. 19)

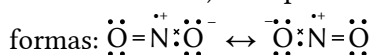
Solución:

BaCl₂ é cloruro de bario, iónico.

NO₂ é dióxido de nitróxeno, covalente.

O enlace iónico explica a unión entre átomos de diferente electronegatividade. O cloro é un elemento moi electronegativo, tanto que a captura dun electrón é un proceso exotérmico, favorecido polo feito de que o ión cloruro acada a configuración electrónica dun gas nobre. O bario é moi pouco electronegativo, e a perda de dous electróns para ter unha configuración estable é un proceso que require unha cantidade de enerxía que non é excesiva. A enerxía de rede, xunto coa afinidade electrónica, compensa os achegues enerxéticos necesarios para a súa formación.

O enlace covalente emprégase para explicar a unión entre átomos de electronegatividade parecida. O nitróxeno e o osíxeno son electronegativos. O enlace prodúcese polo feito de compartir electróns desapareados para intentar que cada átomo quede rodeado por oito electróns (regra do octete). O NO₂ é unha excepción á regra do octete, que establece que os átomos tenden a formar enlaces de xeito que cada átomo teña oito electróns en su capa de valencia. No NO₂ o número de electróns implicados é impar (6 × 2 do osíxeno + 5 do nitróxeno). A explicación da súa existencia covalente require da suposición de resonancia entre dúas formas:



3. O cloro gas pódese obter segundo a reacción: 4 HCl(g) + O₂(g) → 2 Cl₂(g) + 2 H₂O(g).
 Introdúcense 0,90 moles de HCl e 1,2 moles de O₂ nun recipiente pechado de 10 dm³ no que previamente se fixo o baleiro. Quéntase a mestura a 390 °C e, cando se alcanza o equilibrio a esta temperatura, obsérvase a formación de 0,40 moles de Cl₂.

a) Calcula o valor da constante K_c.

b) Calcula a presión parcial de cada compoñente no equilibrio e a partir delas calcula o valor de K_p.

Datos: R = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹ = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹; 1 atm = 101,3 kPa. (A.B.A.U. ord. 19)

Rta.: a) K_c = 2,56·10³; b) p(HCl) = 0,544; p(O₂) = 5,44 atm; p(Cl₂) = p(H₂O) = 2,18 atm; K_p = 47,0.

Datos

Gas: volume

temperatura

Cantidade inicial de HCl

Cantidade inicial de O₂

Cantidade no equilibrio de Cl₂

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Constante do equilibrio K_c

Presións parciais de cada compoñente

Constante do equilibrio K_p

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

Concentración da substancia X

Constantes do equilibrio: a A + b B ⇌ c C + d D

Cifras significativas: 3

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

$$T = 390 \text{ °C} = 663 \text{ K}$$

$$n_0(\text{HCl}) = 0,900 \text{ mol HCl}$$

$$n_0(\text{O}_2) = 1,20 \text{ mol O}_2$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = 0,400 \text{ mol Cl}_2$$

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

$$K_c$$

$$p(\text{HCl}), p(\text{O}_2), p(\text{Cl}_2), p(\text{H}_2\text{O})$$

$$K_p$$

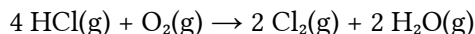
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

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

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

Solución:

a) Da estequiometría da reacción:



Reaccionaron 0,800 mol de HCl e 0,200 mol de O₂ e formouse a mesma cantidade de H₂O que de Cl₂. Representamos nun cadro as cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

		4 HCl	O ₂	⇌	2 Cl ₂	2 H ₂ O	
Cantidade inicial	n_0	0,900	1,20		0,0	0,0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	0,800	0,200		0,400	0,400	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$0,900 - 0,800 = 0,100$	$1,20 - 0,200 = 1,00$		0,400	0,400	mol

No equilibrio haberá:

$$n_e(\text{HCl}) = 0,100 \text{ mol}; n_e(\text{O}_2) = 1,00 \text{ mol}; n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,400 \text{ mol}$$

As concentracións serán:

$$[\text{HCl}] = \frac{n_e(\text{HCl})}{V} = \frac{0,100 \text{ mol HCl}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{O}_2] = \frac{n_e(\text{O}_2)}{V} = \frac{1,00 \text{ mol O}_2}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,100 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_e(\text{Cl}_2)}{V} = \frac{0,400 \text{ mol}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,0400 \text{ mol/dm}^3$$

A constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]_e^2 [\text{H}_2\text{O}]_e^2}{[\text{HCl}]_e^4 [\text{O}_2]_e} = \frac{0,0400^2 \cdot 0,0400^2}{0,0100^4 \cdot 0,100} = 2,56 \cdot 10^3 \text{ (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

b) A presión parcial de cada un dos gases, suposto comportamento ideal, é a que exercería se se atopase só no recipiente.

$$p(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl}) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,100 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,544 \text{ atm}$$

$$p(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{1,00 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 5,44 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,400 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 2,18 \text{ atm}$$

$$p(\text{H}_2\text{O}) = p(\text{Cl}_2) = 2,18 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{Cl}_2) \cdot p_e^2(\text{H}_2\text{O})}{p_e^4(\text{HCl}) \cdot p_e(\text{O}_2)} = \frac{2,18^2 \cdot 2,18^2}{0,544^4 \cdot 5,44} = 47,0 \text{ (presións en atm)}$$

4. A 25 °C o produto de solubilidade do Ba(IO₃)₂ é 6,5·10⁻¹⁰. Calcula:

a) A solubilidade do sal e as concentracións molares dos ións iodato e bario.

b) A solubilidade do citado sal, en g/dm³, nunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KIO₃ a 25 °C considerando que este sal se atopa totalmente disociado.

