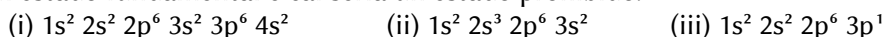


QUÍMICA

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. Explique **razoadamente** cal das seguintes configuracións electrónicas corresponde a un estado excitado, cal a un estado fundamental e cal sería un estado prohibido.



1.2. Xustifique o feito de que a molécula de CO_2 sexa apolar mentres que a molécula de H_2O é polar.

PREGUNTA 2.

2.1. Explique **razoadamente** por que a 1 atm de presión e 25 °C de temperatura, o H_2S é un gas e o H_2O un líquido.

2.2. Escriba a reacción que sucede cando o 2-metil-1-buteno reacciona con HCl, dando lugar a dous haloxenuros de alquilo. Nomee os compostos obtidos e indique **razoadamente** se algún deles presenta isomería óptica.

PREGUNTA 3.

3.1. Explique **razoadamente**, escribindo as correspondentes reaccións, que sucederá se engadimos limaduras de ferro a unha disolución de $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$.

3.2. A ecuación da velocidade da seguinte reacción $2 \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ vén dada pola seguinte expresión: $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$. Indique a orde total da reacción e deduzas as unidades da constante da velocidade.

PREGUNTA 4.

Disólvense 46 g de ácido metanoico, HCOOH , en 10 L de auga, obtendo unha disolución de pH igual a 2,52.

4.1. Calcule o grao de disociación do ácido.

4.2. Determine a constante K_a do ácido e a constante K_b da súa base conxugada.

PREGUNTA 5.

A solubilidade do difluoruro de bario (BaF_2) en auga pura a 25 °C é 1,30 g/L. Calcular á devandita temperatura:

5.1. O produto de solubilidade do difluoruro de bario.

5.2. A solubilidade do difluoruro de bario, en moles/L, nunha disolución acuosa 1,0 M de cloruro de bario totalmente dissociado.

PREGUNTA 6.

Nun recipiente pechado de 5 L, no que previamente se fixo o baleiro, introdúcese 0,4 moles de SO_2Cl_2 e quéntase a 400 °C, descompoñéndose segundo a reacción: $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$.

Cando se alcanza o equilibrio, obsérvase que se descompuxo o 36,5 % do SO_2Cl_2 inicial. Calcule:

6.1. As presións parciais de cada compoñente da mestura no equilibrio.

6.2. O valor de K_c e K_p á devandita temperatura.

PREGUNTA 7.

Tómanse 30,0 mL dunha disolución 6,0 M de HCl e dilúense con auga ata un volume final de 250 mL.

25,0 mL desta disolución diluída necesitaron 20,0 mL dunha disolución de hidróxido de calcio para a súa neutralización.

7.1. Escriba a reacción que ten lugar e calcule a molaridade da disolución da base.

7.2. Nomee e debuxe o material necesario e indique o procedemento empregado para a valoración.

PREGUNTA 8.

Disólvense 3,0 g de SrCl_2 en 25 mL de auga e 4,0 g de Li_2CO_3 noutros 25 mL de auga. A continuación, mestúranse as dúas disolucións, levándose a cabo a formación dun precipitado do que se obteñen 1,55 g.

8.1. Escriba a reacción que ten lugar, identificando o precipitado, e calcule o rendemento da mesma.

8.2. Describa o procedemento que empregaría no laboratorio para separar o precipitado obtido, debuxando a montaxe e o material que precisa empregar.

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

Solucións

1.1. Explica razoadamente cal das seguintes configuracións electrónicas corresponde a un estado excitado, cal a un estado fundamental e cal sería un estado prohibido.

- (i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ (ii) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$ (iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$

(A.B.A.U. ord. 22)

Solución:

As configuracións electrónicas dos estados fundamentais constrúense baseándose nos principios de mínima enerxía, de exclusión de Pauli e a regra de máxima multiplicidade de Hund.

