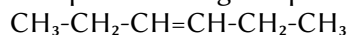


QUÍMICA

O exame consta de 8 preguntas de 2 puntos, das que poderá responder un **MÁXIMO DE 5**, combinadas como queira. Cada pregunta **vale 2 puntos (1 punto por apartado)**. Se responde máis preguntas das permitidas, **só se corruxirán as 5 primeiras respondidas**.

PREGUNTA 1.

1.1. Nomee os seguintes compostos e **xustifique** se presentan algún tipo de isomería e de que tipo:



1.2. Complete as seguintes reaccións, identificando o tipo de reacción e nomeando os compostos orgánicos que se forman: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{_____} + \text{_____}$ $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{_____} + \text{_____}$

PREGUNTA 2.

2.1. Xustifique se a seguinte afirmación é verdadeira ou falsa: Unha disolución acuosa de NH_4Cl ten carácter ácido.

2.2. Os elementos A, B, C e D teñen números atómicos 19, 16, 1 e 9, respectivamente. **Razoe** que compostos se formarán entre B e C e entre D e A indicando o tipo de enlace.

PREGUNTA 3.

3.1. Para a reacción en equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \Delta H^\circ < 0$; explique **razoadamente** como se desprazará o equilibrio se se engade $\text{H}_2(\text{g})$.

3.2. Empregando a teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) **razoe** cal será a xeometría e a polaridade das moléculas BeI_2 e CHCl_3 .

PREGUNTA 4.

Reaccionan 4,0 mL dunha disolución 0,1 M de KMnO_4 con 10,0 mL dunha disolución de ioduro de potasio en presenza de ácido clorhídrico para dar I_2 , cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio e auga.

4.1. Axuste as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.

4.2. Calcule a concentración da disolución de ioduro de potasio.

PREGUNTA 5.

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

5.1. A concentración que debe ter unha disolución de amoníaco para que o seu pH sexa 10,6.

5.2. O grao de disociación do amoníaco na disolución.

PREGUNTA 6.

Nun recipiente pechado introdúcense 2,0 moles de CH_4 e 1,0 mol de H_2S á temperatura de 727 °C, establecéndose o seguinte equilibrio: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$. Una vez alcanzado o equilibrio, a presión parcial do H_2 é 0,20 atm e a presión total é de 0,85 atm. Calcule:

6.1. Os moles de cada substancia no equilibrio e o volume do recipiente.

6.2. O valor de K_c e K_p .

PREGUNTA 7.

No laboratorio mestúranse 20,0 mL dunha disolución 0,03 M de cloruro de bario e 15 mL dunha disolución 0,1 M de sulfato de cinc.

7.1. Escriba a reacción que ten lugar e calcule o rendemento se se obtiveron 0,10 g de sulfato de bario.

7.2. Describa o procedemento e indique o material que empregaría para separar o precipitado.

PREGUNTA 8.

8.1. Faga un esquema indicando o material e os reactivos que se necesitan para construír no laboratorio unha pila que ten a seguinte notación: $\text{Cu}(\text{s}) \mid \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}, 1 \text{ M}) \mid \text{Ag}(\text{s})$

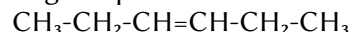
8.2. Escriba as semirreaccións que se producen no ánodo e no cátodo e indique as súas polaridades.

Escriba a reacción iónica global e calcule a forza electromotriz da pila.

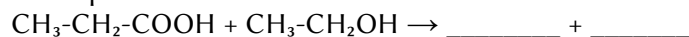
Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$.

Soluciones

1. a) Nomea os seguintes compostos e xustifica se presentan algún tipo de isomería e de que tipo:



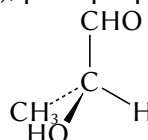
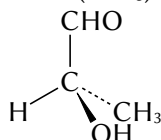
- b) Completa as seguintes reaccións, identificando o tipo de reacción e nomeando os compostos orgánicos que se forman:



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

Solución:

$\text{CH}_3\text{-CHOH-COH}$: 2-hidroxipropanal. O carbono 2 é asimétrico (está unido a catro grupos distintos: hidróxeno (-H), hidroxilo (-OH), metilo (-CH₃) e carbonilo (-CHO), polo que presenta isomería óptica.



