

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. Xustifique se é verdadeira ou falsa a seguinte afirmación: as combinacións de números cuánticos (2, 1, 0, -1) e (3, 0, 1, 1/2) son posibles para un electrón nun átomo.

1.2. Razoe que xeometría presenta a molécula de diclorometano (CH₂Cl₂) aplicando a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) e discuta a polaridade da molécula.

PREGUNTA 2.

Explique **razoadamente** os seguintes feitos:

- 2.1. O sal común (NaCl) funde a 801 °C mentres que o cloro é un gas a 25 °C.
- 2.2. O cloruro de sodio sólido non conduce a electricidade e o ferro si.

PREGUNTA 3.

3.1. Das seguintes substancias: PO₄³⁻, HNO₂ e HCO₃⁻, unha é ácida, outra básica e outra anfótera segundo a teoría de Brönsted-Lowry. **Razoe** cal é cada unha escribindo os equilibrios que así o demostren.

3.2. Complete as seguintes reaccións indicando o tipo de reacción e nomeando os produtos que se forman:



PREGUNTA 4.

Considere o seguinte equilibrio que ten lugar a 150 °C: I₂ (g) + Br₂ (g) ⇌ 2 IBr (g) cunha K_c = 120. Nun recipiente de 5,0 L de capacidade introdúcense 0,0015 moles de iodo e 0,0015 moles de bromo, calcule:

- 4.1. A concentración de cada especie cando se alcanza o equilibrio.
- 4.2. As presións parciais e a constante K_p.

PREGUNTA 5.

Dada a seguinte reacción: H₂S + NaMnO₄ + HBr → S + NaBr + MnBr₃ + H₂O

- 5.1. Axuste a ecuación iónica polo método ión-electrón e escriba a ecuación molecular completa.
- 5.2. Calcule os gramos de NaMnO₄ que reaccionarán con 32 g de H₂S. Se se obtiveron 61,5 g de MnBr₃ calcule o rendemento da reacción.

PREGUNTA 6.

O produto de solubilidade, a 20 °C, do sulfato de bario é 8,7·10⁻¹¹. Calcule:

- 6.1. Os gramos de sulfato de bario que se poden disolver en 0,25 L de auga.
- 6.2. Os gramos de sulfato de bario que se poden disolver en 0,25 L dunha disolución 1 M de sulfato de sodio, considerando que este sal está totalmente dissociado.

PREGUNTA 7.

Prepáranse 100 mL dunha disolución de HCl disolvendo, en auga, 10 mL dun HCl comercial de densidade 1,19 g·mL⁻¹ e riqueza 36 % en peso. 20 mL da disolución de ácido preparada valóranse cunha disolución de NaOH 0,8 M.

- 7.1. Calcule a concentración molar da disolución de ácido valorada, escriba a reacción que ten lugar na valoración e calcule o volume gastado da disolución de NaOH.
- 7.2. Indique o procedemento a seguir no laboratorio para a valoración do ácido indicando o material e reactivos.

PREGUNTA 8.

8.1. Explique como construíría no laboratorio unha pila galvánica empregando un eléctrodo de aluminio e outro de cobre, indicando o material e os reactivos necesarios.

8.2. Indique as semirreaccións que teñen lugar en cada eléctrodo, a ecuación iónica global e calcule a forza electromotriz da pila.

Datos: R = 8,31 J/(K·mol) = 0,082 atm·L/(K·mol); 1 atm = 101,3 kPa; E°(Cu²⁺/Cu) = +0,34 V; E°(Al³⁺/Al) = -1,67 V

Solucións

1.1. Xustifica se é verdadeira ou falsa a seguinte afirmación:

As combinacións de números cuánticos (2, 1, 0, -1) e (3, 0, 1, 1/2) son posibles para un electrón nun átomo.

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



Solución:

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

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

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

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

O último número cuántico:

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

a) (2, 1, 0, -1): Non é posible.

Para $n = 2$, os valores posibles de **l** son $l = 0$, que corresponde ao orbital 2s, e $l = 1$, que corresponde ao orbital 2p.