O principio de mínima enerxía di que os electróns deben ir ocupando os orbitais en orden crecente de enerxía. A orden de enerxía dos orbitais pode verse no diagrama de Möller, seguindo o sentido das frechas de arriba a abaixo.

Quedaría:

$1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p$.

O principio de exclusión de Pauli establece que nun átomo non pode haber dous electróns cos mesmos catro números cuánticos iguais.

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 regra de máxima multiplicidade de Hund di que os electróns do mesmo subnivel tenden a dispoñerse cos seus spins paralelos.

(i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Corresponde a un estado fundamental, xa que cumpre os principios de mínima enerxía e de exclusión de Pauli.

(ii) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$. É un estado prohibido polo principio de exclusión de Pauli. Non pode haber tres electróns nun orbital 2s. Os números cuánticos do orbital 2s serían (2, 0, 0). Como só existen dous valores posibles do número cuántico de spin, os dous primeiros electróns terían (2, 0, 0, $+\frac{1}{2}$) e (2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$) e o terceiro electrón dese orbital debería repetir os catro números cuánticos con un dos dous primeiros electróns, o que incumpriría o principio de exclusión de Pauli.

(iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$. É un estado excitado, xa que o estado fundamental ten a configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, posto que o orbital 3s é de menor enerxía que o 3p. O electrón $3s^1$ do estado fundamental podería absorber un cuanto de enerxía para saltar a un orbital 3p, e o átomo se atoparía nun estado excitado.

1.2. Xustifica o feito de que a molécula de CO_2 sexa apolar mentres que a molécula de H_2O é polar.

(A.B.A.U. ord. 22)

Solución:

a) Molécula de agua: H_2O .

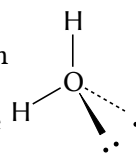
A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) supón que os electróns de valencia, xunto cos dos átomos que forman enlace con el, rodean a un átomo formando parellas, nas que a repulsión entre os electróns de cada parella é pequena, debido a que teñen spin contrario, e só hai 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 osíxeno, que ten 6 electróns na súa capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de osíxeno ($Z = 8$) no estado fundamental é: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$. Dous destes electróns forman enlaces covalentes cos dous átomos de hidróxeno, mentres que os outros catro están distribuídos en dous pares non enlazantes, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis: $H:\ddot{O}:H$

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica.

A forma da molécula determínase a partir da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). O átomo de osíxeno está no centro do tetraedro e os dous átomos de hidróxeno están dispostos en dous vértices, e nos outros dous están os dous pares non enlazantes que non se «ve». A forma da molécula de H_2O é triangular plana.



Dado que os pares non enlazantes están máis preto do átomo de osíxeno que os pares de enlace, a repulsión entre cada par non enlazante e os pares de enlace é maior que entre os pares de enlace e entre si, e fará que os átomos de hidróxeno se acheguen un pouco máis. O ángulo é inferior a $109,5^\circ$. A molécula de H_2O é un triángulo cun ángulo H–O–H de 105° .



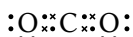
Molécula de dióxido de carbono: CO_2 .

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.

Dous destes electróns forman enlaces covalentes σ cos dous átomos de osíxeno, mentres que os outros dous forman enlaces π con eses mesmos átomos, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:



Segundo a TRPECV, os enlaces π non se teñen en conta e a xeometría electrónica de 2 pares de electróns é lineal. A molécula de CO_2 é lineal, $O=C=O$, cun ángulo O–C–O de 180° .

2.1 Explica razoadamente por que a 1 atm de presión e $25^\circ C$ de temperatura, o H_2S é un gas e o H_2O un líquido.

(A.B.A.U. ord. 22)

Solución:

Se consideran tres tipos de forzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo e pontes de hidróxeno.

