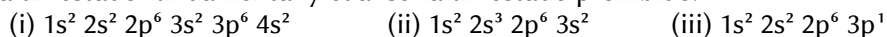


QUÍMICA

El examen consta de 8 preguntas, de las que podrá responder un **MÁXIMO DE 5**, combinadas como quiera. Cada pregunta **vale 2 puntos (1 punto por apartado)**. Si responde más preguntas de las permitidas, **solo se corregirán las 5 primeras respondidas**.

PREGUNTA 1.

1.1. Explique **razonadamente** cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un estado excitado, cuál a un estado fundamental y cuál sería un estado prohibido.



1.2. Justifique el hecho de que la molécula de CO_2 sea apolar mientras que la molécula de H_2O es polar.

PREGUNTA 2.

2.1. Explique **razonadamente** por qué a 1 atm de presión y 25 °C de temperatura, el H_2S es un gas y el H_2O un líquido.

2.2. Escriba la reacción que sucede cuando el 2-metil-1-buteno reacciona con HCl , dando lugar a dos halogenuros de alquilo. Nombre los compuestos obtenidos e indique **razonadamente** si alguno de ellos presenta isomería óptica.

PREGUNTA 3.

3.1. Explique **razonadamente**, escribiendo las correspondientes reacciones, qué sucederá si añadimos limaduras de hierro a una disolución de $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$.

3.2. La ecuación de la velocidad de la siguiente reacción $2 \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ viene dada por la siguiente expresión: $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$. Indique el orden total de la reacción y deduzca las unidades de la constante de la velocidad.

PREGUNTA 4.

Se disuelven 46 g de ácido metanoico, HCOOH , en 10 L de agua, obteniendo una disolución de pH igual a 2,52.

4.1. Calcule el grado de disociación del ácido.

4.2. Determine la constante K_a del ácido y la constante K_b de su base conjugada.

PREGUNTA 5.

La solubilidad del difluoruro de bario (BaF_2) en agua pura a 25 °C es 1,30 g/L. Calcular a dicha temperatura:

5.1. El producto de solubilidad del difluoruro de bario.

5.2. La solubilidad del difluoruro de bario, en moles/L, en una disolución acuosa 1,0 M de cloruro de bario totalmente disociado.

PREGUNTA 6.

En un recipiente cerrado de 5 L, en el que previamente se hizo el vacío, se introducen 0,4 moles de SO_2Cl_2 y se calienta a 400 °C, descomponiéndose según la reacción: $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$.

Cuando se alcanza el equilibrio, se observa que se descompuso el 36,5 % del SO_2Cl_2 inicial. Calcule:

6.1. Las presiones parciales de cada componente de la mezcla en el equilibrio.

6.2. El valor de K_c y K_p a dicha temperatura.

PREGUNTA 7.

Se toman 30,0 mL de una disolución 6,0 M de HCl y se diluyen con agua hasta un volumen final de 250 mL. 25,0 mL de esta disolución diluida necesitaron 20,0 mL de una disolución de hidróxido de calcio para su neutralización.

7.1. Escriba la reacción que tiene lugar y calcule la molaridad de la disolución de la base.

7.2. Nombre y dibuje el material necesario e indique el procedimiento empleado para la valoración.

PREGUNTA 8.

Se disuelven 3,0 g de SrCl_2 en 25 mL de agua y 4,0 g de Li_2CO_3 en otros 25 mL de agua. A continuación, se mezclan las dos disoluciones, llevándose a cabo la formación de un precipitado del que se obtienen 1,55 g.

8.1. Escriba la reacción que tiene lugar, identificando el precipitado, y calcule el rendimiento de la misma.

8.2. Describa el procedimiento que emplearía en el laboratorio para separar el precipitado obtenido, dibujando el montaje y el material que precisa emplear.

Datos: $R = 8,31 \text{ J}/(\text{K} \cdot \text{mol}) = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}/(\text{K} \cdot \text{mol})$; 1 atm = 101,3 kPa; $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

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

Soluciones

1.1. Explica razonadamente cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un estado excitado, cuál a un estado fundamental y cuál 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:

Las configuraciones electrónicas de los estados fundamentales se construyen basándose en los principios de mínima energía, de exclusión de Pauli y la regla de máxima multiplicidad de Hund.

El principio de mínima energía dice que los electrones deben ir ocupando los orbitales en orden creciente de energía. El orden de energía de los orbitales puede verse en el diagrama de Möller, siguiendo el sentido de las flechas de arriba a abajo.