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

Pero o último número cuántico non pode ser $s = -1$. Só pode valer $s = +\frac{1}{2}$ ou $s = -\frac{1}{2}$.

b) (3, 0, 1, 1/2): Non é posible.

Para $n = 3$, os valores posibles de **l** son $l = 0$, que corresponde ao orbital 3s, $l = 1$, que corresponde ao orbital 3p, e $l = 2$, que corresponde ao orbital 3d.

Para $l = 0$, o único valor posible de **m** é $m = 0$. Non é posible $m = 1$.

1.2. Razona que xeometría presenta a molécula de diclorometano (CH_2Cl_2) aplicando a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) e discute a polaridade da molécula.

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



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.

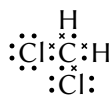
Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

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.

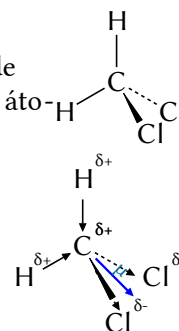
Os catro electróns forman enlaces covalentes, dous cos dous átomos de cloro e os outros dous cos dous átomos de hidróxeno, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:



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

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

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 cloro é máis electronegativo que o carbono, existe un momento dipolar de enlace $C^{\delta+} \rightarrow Cl^{\delta-}$, que se representa por un vector. O carbono é máis electronegativo que o hidróxeno, polo que tamén existe un momento dipolar de enlace $H^{\delta+} \rightarrow C^{\delta-}$.

A resultante dos vectores momento dipolar dos enlaces non se anula e a molécula é polar.

2. Explica **razoadamente** os seguintes feitos:

- O sal común (NaCl) funde a 801 °C mentres que o cloro é un gas a 25 °C.
- O cloruro de sodio sólido non conduce a electricidade e o ferro si.

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

Solución:

a) O sal común é un composto iónico, e o seu punto de fusión depende directamente da forza do enlace iónico, que á súa vez depende da enerxía reticular do enlace.

O cloro é un composto covalente. As responsables do estado gasoso do cloro son as forzas intermoleculares que son moito máis débiles. As moléculas de cloro son apolares e entre elas só actúan forzas de dispersión (Van der Waals).

b) O cloruro de sodio non conduce a electricidade en estado sólido, pero si o fai cando está en estado líquido ou disolto en auga. En estado sólido os ións non poden desprazarse ao ocupar posicións fixas na rede iónica.

No ferro, os electróns ocupan a banda de condución ou, se ocupan a banda de valencia, a diferenza de enerxía entre ela e a banda de condución é moi pequena, polo que ao aplicar un campo eléctrico pasan á banda de condución e poden moverse facilmente.

3.1. Das seguintes substancias: PO_4^{3-} , HNO_2 e HCO_3^- , unha é ácida, outra básica e outra anfótera segundo a teoría de Brønsted-Lowry. Razona cal é cada unha, escribindo os equilibrios que así o demostren.

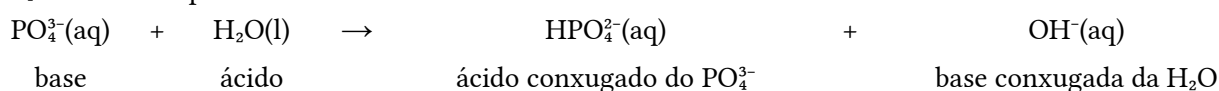
(A.B.A.U. ord. 21)

Solución:

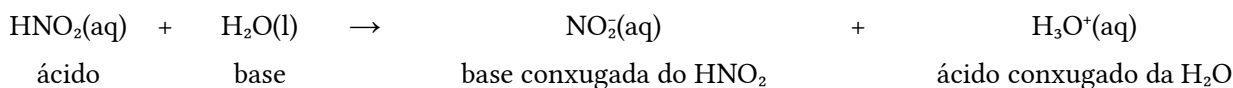
Na definición ácido-base de Brønsted-Lowry, un ácido é a substancia que cede un ión hidróxeno a unha base sendo os produtos da reacción as súas especies conxugadas. Un proceso ácido-base é só un intercambio de ións hidróxeno.