- As forzas de dispersión ou de Van der Waals están presentes en todos os compostos covalentes. En principio son as máis débiles, pero aumentan considerablemente coa masa molecular do composto.
- As seguintes en intensidade son as forzas dipolo-dipolo. Aparecen en compostos que teñan moléculas con momento dipolar. Para que haxa momento dipolar nun enlace debe haber unha diferenza de electronegatividade entre os átomos que une. Ademais, as moléculas deben ter unha asimetría que permita que os vectores momento dipolar dos enlaces non se anulen.
- As de maior intensidade son os chamados pontes de hidróxeno ou enlaces de hidróxeno. As presentan moléculas que conteñen átomos pequenos (do segundo período) moi electronegativos (N, O e F) unidos a átomos de hidróxeno.

As moléculas de auga están unidas por pontes de hidróxeno que son forzas de maior intensidade que as de dipolo-dipolo (que tamén están presentes na auga) e que as de Van der Waals, xa que conteñen átomos de hidróxeno unidos a un elemento electronegativo do segundo período (o osíxeno) e a molécula de auga é polar.

A molécula de sulfuro de hidróxeno non cumpre o requisito para presentar pontes de hidróxeno, porque o xofre ten un raio atómico máis grande e o momento dipolar da molécula é menor que o da auga porque o xofre é menos electronegativo que o osíxeno. Aínda que a masa molar do H_2S é maior que a da H_2O , o maior valor das forzas de dispersión non compensa a intensidade da forza dos enlaces de hidróxeno.

Como as forzas intermoleculares da auga son moito máis intensas que as do sulfuro de hidróxeno, a súa temperatura de ebulición é maior.

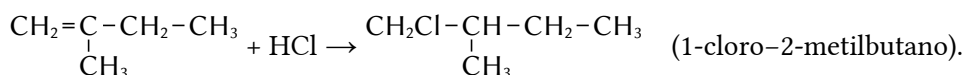
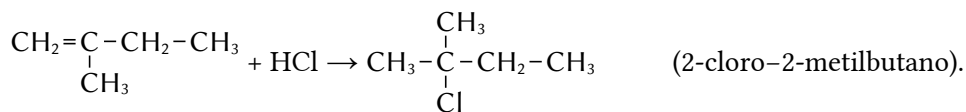
Isto permite entender por que, a 1 atm de presión e $25^\circ C$ de temperatura, o H_2S é un gas e a H_2O un líquido.

2.2 Escribe a reacción que sucede cando o 2-metil-1-buteno reacciona con HCl, dando lugar a dous haloxenuros de alquilo. Nomea os compostos obtidos e indica razoadamente se algún deles presenta isomería óptica.

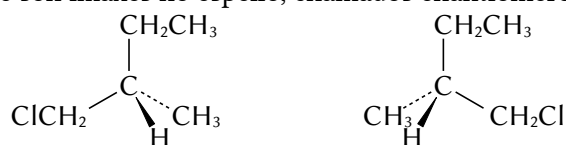
(A.B.A.U. ord. 22)

Solución:

Son reaccións de adición



O 1-cloro-2-metilbutano-2 ten isomería óptica porque o carbono 2 é asimétrico. Está unido a catro grupos distintos: hidróxeno (-H), etilo (-CH₂-CH₃), clorometilo (-CH₂Cl) e metilo (-CH₃). Ten dous isómeros ópticos que son imaxes no espello, chamados enantiómeros.



3.1. Explica razoadamente, escribindo as correspondentes reaccións, que sucederá se engadimos limaduras de ferro a unha disolución de Cu²⁺(ac).

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

(A.B.A.U. ord. 22)

Solución:

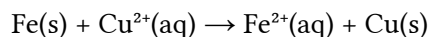
A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

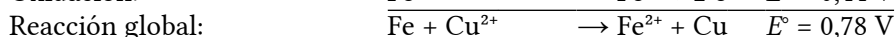
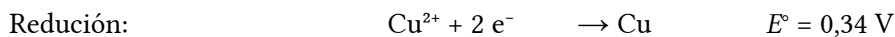
ΔG é a variación de enerxía libre de Gibbs, n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F (1 Faraday) é a carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

Como ΔG e E son de signos opostos, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que o potencial electroquímico sexa positivo: $E > 0$.