(A.B.A.U. ord. 19)

Rta.: a) $s = [\text{Ba}^{2+}] = 5,46 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$; $[\text{IO}_3^-] = 1,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; b) $s' = 3,17 \cdot 10^{-5} \text{ g/dm}^3$.

Datos

Produto de solubilidade do Ba(IO₃)₂

Cifras significativas: 2

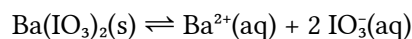
$K_s = 6,5 \cdot 10^{-10}$

DatosConcentración da disolución do KIO_3

Masa molar do iodato de bario

IncógnitasSolubilidade (mol/dm^3) do $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ en augaConcentracións (mol/dm^3) dos iónsSolubilidade (g/dm^3) do $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ en KIO_3 0,1 mol/dm^3 **Ecuacións**Produto de solubilidade do equilibrio: $\text{B}_b\text{A}_a(\text{s}) \rightleftharpoons b \text{B}^{\beta+}(\text{aq}) + a \text{A}^{\alpha-}(\text{aq})$ **Cifras significativas: 2** $[\text{KIO}_3] = 0,10 \text{ mol/dm}^3$ $M(\text{Ba}(\text{IO}_3)_2) = 487 \text{ g/mol}$ s_a $[\text{IO}_3^-], [\text{Ba}^{2+}]$ s' $K_s = [\text{A}^{\alpha-}]^a \cdot [\text{B}^{\beta+}]^b$ **Solución:**

a) O equilibrio de solubilidade do iodato e bario é:

Chámase s á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2IO_3^-	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{IO}_3^-]_e^2 = s (2 s)^2 = 4 s^3 = 6,5 \cdot 10^{-10}$$

Cálculase a solubilidade do iodato de bario en auga:

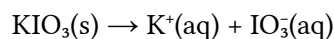
$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,5 \cdot 10^{-10}}{4}} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ba}(\text{IO}_3)_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

As concentracións dos ións valen:

$$[\text{Ba}^{2+}]_e = s = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3;$$

$$[\text{IO}_3^-] = 2 s = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

b) O iodato de potasio está totalmente dissociado.



A concentración de ión iodato é:

$$[\text{IO}_3^-] = [\text{KIO}_3] = 0,10 \text{ mol IO}_3^-/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Chámase s_b á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2IO_3^-	
Concentración inicial	$[\text{X}]_o$			0	0,10	mol/dm^3
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	s_b	\rightarrow	s_b	$2 s_b$	mol/dm^3
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s_b	$0,10 + 2 s_b$	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{IO}_3^-]_e^2 = s_b \cdot (0,10 + 2 s_b)^2 = 6,5 \cdot 10^{-10}$$

En primeira aproximación, pódese considerar desprezable s_b fronte a 0,1, ($s_b \ll 0,1$). Entón:

$$s_b \cdot 0,10^2 \approx 6,5 \cdot 10^{-10}$$

$$s_b = \frac{6,5 \cdot 10^{-10}}{0,10^2} = 6,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$$

Este valor é desprezable fronte a 0,10.

Calcúlase a solubilidade en gramos por decímetro cúbico:

$$s' = \frac{6,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{487 \text{ g Ba}(\text{IO}_3)_2}{1 \text{ mol Ba}(\text{IO}_3)_2} = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ g/dm}^3$$

Análise: A solubilidade do iodato de bario na disolución de iodato de potasio é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común iodato.

5. a) Fai un esquema indicando o material e os reactivos que se necesitan para construír no laboratorio a pila que ten a seguinte notación $\text{Fe(s)} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \mid \text{Cu(s)}$.
 b) Escribe as semirreaccións que se producen no ánodo e no cátodo e indica as súas polaridades. Escribe a reacción iónica global e calcula a forza electromotriz da pila.

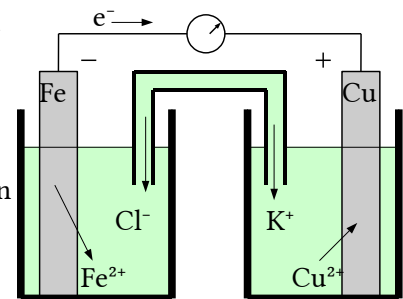
$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}; E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$$

(A.B.A.U. ord. 19)

Solución:

a) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm³, un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas. Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de cloruro de ferro(II) de concentración 1 mol/dm³ e cloruro de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de cloruro de potasio para a ponte salina.

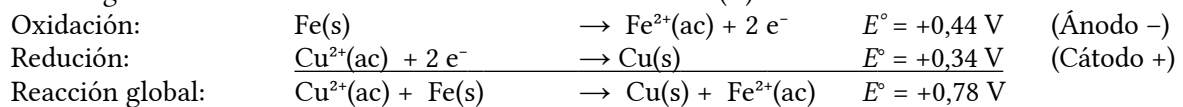
A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un recipiente contería unha solución de cloruro de ferro(II) e un eléctrodo de ferro metálico, mentres que o outro contería unha solución de cloruro de cobre(II) e un eléctrodo de cobre metálico.



Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila.

O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Cu) cara ao polo positivo (cátodo Ag) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.

b) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de ferro e outro de cobre en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do ferro e a redución do ión cobre(II).



O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (+0,78) < 0$$

Cuestións e problemas das [Probas de avaliación de 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 [folia de cálculo](#) de [LibreOffice](#) 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](#), e de o [tradutor da CIXUG](#).

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

Consultouse ao Copilot de Microsoft Edge e tivéronse en conta algunhas das súas respostas nas cuestións.

Actualizado: 17/07/24