A súa reacción cunha substancia anfótera como a auga sería:

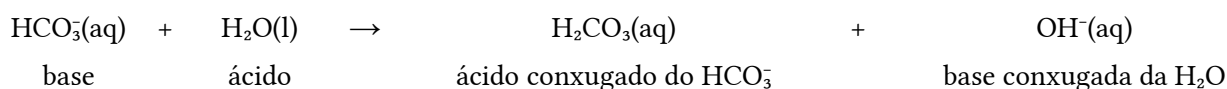
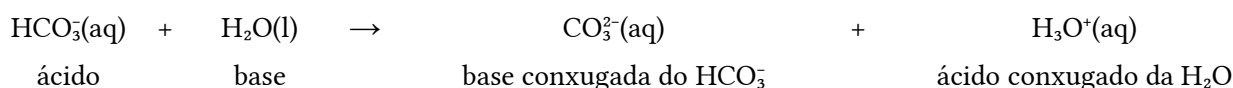
PO_4^{3-} : básica. Acepta ións hidróxeno.



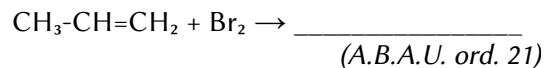
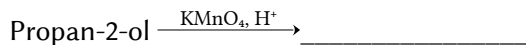
HNO_2 : ácido. Cede ións hidróxeno.



HCO_3^- : anfótera. Pode actuar como ácido ou como base.



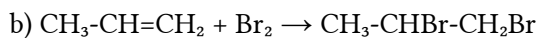
3.2. Completa as seguintes reaccións indicando o tipo de reacción e nomeando os produtos que se forman:



Solución:



É unha reacción de oxidación. Os alcohois secundarios oxidanse a cetonas. Prodúcese propanona.



É unha reacción de adición. O produto é o 1,2-dibromopropano.

4. Considera o seguinte equilibrio que ten lugar a 150 °C: $\text{I}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{IBr}(\text{g})$ cunha $K_c = 120$. Nun recipiente de 5,0 dm³ de capacidade introdúcese 0,0015 moles de iodo e 0,0015 moles de bromo. Calcula:



a) A concentración de cada especie cando se alcanza o equilibrio.

b) As presións parciais e a constante K_p .

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

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

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

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

Datos

Gas: volume

temperatura

Cantidade inicial de iodo

Cantidade inicial de bromo

Constante de equilibrio (en función das concentracións)

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

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

$T = 150 \text{ °C} = 423 \text{ K}$

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

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

$K_c = 120$

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

Incógnitas

Concentración de cada especie no equilibrio

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

Presión parcial de cada gas no equilibrio

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

Constante de equilibrio en función das presións

K_p

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais

$p_t = \sum p_i$

Concentración da substancia X

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

Ecuación de estado dos gases ideais

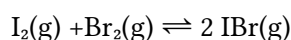
$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

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:



Chámase x á cantidade de iodo que se transforma en bromuro de iodo. Pola estequiometría da reacción,

		I_2	Br_2	\rightleftharpoons	2IBr	
Cantidade inicial	n_0	0,00150	0,00150		0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	x		$2x$	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$0,00150 - x$	$0,00150 - x$		$2x$	mol

A ecuación da constante de equilibrio é:

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

A concentración en mol·dm⁻³ obtense dividindo a cantidade entre o volume (en dm³):

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

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

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

As cantidades no equilibrio serán:

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

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

As concentracións serían:

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

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

b) Supoñendo comportamento ideal para os gases, a presión parcial de cada un deles vén dada por:

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

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

$$p(\text{IBr}) = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 1,79 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 0,0176 \text{ atm}$$

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

$$p(\text{Br}_2) = p(\text{I}_2) = 160 \text{ Pa} = 0,160 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 0,0016 \text{ atm}$$

A constante de equilibrio en función das presións será:

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

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

- Axusta a ecuación iónica polo método ión-electrón e escriba a ecuación molecular completa.
- Calcula os gramos de NaMnO_4 que reaccionarán con 32 g de H_2S . Se se obtiveron 61,5 g de MnBr_3 calcule o rendemento da reacción.