Para a reacción:



As semirreaccións son:



O potencial da reacción global sae positivo, por tanto, o proceso será espontáneo. O ferro oxidarase a ión Fe²⁺ e o ión Cu²⁺ depositarase como cobre metálico.

3.2. A ecuación da velocidade da seguinte reacción $2 \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ vén dada pola seguinte expresión: $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$. Indica a orde total da reacción e deduce as unidades da constante da velocidade.

(A.B.A.U. ord. 22)

Solución:

A ecuación de velocidade é:

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$$

A orde total de reacción é a suma dos expoñentes: $2 + 1 = 3$.

Como as unidades da velocidade de reacción son $[v]$ mol/dm³/s, as unidades da constante de velocidade son:

$$k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3})^2 \cdot (\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3})}$$

$$[k] = \text{dm}^6 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

4. Disólvense 46 g de ácido metanoico, HCOOH, en 10 dm³ de auga, obtendo unha disolución de pH igual a 2,52.

a) Calcula o grao de disociación do ácido.

b) Determina a constante K_a do ácido e a constante K_b da súa base conxugada.

Datos: $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: a) $\alpha = 3,02 \%$; b) $K_a = 9,4 \cdot 10^{-5}$; $K_b = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

Datos

Masa de ácido metanoico

Volumen de disolución

pH de la disolución

Masa molar del ácido metanoico

Cifras significativas: 3

$m(\text{HCOOH}) = 46,0 \text{ g}$

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

$\text{pH} = 2,52$

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

Incógnitas

Grado de disociación

α

Constante de acidez del ácido metanoico

K_a

Constante de basicidad dsu base conxugada.

K_b

Otros símbolos

Concentración de la sustancia X

$[X]$

Ecuaciones

Constante de acidez del ácido metanoico: $\text{HCOOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCOO}^-(\text{aq})$ $K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e}$

pH

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

Grado de disociación

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

Relación entre la constante de acidez y la de basicidad

$K_a \cdot K_b = K_w$

Solución:

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

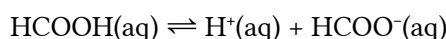
$$2,52 = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-2,52} = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

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

$$[\text{HCOOH}]_0 = \frac{n(\text{HCOOH})}{V} = \frac{46,0 \text{ g HCOOH}}{10,0 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46,0 \text{ g HCOOH}} = 0,100 \text{ mol HCOOH/dm}^3 \text{ D}$$

De la estequiometría de la reacción de disociación



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

$$[\text{HCOOH}]_d = [\text{H}^+]_e = [\text{HCOO}^-]_e = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

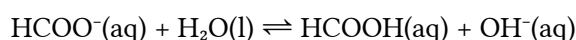
Escribiendo en una tabla las concentraciones de cada especie:

		HCOOH	\rightleftharpoons	H^+	HCOO^-	
$[\text{X}]_o$	Concentración inicial	0,100		≈ 0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada o formada	$3,02 \cdot 10^{-3}$	\rightarrow	$3,02 \cdot 10^{-3}$	$3,02 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración en el equilibrio	$0,100 - 3,02 \cdot 10^{-3} = 0,097$		$3,02 \cdot 10^{-3}$	$3,02 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³

La constante de acidez K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e} = \frac{3,02 \cdot 10^{-3} \cdot 3,02 \cdot 10^{-3}}{0,097} = 9,4 \cdot 10^{-5}$$

Su base conjugada reacciona con el agua según el siguiente equilibrio:



La constante de basicidad de su base conjugada es:

$$K_b = \frac{[\text{HCOOH}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{HCOO}^-]_e}$$

que puede calcularse a partir de la constante de acidez porque:

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

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{9,4 \cdot 10^{-5}} = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

b) El grado de disociación es

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{3,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,100 \text{ mol/dm}^3} = 0,0302 = 3,02 \%$$

5. A solubilidade do fluoruro de bario en auga pura a 25 °C é 1,30 g/dm³. Calcula á devandita temperatura:

- O produto de solubilidade do fluoruro de bario.
- A solubilidade do fluoruro de bario, en moles/dm³, nunha disolución acuosa de cloruro de bario de concentración 1,0 mol/dm³ totalmente disociado.