Quedaría:

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

El principio de exclusión de Pauli establece que en un átomo no puede haber dos electrones con los mismos cuatro números cuánticos iguales.

Los tres primeros números cuánticos definen las propiedades del orbital atómico:

n: principal, indica el nivel de energía. Los valores posibles son números enteros:

n = 1, 2, 3...

l: secundario, indica la forma del orbital. Los valores posibles son: **l** = 0, 1, 2..., **n** - 1.

m: magnético, indica la orientación del orbital. Los valores posibles son: **m** = -**l**, -**l** + 1..., -1, 0, 1..., **l** - 1, **l**.

El último número cuántico:

s: spin, indica el sentido de giro del electrón. Los valores posibles son: **s** = + $\frac{1}{2}$ y - $\frac{1}{2}$.

La regla de máxima multiplicidad de Hund dice que los electrones del mismo subnivel tienden a disponerse con sus espines paralelos.

(i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Corresponde a un estado fundamental, ya que cumple los principios de mínima energía y de exclusión de Pauli.

(ii) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$. Es un estado prohibido por el principio de exclusión de Pauli. No puede haber tres electrones en un orbital 2s. Los números cuánticos del orbital 2s serían (2, 0, 0). Como solo existen dos valores posibles del número cuántico de spin, los dos primeros electrones tendrían (2, 0, 0, + $\frac{1}{2}$) y (2, 0, 0, - $\frac{1}{2}$) y el tercer electrón de ese orbital debería repetir los cuatro números cuánticos con uno de los dos primeros electrones, lo que incumpliría el principio de exclusión de Pauli.

(iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$. Es un estado excitado, ya que el estado fundamental tiene la configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, puesto que el orbital 3s es de menor energía que el 3p. El electrón 3s¹ del estado fundamental podría absorber un cuanto de energía para saltar a un orbital 3p, y el átomo se encontraría en un estado excitado.

1.2. Justifica el hecho de que la molécula de CO₂ sea apolar mientras que la molécula de H₂O es polar.

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

Solución:

a) Molécula de agua: H₂O.

La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) supone que los electrones de valencia, junto con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido a que tienen spin contrario, y solo hay que tener en cuenta a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible.

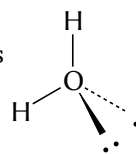
Esta teoría es la que da una justificación más sencilla de los ángulos de enlace. La repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

El átomo central es el de oxígeno, que tiene 6 electrones en su capa de valencia. Su configuración electrónica en el estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$. Dos de estos electrones forman enlaces covalentes con los dos átomos de hidrógeno, mientras que los otros cuatro se distribuyen en dos pares no enlazantes, como se ve en el diagrama electrón-punto de Lewis:



Según la TRPECV, la geometría electrónica de 4 pares de electrones es tetraédrica.

La forma de la molécula se determina de la posición de los átomos (sin tener en cuenta los pares no enlazantes). El átomo de oxígeno está en el centro del tetraedro y los dos átomos de hidrógeno se disponen en dos vértices, y en los otros dos están los dos pares no enlazantes que no «se ven». La forma de la molécula de H_2O es triangular plana.



Como los pares no enlazantes están más cerca del átomo de oxígeno que los pares enlazantes, la repulsión entre cada par no enlazante y los pares enlazantes es mayor que entre los pares enlazantes entre sí, y hará que los átomos de hidrógeno se acerquen un poco. El ángulo es menor de $109,5^\circ$. La molécula de H_2O es triángulo con un ángulo $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ de 105° .



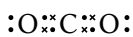
Dióxido de carbono: CO_2 .

El átomo central es el de carbono, que tiene 4 electrones en su capa de valencia.

La configuración electrónica del átomo de carbono ($Z = 6$) en el estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que solo tiene dos electrones desapareados y solo podría formar dos enlaces. Para poder formar cuatro enlaces, tiene que separar («desaparear») los dos electrones $2s^2$, elevando uno de ellos al orbital $2p$ vacío, siendo su configuración excitada: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

El coste de energía de excitación se compensa con la energía de los enlaces que se van a formar.

Dos de estos electrones forman enlaces covalentes σ con los dos átomos de oxígeno, mientras que los otros dos forman enlaces π con esos mismos átomos, como se ve en el diagrama electrón-punto de Lewis:



Según la TRPECV, los enlaces π no se tienen en cuenta y la geometría electrónica de 2 pares de electrones es lineal. La molécula de CO_2 es lineal con un ángulo $\text{O}-\text{C}-\text{O}$ de 180° .