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

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

Datos

Masa de sulfuro de hidróxeno
 Masa de bromuro de manganeso(III)
 Masa molar do sulfuro de hidróxeno
 Masa molar do permanganato de sodio
 Masa molar do bromuro de manganeso(III)

Cifras significativas: 3

$m[\text{H}_2\text{S}] = 32,0 \text{ g}$
 $m[\text{MnBr}_3] = 61,5 \text{ g}$
 $M(\text{H}_2\text{S}) = 34,1 \text{ g/mol}$
 $M(\text{NaMnO}_4) = 142 \text{ g/mol}$
 $M(\text{MnBr}_3) = 295 \text{ g/mol}$

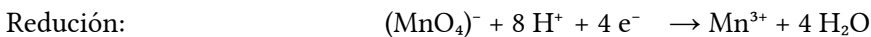
Incógnitas

Masa de NaMnO_4 que vai reaccionar
 Rendemento da reacción

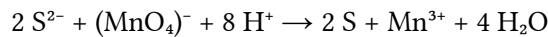
$m(\text{NaMnO}_4)$

Solución:

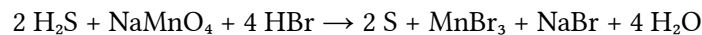
a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



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



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado Na^+ e 4Br^- e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a masa de NaMnO_4 que reaccionarán con 32 g de H_2S , mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Calcúlase a masa de MnBr_3 que se podería obter:

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

Calcúlase o rendemento:

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

6. O produto de solubidade, a 20 °C, do sulfato de bario é $8,7 \cdot 10^{-11}$. Calcula:

a) Os gramos de sulfato de bario que se poden disolver en $0,25 \text{ dm}^3$ de auga.

b) Os gramos de sulfato de bario que se poden disolver en $0,25 \text{ dm}^3$ dunha disolución de sulfato de sodio de concentración 1 mol/dm^3 , considerando que este sal está totalmente dissociado.

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

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

Datos

Produto de solubidade do BaSO_4
 Temperatura
 Concentración da disolución do Na_2SO_4
 Volume de auga
 Volume de disolución de sulfato de sodio
 Masa molar do sulfato de bario

Cifras significativas: 2

$K_s = 8,7 \cdot 10^{-11}$
 $T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$
 $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1,0 \text{ mol/dm}^3$
 $V = 0,25 \text{ dm}^3$
 $V = 0,25 \text{ dm}^3$
 $M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Masa (g) do BaSO₄ que se dissolve en 0,25 dm³ de auga m
 Masa (g) do BaSO₄ que se dissolve en 0,25 dm³ de D [Na₂SO₄] = 1 mol/dm³ m_2

Outros símbolos

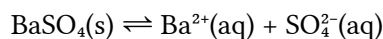
Concentración (mol/dm³) en de BaSO₄ en auga s
 Concentración (g/dm³) en de BaSO₄ en auga s'
 Concentración (mol/dm³) en de BaSO₄ en D [Na₂SO₄] = 1 mol/dm³ s_2
 Concentración (g/dm³) en de BaSO₄ en D [Na₂SO₄] = 1 mol/dm³ s_2'

Ecuacións

Cantidade (número de moles) $n = m / M$
 Concentración molar (mol/dm³) $s = n / V = s' / M$
 Produto de solubilidade do equilibrio: B_bA_a(s) ⇌ b B^{β+}(aq) + a A^{α-}(aq) $K_s = [A^{α-}]^a \cdot [B^{β+}]^b$

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade 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.

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

A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade:

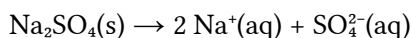
$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-11}} = 9,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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

En 0,25 dm³ de auga disólvense:

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

b) O sulfato de sodio está totalmente dissociado.



A concentración de ión sulfato é:

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

Chámase s_2 á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		BaSO ₄	⇌	Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0	1,0	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	[X] _r	s_2	→	s_2	s_2	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	[X] _e			s_2	$1,0 + s_2$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

En primeira aproximación, pódese considerar s_2 desprezable s fronte a 1,0, ($s_2 \ll 1,0$). Entón:

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

É desprezable fronte a 1,0.

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

Calcúlase a solubilidade en gramos por decímetro cúbico.