(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: a) $K_s = 1,63 \cdot 10^{-6}$; b) $s_2 = 6,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.

Datos

Solubilidade do BaF₂

Concentración da disolución do BaCl₂

Masa molar do fluoruro de bario

Incógnitas

Produto de solubilidade do BaF₂

Solubilidade do BaF₂ na disolución BaCl₂ de concentración 1 mol/dm³

Outros símbolos

Concentración (mol/dm³) do BaF₂ en auga

Cifras significativas: 3

$s' = 1,30 \text{ g/dm}^3$

$[\text{BaCl}_2] = 1,00 \text{ mol/dm}^3$

$M(\text{BaF}_2) = 175 \text{ g/mol}$

K_s

s_2

s

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

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

Produto de solubilidade do equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

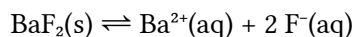
$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) Calcúlase a solubilidade do fluoruro de bario:

$$[\text{BaF}_2] = s = \frac{1,3 \text{ g/dm}^3}{175 \text{ g/mol}} = 0,00741 \text{ mol/dm}^3$$

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.

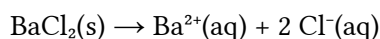
		BaF ₂	⇌	Ba ²⁺	2 F ⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	$2s$	mol/dm ³

Calcúlase a constante de equilibrio K_s :

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{F}^-]_e^2 = s(2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (0,00741)^3 = 1,63 \cdot 10^{-6}$$

b) Suponse que a concentración de cloruro de bario ten tres cifras significativas.

O cloruro de bario está totalmente dissociado.



A concentración de ión bario é:

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{BaCl}_2] = 1,00 \text{ mol Ba}^{2+}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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.

		BaF ₂	⇌	Ba ²⁺	2 F ⁻	
Concentración inicial	[X] _o			1,00	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	[X] _r	s_2	→	s_2	$2s_2$	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	[X] _e			$1,00 + s_2$	$2s_2$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{F}^-]_e^2 = (1,00 + s_2)(2s_2)^2 = 1,63 \cdot 10^{-6}$$

En primeira aproximación, pódese considerar desprezable s_2 fronte a 1,00, ($s_2 \ll 1,00$). Entón:

$$1,00 \cdot (2s_2)^2 \approx 1,63 \cdot 10^{-6}$$

$$s_2 = \sqrt{\frac{1,63 \cdot 10^{-6}}{1,00 \cdot 4}} = 6,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Compróbase que é desprezable.

Se se quere, pódese calcular a solubilidade en g/dm³, que sería

$$s'_2 = 6,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \cdot 175 \text{ g/mol} = 0,112 \text{ g/dm}^3$$

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

6. Nun recipiente pechado de 5 dm³, no que previamente se fixo o baleiro, introdúcese 0,4 moles de SO₂Cl₂ e quéntase a 400 °C, descompoñéndose segundo a reacción: SO₂Cl₂(g) ⇌ SO₂(g) + Cl₂(g). Cando se alcanza o equilibrio, obsérvase que se descompuxo o 36,5 % do SO₂Cl₂ inicial. Calcula:
- As presións parciais de cada compoñente da mestura no equilibrio.
 - O valor de K_c e K_p á devandita temperatura.

Dato: R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹ = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹.

(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: a) p(SO₂Cl₂) = 2,81 atm; p(SO₂) = p(Cl₂) = 1,61 atm; b) K_c = 0,0168; K_p = 0,927.