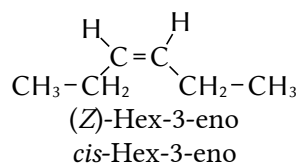
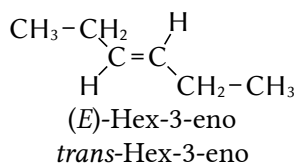
Ademais pode ter isómeros de función como

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

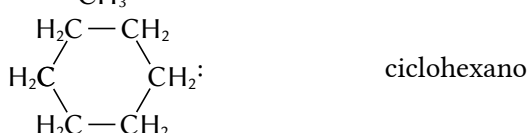
$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$: etanoato de metilo

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

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$: hex-3-eno, ten un dobre enlace entre os carbonos 3 e 4, e cada un deles está unido a dous grupos distintos: hidróxeno (-H) e etilo (-CH₂-CH₃). Existen dous isómeros xeométricos, que se poden chamar *cis* e *trans* ou *Z* e *E*.



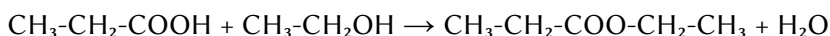
Ademais pode ter isómeros de cadea como:



Tamén presenta isómeros de posición:

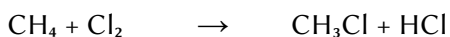
$\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ hex-1-eno

Solución:

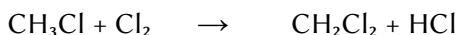


Ácido propanoico Etanol Propanoato de etilo

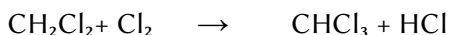
Reacción de esterificación.



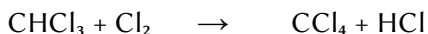
Metano Clorometano



Clorometano Diclorometano



Diclorometano Triclorometano



Triclorometano Tetracloruro de carbono

Reaccións de substitución.

- 2.1. Xustifica se a seguinte afirmación é verdadeira ou falsa:
Unha disolución acuosa de NH_4Cl ten carácter ácido.

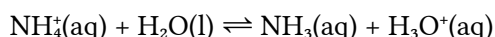
(A.B.A.U. ord. 20)

Solución:

- b) Ao disolverse en auga o cloruro de amonio produce:



Como o ión NH_4^+ procede do hidróxido de amonio NH_4OH que é unha base débil, compórtase como un ácido relativamente forte fronte ao auga



A concentración de ións oxonio na disolución aumenta e o pH da disolución será ácido.

- 2.2. Os elementos A, B, C e D teñen números atómicos 19, 16, 1 e 9, respectivamente. **Razoa** que compostos se formarán entre B e C e entre D e A indicando o tipo de enlace.

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

Solución:

- a) As configuracións electrónicas dos elementos son:

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

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

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

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

O elemento B tende a gañar 2 electróns para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo.

O elemento C tería que perder ou gañar un electrón. Pero o comportamento enerxeticamente máis favorable é que comparta o seu electrón con un dos electróns desapareados do elemento B.

O elemento B compartirá 2 electróns para completar o cuarto nivel de enerxía.

A fórmula química do composto sería BC_2 e será un composto covalente.

O elemento D tende a gañar 1 electrón para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión D^- .

O elemento A perderá o electrón do cuarto nivel de enerxía para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión A^+ .

A fórmula química do composto sería AD e será un composto iónico.

- 3.1. Para a reacción en equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \Delta H^0 < 0$; explica **razoadamente** como se desprazará o equilibrio se se engade $\text{H}_2(\text{g})$.

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

Solución:

A constante de equilibrio en función das concentracións pode escribirse así:

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

A constante de equilibrio só depende da temperatura. Non varía aínda que cambien as cantidades de reactivos ou produtos, ou diminúa o volume.