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

En $0,25 \text{ dm}^3$ de auga disólvense:

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

7. Prepáranse 100 mL dunha disolución de HCl disolvendo, en auga, 10 cm³ dun HCl comercial de densidade 1,19 g·cm⁻³ e riqueza 36 % en peso. 20 cm³ da disolución de ácido preparada valóranse cunha disolución de NaOH de concentración 0,8 mol/dm³.

- Calcula a concentración molar da disolución de ácido valorada, escribe a reacción que ten lugar na valoración e calcula o volume gastado da disolución de NaOH.
- Indica o procedemento a seguir no laboratorio para a valoración do ácido indicando o material e reactivos.

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

Rta.: a) [HCl] = 1,2 mol/dm³; V = 29 cm³ D NaOH.

Solución:

Cálculo de dilución:

En 10 cm³ de disolución comercial de HCl de densidade 1,19 g·cm⁻³ e riqueza 36 % en masa hai:

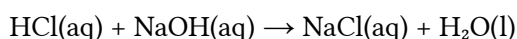
$$n(\text{HCl}) = 10 \text{ cm}^3 \text{ D} \cdot 1,19 \text{ g/cm}^3 \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,12 \text{ mol HCl}$$

Ao disolverse en auga ata 100 cm³ (=0,100 dm³) a concentración da disolución obtida será:

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

Cálculo da valoración:

A ecuación da reacción de valoración é:



Para neutralizar 20 cm³ de HCl de concentración 1,2 mol/dm³ con NaOH de concentración 0,8 mol/dm³ necesitaranse:

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

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 20 cm³ de disolución de HCl e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm³. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución permanecerá incolora. Énchese unha bureta de 25 cm³ con disolución de NaOH de concentración 0,8 mol/dm³ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 2 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de NaOH en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer adquira unha cor rosada.

Anótase o volume de NaOH gastado (p. ex. 3,2 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con NaOH ata o cero. Mídense outros 20 cm³ de HCl coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 2,9 cm³).

Agora déixase caer o HCl pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína cambie de cor. Anótase este valor. Repítense outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 20 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de fenolftaleína.

A bureta é un tubo estreito graduado cunha boca superior algo máis ancha para enchelo e unha chave de paso na parte inferior para poder baleirala.

A pipeta é tamén un tubo estreito que pode ser graduado ou ter unha marca de aforo. Énchese ao aspirar cunha especie de xiringa cando a boca inferior máis estreita está mergullada na disolución.

O matraz erlenmeyer é un recipiente con forma de tronco de cono, coa boca máis estreita que o fondo, para non salpicar ao removelos cun movemento circular.

8. a) Explica como construírías no laboratorio unha pila galvánica empregando un eléctrodo de aluminio e outro de cobre, indicando o material e os reactivos necesarios.
- b) Indica as semirreaccións que teñen lugar en cada eléctrodo, a reacción iónica global e calcule a forza electromotriz da pila.

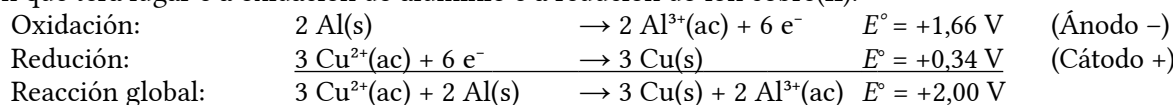
$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}; E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}.$$

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

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

Solución:

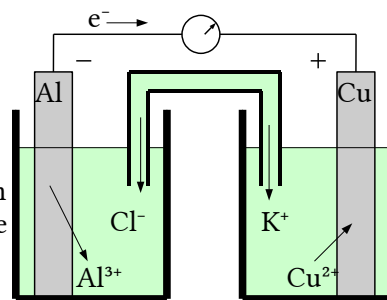
a) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de aluminio e outro de cobre en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do aluminio e a redución do ión cobre(II).



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:

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

b) 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 aluminio 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 aluminio e un eléctrodo de aluminio metálico, mentres que o outro contería unha solución de cloruro de cobre(II) e un eléctrodo de ouro 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 Al) cara ao polo positivo (cátodo Cu) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.

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 [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