Datos

Gas: volume
temperatura

Cantidade inicial de SO₂Cl₂

Grao de disociación

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Presións parciais de cada especie no equilibrio

Constantes de equilibrio

Outros símbolos

Concentración dunha especie X

Cantidade da substancia X no equilibrio

Ecuacións

Lei de Dalton das presións parciais

Concentración da substancia X

Ecuación de estado dos gases ideais

Grao de disociación

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

Cifras significativas: 3

V = 5,00 dm³

T = 400 °C = 673 K

n₀ = 0,400 mol

α = 36,5 % = 0,365

R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹

p(SO₂Cl₂), p(SO₂), p(Cl₂)

K_c, K_p

[X]

n_e(X)

p_t = Σ p_i

[X] = n(X) / V

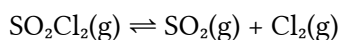
p · V = n · R · T

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

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

Solución:

a) A ecuación de disociación é:



Como o grao de disociación é:

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

A cantidade de SO₂Cl₂ disociada será:

$$n_d = \alpha \cdot n_0 = 0,365 \cdot 0,400 = 0,146 \text{ mol SO}_2\text{Cl}_2 \text{ disociados.}$$

Coa estequiometría da reacción, calcúlanse as cantidades de cada gas no equilibrio.

		SO ₂ Cl ₂	⇌	SO ₂	Cl ₂	
Cantidade inicial	n ₀	0,400		0	0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n _r	0,146	→	0,146	0,146	mol
Cantidade no equilibrio	n _e	0,400 - 0,146 = 0,254		0,146	0,146	mol

As concentracións serán:

$$[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e = 0,254 \text{ mol SO}_2\text{Cl}_2 / 5,00 \text{ dm}^3 = 0,0508 \text{ mol} / \text{dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = [\text{SO}_2]_e = 0,146 \text{ mol} / 5,00 \text{ dm}^3 = 0,0292 \text{ mol} / \text{dm}^3$$

Supoñendo comportamento ideal para os gases, as presións parciais valerán:

$$p(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{SO}_2\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = [\text{SO}_2\text{Cl}_2] \cdot R \cdot T = 0,0508 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K} = 2,81 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = p(\text{SO}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = [\text{Cl}_2] \cdot R \cdot T = 0,0292 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K} = 1,61 \text{ atm}$$

a) A constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e} = \frac{0,0292 \cdot 0,0292}{0,0580} = 0,0168 \text{ (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

A constante de equilibrio en función das presións é

$$K_p = \frac{p_e(\text{SO}_2) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{SO}_2\text{Cl}_2)} = \frac{[\text{SO}_2]_e \cdot R \cdot T [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{SO}_2]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e} \cdot R \cdot T = K_c \cdot R \cdot T$$

$$K_p = K_c \cdot R \cdot T = 0,0168 \cdot 0,082 \cdot 673 = 0,927 \text{ (presións en atm)}$$

7. Tómanse 30,0 cm³ dunha disolución de HCl de concentración 6,0 mol/dm³ e dilúense con auga ata un volume final de 250 cm³. 25,0 cm³ desta disolución diluída necesitaron 20,0 cm³ dunha disolución de hidróxido de calcio para a súa neutralización.

a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución da base.

b) Nomea e debuxa o material necesario e indica o procedemento empregado para a valoración.

(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: a) $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,45 \text{ mol/dm}^3$.

Solución:

Cálculo de dilución:

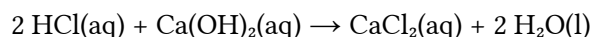
En 30,0 cm³ de disolución de HCl de concentración 6,0 mol/dm³ hai:

$$n(\text{HCl}) = \frac{30,0 \text{ cm}^3 \text{ D} \cdot 6,0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} = 0,18 \text{ mol HCl}$$

Ao disolverse en auga ata 250 cm³ (=0,250 dm³) a concentración da disolución obtida será:

$$[\text{HCl}] = 0,18 \text{ mol HCl} / 0,250 \text{ dm}^3 = 0,72 \text{ mol/dm}^3$$

a) A reacción axustada é



Cálculos: Se se gastaron 25,0 cm³ de disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,72 mol/dm³ a cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 25,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \cdot \frac{0,72 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} = 0,018 \text{ mol HCl}$$

A cantidade de hidróxido de calcio que reacciona é:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,018 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol HCl}} = 9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca}(\text{OH})_2$$

E a concentración da disolución de Ca(OH)₂ é:

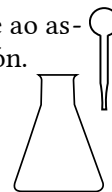
$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{20,0 \text{ cm}^3 \text{ D Ca}(\text{OH})_2} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,45 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2 / \text{dm}^3 \text{ D}$$

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.