2.1 Explica razonadamente por qué a 1 atm de presión y 25°C de temperatura, el H_2S es un gas y el H_2O un líquido.

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

Solución:

Se consideran tres tipos de fuerzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo y puentes de hidrógeno.

- Las fuerzas de dispersión o de Van der Waals están presentes en todos los compuestos covalentes. En principio son las más débiles, pero aumentan considerablemente con la masa molecular del compuesto.
- Las siguientes en intensidad son las fuerzas dipolo-dipolo. Aparecen en compuestos que tengan moléculas con momento dipolar. Para que haya momento dipolar en uno enlace debe haber una diferencia de electronegatividad entre los átomos que une. Además, las moléculas deben tener una asimetría que permita que los vectores momento dipolar de los enlaces no se anulen.
- Las de mayor intensidad son los llamados puentes de hidrógeno o enlaces de hidrógeno. Las presentan moléculas que contienen átomos pequeños (del segundo período) muy electronegativos (N, O y F) unidos a átomos de hidrógeno.

Las moléculas de agua están unidas por puentes de hidrógeno que son fuerzas de mayor intensidad que las de dipolo-dipolo (que también están presentes en el agua) y que las de Van der Waals, ya que contienen átomos de hidrógeno unidos a un elemento electronegativo del segundo período (el oxígeno) y la molécula de agua es polar.

La molécula de sulfuro de hidrógeno no cumple el requisito para presentar puentes de hidrógeno, porque el azufre tiene un radio atómico más grande y el momento dipolar de la molécula es menor que el del agua porque el azufre es menos electronegativo que el oxígeno. Aunque la masa molar del H_2S es mayor que la del H_2O , el mayor valor de las fuerzas de dispersión no compensa la intensidad de la fuerza de los enlaces de hidrógeno.

Como las fuerzas intermoleculares del agua son mucho más intensas que las del sulfuro de hidrógeno, su temperatura de ebullición es más alta.

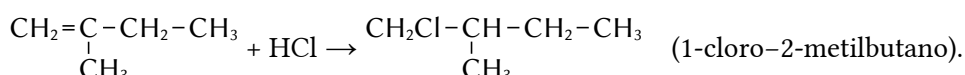
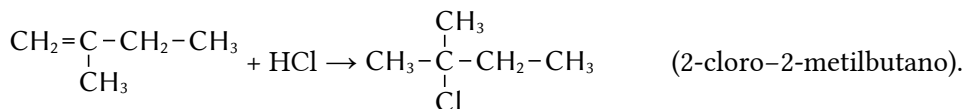
Eso permite entender por qué, a 1 atm de presión y 25 °C de temperatura, el H₂S es un gas y el H₂O un líquido.

- 2.2 Escribe la reacción que sucede cuando el 2-metil-1-buteno reacciona con HCl, dando lugar a dos halogenuros de alquilo. Nombra los compuestos obtenidos e indica razonadamente si alguno de ellos presenta isomería óptica.

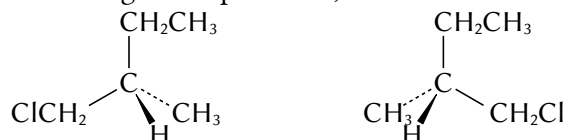
(A.B.A.U. ord. 22)

Solución:

Son reacciones de adición



El 1-cloro-2-metilbutano tiene isomería óptica porque el carbono 2 es asimétrico. Está unido a cuatro grupos distintos: hidrógeno (-H), etilo (-CH₂-CH₃), clorometilo (-CH₂Cl) y metilo (-CH₃). Tiene dos isómeros ópticos que son imágenes especulares, llamados enantiómeros.



- 3.1. Explica razonadamente, escribiendo las correspondientes reacciones, qué sucederá si añadimos limaduras de hierro a una 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:

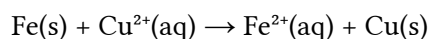
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

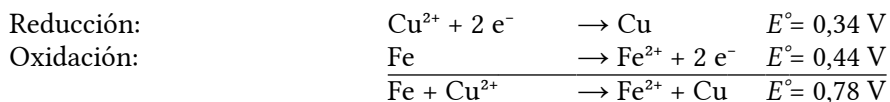
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

Como ΔG y E son de signos contrarios, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo: $E > 0$.

Para la reacción:



Las semirreacciones son:



El potencial de la reacción global sale positivo, por tanto, el proceso será espontáneo. El hierro se oxidará a ion Fe²⁺ y el ion Cu²⁺ se depositará como cobre metálico.