Se se engade hidróxeno, para que K_c permaneza constante, ou ben deberá aumentar o numerador $n_e(\text{NH}_3)$, ou diminuír a cantidade de nitróxeno no denominador $n_e(\text{N}_2)$. O equilibrio desprazarase (cara á dereita) ata alcanzar un novo estado de equilibrio no que haberá máis NH_3 e menos N_2 .

3.2. Empregando a teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) **razoa** cal será a xeometría e a polaridade das moléculas BeI_2 e CHCl_3 .

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

Solución:

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 ioduro de berilio: BeI_2 .

O átomo central é o de Be, que ten dous electróns na capa de valencia. 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 formar.

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

Os dous electróns desapareados forman dous enlaces, cada un cun electrón desapareado dun átomo de iodo, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis: $:\ddot{\text{I}}:\text{Be}:\ddot{\text{I}}:$

(A molécula BeI_2 é unha excepción á regra do octete, que establece que os átomos tenden a unirse de xeito que cada átomo teña oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de berilio só hai catro (dous pares de) electróns).

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 2 pares de electróns é lineal. A molécula é lineal cun ángulo $\text{I}-\text{Be}-\text{I}$ de 180° .

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 iodo é máis electronegativo que o berilio, existe un momento dipolar de enlace $\text{Be}^{\delta+} \rightarrow \text{I}^{\delta-}$, que se representa por un vector. Pero como ambos enlaces están dirixidos en sentidos opostos, $\text{I}^{\delta-} \leftarrow \text{Be}^{\delta+} \rightarrow \text{I}^{\delta-}$, e o valor de cada momento dipolar é o mesmo, o momento dipolar da molécula, que é a resultante dos vectores, é nulo. A molécula de BeI_2 non é polar.

Molécula de triclorometano: CHCl_3 .

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.

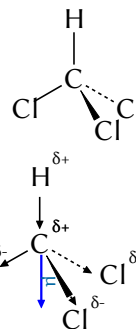
Os catro electróns forman enlaces covalentes, tres cos tres átomos de cloro e o outro co átomo de hidróxeno,

como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis: $:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{C}}:\text{H}$

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica. O átomo de carbono atópase no centro do tetraedro, os tres átomos de cloro están en tres vértices e o átomo de hidróxeno no cuarto vértice.

Debido á repulsión entre os pares non enlazantes dos átomos de cloro veciños, o ángulo entre os enlaces $\text{C}-\text{Cl}$ é maior que $109,5^\circ$, e a forma de molécula é de pirámide achatada.

O cloro é máis electronegativo que o carbono, polo que existe un momento dipolar de enlace $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$. O carbono é máis electronegativo que o hidróxeno, polo que existe un momento dipolar de enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$. A resultante dos vectores momento dipolar dos enla-



ces $C^{\delta+} \rightarrow Cl^{\delta-}$ non se anula, senón que apunta cara ao centro do triángulo formado polos tres cloros, o que, unido ao momento dipolar do enlace $H^{\delta+} \rightarrow C^{\delta-}$, produce un momento dipolar resultante cara a ese mesmo punto, e a molécula é polar.

4. Reaccionan 4,0 cm³ dunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KMnO₄ con 10,0 cm³ dunha disolución de ioduro de potasio en presenza de ácido clorhídrico para dar I₂, cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio e auga.

- a) Axusta as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.
b) Calcula a concentración da disolución de ioduro de potasio.

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

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

Datos

Concentración da disolución de permanganato de potasio

Volumen de disolución de permanganato de potasio

Volumen de disolución de ioduro de potasio

Cifras significativas: 3

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

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

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

Incógnitas

Concentración da disolución de ioduro de potasio

$[KI]$

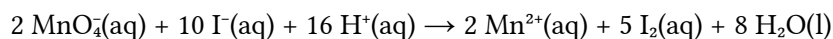
Solución:

- a) Escríbense as semirreaccións iónicas:

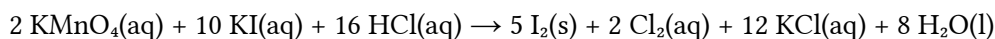
Oxidación: $2 I^- \rightarrow I_2 + 2 e^-$

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

Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 5, a segunda por 2 e sumando:



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 12 K⁺ e 16 Cl⁻ e combínanse os ións para formar os compostos:



- b) Cálculase a cantidade de permanganato de potasio que hai en 4,0 cm³ de disolución:

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

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

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

Cálculase a concentración da disolución de ioduro de potasio:

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

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

- a) A concentración que debe ter unha disolución de amoníaco para que o seu pH sexa 10,6.
b) O grao de disociación do amoníaco na disolución.

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

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

Datos

pH da disolución de amoníaco
 Constante de basicidade do NH₃
 Produto iónico da auga

Cifras significativas: 3

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

Incógnitas

Concentración da disolución de amoníaco
 Grao de disociación do NH₃ na disolución

$[NH_3]_0$
 α

Outros símbolos

Disolución
 Concentración (mol/dm³) de base débil que se disocia
 Cantidade da substancia X
 Cantidade disociada
 Cantidade inicial
 Concentración da substancia X

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

Ecuacións

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

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

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

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

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

Grao de disociación

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

Solución:

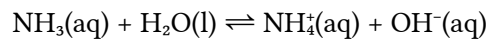
a) A partir do pH podemos calcular o pOH

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

e de aquí a concentración de ións hidróxido no equilibrio.

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

Como o amoníaco é unha base débil, disociarase en auga segundo a ecuación:



Se chamamos c_0 á concentración de amoníaco antes de disociarse, e x á concentración de amoníaco que se disocia

		NH ₃	\rightleftharpoons	NH ₄ ⁺	OH ⁻	
$[X]_0$	Concentración inicial	c_0		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración disociada ou formada	x		x	x	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$c_0 - x$		x	$3,98 \cdot 10^{-4}$	mol/dm ³

queda que:

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

A constante de equilibrio K_b é:

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

Despexando c_0

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

b) O grao de disociación α é:

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

Análise: O amoníaco é unha base débil e está só parcialmente disociada.

6. Nun recipiente pechado introdúcese 2,0 moles de CH_4 e 1,0 mol de H_2S á temperatura de 727°C , establecéndose o seguinte equilibrio: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$. Una vez alcanzado o equilibrio, a presión parcial do H_2 é 0,20 atm e a presión total é de 0,85 atm. Calcula:

a) Os moles de cada substancia no equilibrio e o volume do recipiente.

b) O valor de K_c e K_p .

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

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

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

Datos

Temperatura

Cantidade inicial de metano

Cantidade inicial de sulfuro de hidróxeno

Presión parcial do hidróxeno no equilibrio

Presión total no equilibrio

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

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

Incógnitas

Cantidade no equilibrio de cada substancia

Volume do recipiente

Constante do equilibrio K_c

Constante do equilibrio K_p

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

$$V$$

$$K_c$$

$$K_p$$

Ecuacións

Ecuación de estado dos gases ideais

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

Concentración da substancia X

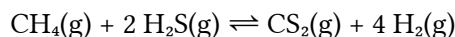
$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

Constantes do 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) A ecuación química é:



Chamando x á cantidade de metano que reaccionou ata acadar o equilibrio podemos escribir

		CH_4	$2 \text{H}_2\text{S}$	\rightleftharpoons	CS_2	4H_2	
Cantidade inicial	n_0	2,00	1,00		0,0	0,0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	$2x$		x	$4x$	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$2,00 - x$	$1,00 - 2x$		x	$4x$	mol

No equilibrio haberá en total:

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

Da presión parcial do hidróxeno podemos deducir:

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

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

Da presión total podemos deducir:

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

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

Do sistema de dúas ecuacións con dúas incógnitas,

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

deducimos o volume V do recipiente e a cantidade x de metano que reaccionou ata acadar o equilibrio.

$$\frac{3,00 + 2x}{4x} = \frac{0,104 \cdot V}{0,0244 \cdot V} = 4,25$$

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

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

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

As cantidades das substancias no equilibrio son:

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

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

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

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

A constante de equilibrio en función das concentracións é:




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

(concentracións en mol/dm³)

Se consideramos comportamento ideal para os gases, podemos escribir:

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

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

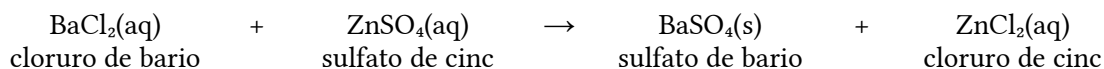
7. No laboratorio mestúranse 20,0 cm³ dunha disolución de concentración 0,03 mol/dm³ de cloruro de bario e 15 cm³ dunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de sulfato de cinc. 
- a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula o rendemento se se obtiveron 0,10 g de sulfato de bario. 
- b) Describe o procedemento e indica o material que empregaría para separar o precipitado. 

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

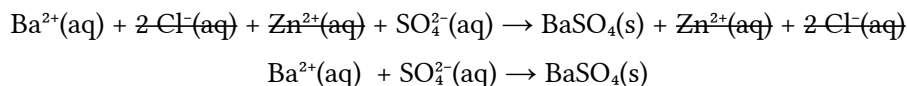
Rta.: rendemento do 71 %.

Solución:

- a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do sulfato de bario:



Cálculo do rendemento (supoñendo 2 cifras significativas)

Calcúlase a masa de sulfato de bario que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de bario e sulfato de cinc.

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:

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

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

Calcúlase a cantidade de sulfato de cinc necesaria para reaccionar co cloruro de bario, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Como a cantidade necesaria, $6,0 \cdot 10^{-4}$ mol, é menor que a inicial, $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol, o reactivo limitante non é o sulfato de cinc senón o cloruro de bario.

Calcúlase a masa de sulfato de bario que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Calcúlase o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 0,10 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

$$Rto. = \frac{0,10 \text{ g obtidos}}{0,14 \text{ g teóricos}} = 0,71 = 71 \%$$

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.

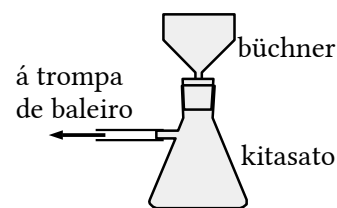
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

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.



Material

Vasos de precipitados (2), variña de vidro, funil büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

8. a) Fai un esquema indicando o material e os reactivos que se necesitan para construír no laboratorio unha pila que ten a seguinte notación: $\text{Cu}(\text{s}) \mid \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}, 1 \text{ M}) \mid \text{Ag}(\text{s})$.
- b) Escribe 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.

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

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

Rta.: $E^\circ = 0,46 \text{ V}$.

Solución:

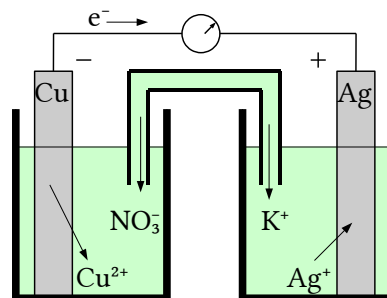
a) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm^3 , un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de nitrato de prata de concentración 1 mol/dm^3 e nitrato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de nitrato de potasio para a ponte salina.

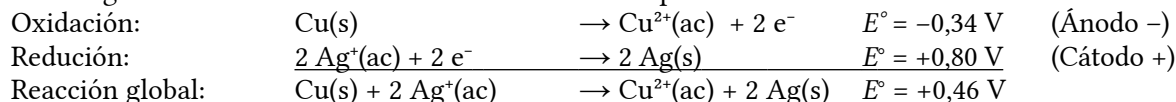
A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un recipiente contería unha solución de nitrato de prata e un eléctrodo de prata metálica, mentres que o outro contería unha solución de nitrato de cobre(II) e un 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 prata e outro de cobre en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do cobre e a redución do ión prata.



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:

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

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 [folla 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