Procedemento de valoración: Cunha pipeta de 25 cm³ mídense 25,0 cm³ de disolución de HCl de concentración 0,72 mol/dm³ e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm³. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución non cambia de cor. Énchese unha bureta de 25 cm³ con disolución de Ca(OH)₂ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 19 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de Ca(OH)₂ en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que a cor do contido do erlenmeyer pase a rosa fucsia. Anótase o volume de Ca(OH)₂ gastado (p. ex. 20,5 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con Ca(OH)₂ ata o cero. Mídense outros 25 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. 19,8 cm³). Agora déixase caer o Ca(OH)₂ pinga a pinga mentres se fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

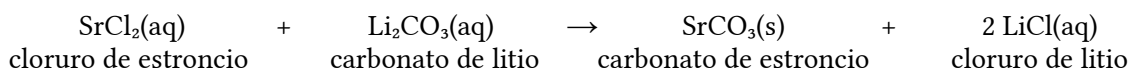
8. Disólvense 3,0 g de SrCl₂ en 25 cm³ de auga e 4,0 g de Li₂CO₃ noutros 25 cm³ de auga. A continuación, mestúranse as dúas disolucións, levándose a cabo a formación dun precipitado do que se obteñen 1,55 g.
- Escrebe a reacción que ten lugar, identificando o precipitado, e calcula o rendemento da mesma.
 - Describe o procedemento que empregaría no laboratorio para separar o precipitado obtido, debuxando a montaxe e o material que precisa empregar.

(A.B.A.U. ord. 22)

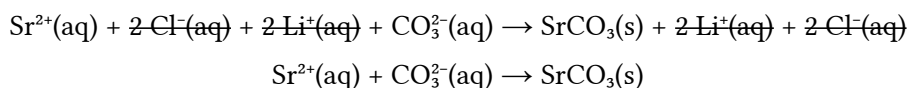
Rta.: Rto. = 56 %.

Solución:

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do carbonato de estroncio:



Cálculo da cantidade de precipitado (tomando 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 calcio.

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:

$$n_0(\text{SrCl}_2) = \frac{3,0 \text{ g SrCl}_2}{159 \text{ g/mol}} = 0,019 \text{ mol SrCl}_2$$

$$n_0(\text{Li}_2\text{CO}_3) = \frac{4,0 \text{ g Li}_2\text{CO}_3}{73,9 \text{ g/mol}} = 0,054 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3$$

Calcúlase a cantidade de carbonato de litio necesaria para reaccionar co cloruro de estroncio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Li}_2\text{CO}_3) = 0,019 \text{ mol SrCl}_2 \frac{1 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol SrCl}_2} = 0,019 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3$$

Como a cantidade necesaria, 0,019 mol, é menor que a inicial, 0,054, o reactivo limitante non é o carbonato de litio, senón o cloruro de estroncio.

Calcúlase a masa de carbonato de estroncio que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m = 0,019 \text{ mol SrCl}_2 \frac{1 \text{ mol Sr}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol SrCl}_2} \frac{148 \text{ g Sr}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Sr}_2\text{CO}_3} = 2,8 \text{ g Sr}_2\text{CO}_3$$

Calcúlase o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 1,55 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

$$Rto. = \frac{1,55 \text{ g SrCO}_3 \text{ obtidos}}{2,8 \text{ g SrCO}_3 \text{ teóricos}} = 0,56 = 56 \%$$

Procedemento

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

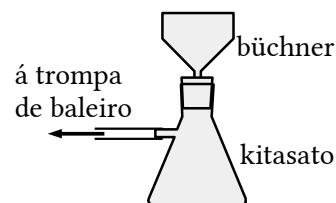
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

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.



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