- 3.2. La ecuación de la velocidad de la siguiente reacción $2 \text{NO(g)} + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O(g)}$ viene dada por la siguiente expresión: $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$. Indica el orden total de la reacción y deduce las unidades de la constante de la velocidad.

**Solución:**

La ecuación de velocidad es:

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

El orden total de reacción es la suma de los exponentes: $2 + 1 = 3$.

Como las unidades de la velocidad de reacción son $[v]$ mol/dm³/s, las unidades de la constante de velocidad 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. Se disuelven 46 g de ácido metanoico, HCOOH, en 10 L de agua, obteniendo una disolución de pH igual a 2,52.



a) Calcula el grado de disociación del ácido.



b) Determina la constante K_a del ácido y la constante K_b de su base conjugada.



(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 de su base conjugada.

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

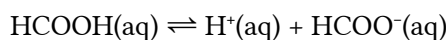
$$2,52 = -\log[\text{H}^+]$$

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

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 $[\text{HCOO}^-]_e$

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

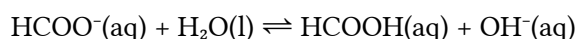
Escribiendo en una tabla las concentraciones de cada especie:

		HCOOH	\rightleftharpoons	H^+	HCOO^-	
$[\text{X}]_0$	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. La solubilidad del fluoruro de bario en agua pura a 25 °C es 1,30 g/dm³. Calcula a dicha temperatura:

- El producto de solubilidad del fluoruro de bario.
- La solubilidad del fluoruro de bario, en mol/dm³, en una 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

Solubilidad del BaF₂

Concentración de la disolución del BaCl₂

Masa molar del fluoruro de bario

Cifras significativas: 3

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

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

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

Incógnitas

Producto de solubilidad del BaF₂

K_s

Solubilidad del BaF₂ en BaCl₂ 1 mol/dm³

s_2

Otros símbolos

Concentración (mol/dm³) en de BaF₂ en agua

s

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/dm³)

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

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

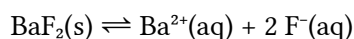
$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) La solubilidad del fluoruro de bario es:

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

El equilibrio de solubilidad es

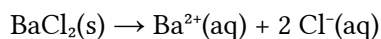


		BaF ₂	\rightleftharpoons	Ba ²⁺	2 F ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	$2s$	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

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

b) Se supone que la concentración de cloruro de bario tiene tres cifras significativas. El cloruro de bario estará totalmente dissociado.



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

		BaF ₂	\rightleftharpoons	Ba ²⁺	2 F ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			1,00	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s_2	\rightarrow	s_2	$2s_2$	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			$1,00 + s_2$	$2s_2$	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

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

En primera aproximación, podemos considerar despreciable s_2 frente a 1,00, ($s_2 \ll 1,00$). Entonces:

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

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

que es despreciable.

Si se quiere, se puede calcular la solubilidad en g/dm³, que sería

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

Análisis: Se ve que la solubilidad en BaCl₂, $s_2 = 6,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ es menor que la solubilidad en agua, $s_1 = 0,00741 \text{ mol/dm}^3$, debido al efecto del ion común Ba²⁺.

6. En un recipiente cerrado de 5 dm³, en el que previamente se hizo el vacío, se introducen 0,4 moles de SO₂Cl₂ y se calienta a 400 °C, descomponiéndose según la reacción: SO₂Cl₂(g) ⇌ SO₂(g) + Cl₂(g). Cuando se alcanza el equilibrio, se observa que se descompuso el 36,5 % del SO₂Cl₂ inicial. Calcula:
- Las presiones parciales de cada componente de la mezcla en el equilibrio.
 - El valor de K_c y K_p a dicha 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.

7. Se toman 30,0 cm³ de una disolución de HCl de concentración 6,0 mol/dm³ y se diluyen con agua hasta un volumen final de 250 cm³. 25,0 cm³ de esta disolución diluida necesitaron 20,0 cm³ de una disolución de hidróxido de calcio para su neutralización.
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula la concentración molar de la disolución de la base.
 - Nombra y dibuja el material necesario e indica el procedimiento empleado para la valoración.
- (A.B.A.U. ord. 22)
- Rta.:** a) [Ca(OH)₂] = 0,45 mol/dm³.

Solución:

Cálculo de dilución:

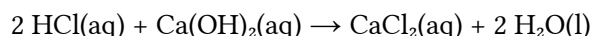
En 30,0 cm³ de disolución de HCl de concentración 6,0 mol/dm³ hay:

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

Al disolverse en agua hasta 250 cm³ (=0,250 dm³) la concentración de la disolución obtenida será:

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

a) La reacción ajustada es



Cálculos: Si se gastaron 25,0 cm³ de disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,72 mol/dm³, la cantidad de ácido clorhídrico que reacciona es:

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

La cantidad de hidróxido de calcio que reacciona es:

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

Y la concentración de la disolución de Ca(OH)₂ es:

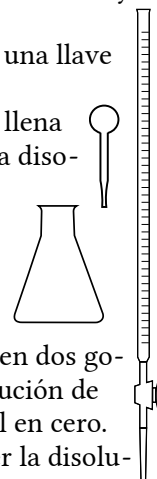
$$[\text{Ca(OH)}_2] = \frac{9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca(OH)}_2}{20,0 \text{ cm}^3 \text{ D Ca(OH)}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,45 \text{ mol Ca(OH)}_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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.

La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.

La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser graduado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.

El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.



Procedimiento de valoración: Con una pipeta de 25 cm³ se miden 25,0 cm³ de disolución de HCl de concentración 0,72 mol/dm³ y se vierten en un matraz erlenmeyer de 100 cm³. Se añaden dos gotas de fenolftaleína y la disolución no cambia de color. Se llena una bureta de 25 cm³ con disolución de Ca(OH)₂ por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 19 cm³ sobre el erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolu-

ción de Ca(OH)_2 en pequeños chorros mientras se imprime un movimiento circular al erlenmeyer hasta que el color del contenido del erlenmeyer pase a rosa fucsia. Se anota el volumen de Ca(OH)_2 gastado (p. ej. $20,5 \text{ cm}^3$) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con Ca(OH)_2 hasta el cero. Se miden otros 25 cm^3 de HCl con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de fenolftaleína. Se coloca el erlenmeyer bajo a bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. $19,8 \text{ cm}^3$). Ahora se deja caer el Ca(OH)_2 gota a gota mientras se hace rotar al erlenmeyer, hasta que el indicador vire de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

8. Se disuelven $3,0 \text{ g}$ de SrCl_2 en 25 cm^3 de agua y $4,0 \text{ g}$ de Li_2CO_3 en otros 25 cm^3 de agua. A continuación, se mezclan las dos disoluciones, llevándose a cabo la formación de un precipitado del que se obtienen $1,55 \text{ g}$.
- Escribe la reacción que tiene lugar, identificando el precipitado, y calcula el rendimiento de la misma.
 - Describe el procedimiento que emplearía en el laboratorio para separar el precipitado obtenido, dibujando el montaje y el material que precisa emplear.

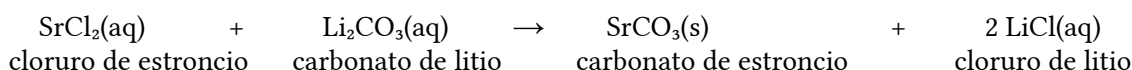
(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: Rto. = 56 %.

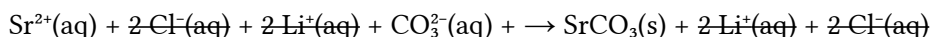
Solución:

Se obtiene un precipitado de carbonato de estroncio.

La reacción de precipitación es:



Si solo escribimos la reacción iónica que tiene lugar, será:



Cálculo de la cantidad de precipitado (tomando 2 cifras significativas)

Se calcula la masa de sulfato de bario que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de bario y sulfato de calcio.

Cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

Como reaccionan mol a mol, la cantidad de carbonato de litio necesaria para reaccionar con el cloruro de estroncio es:

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

Cómo hay $0,054 \text{ mol}$, más de los necesarios, el reactivo limitante es el cloruro de estroncio.

La masa teórica de precipitado sería:

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

Como la masa de precipitado fue de $1,55 \text{ g}$, el rendimiento de la reacción valdrá:

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

Procedimiento

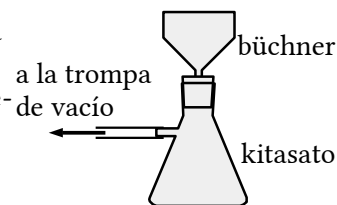
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre un matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato a una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desencaja el embudo y se cierra la llave.

Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.



Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) u [OpenOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM)

Se consultó el chat de BING y se usaron algunas respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 19/07/23