

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

PREGUNTA 1. [2 puntos (1 punto por apartado)].

1.1. Ordene los siguientes elementos **razonadamente** en orden creciente del potencial de ionización: C, Be, K, N y F.

1.2. Comente **razonadamente** cuáles de las siguientes especies conducen la corriente eléctrica: un hilo de Cu, un cristal de LiF y una disolución acuosa de NaCl.

PREGUNTA 2. [2 puntos (1 punto por apartado)].

2.1. En base a la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia justifique la geometría electrónica y molecular del H_2Se , y discuta razonadamente si tiene o no momento dipolar.

2.2. Sabiendo que la molécula de H_2O tiene geometría electrónica tetraédrica y molecular angular: prediga razonadamente el valor del ángulo de enlace, indique qué orbitales híbridos empleará el átomo de oxígeno para formar los enlaces en la molécula, indicando cómo se forman dichos orbitales híbridos.

PREGUNTA 3. [2 puntos (1 punto por apartado)].

3.1. Nombre los siguientes compuestos y razone si alguno de ellos presenta isomería geométrica.



3.2. Explique razonadamente qué sucederá si introducimos una vara de Zn en una disolución 1,0 M de nitrato de cobre (II).

PREGUNTA 4. [2 puntos (1 punto por apartado)].

Se prepara una disolución acuosa de ácido cianhídrico, HCN, disolviendo 0,67 g del ácido en un volumen final de disolución de 500 mL. Si el pH de la disolución resultante es de 4,9, calcule:

4.1. El valor del grado de ionización del ácido.

4.2. El valor de la constante del ácido (K_a) y el valor de la constante de su base conjugada (K_b).

PREGUNTA 5. [2 puntos (1 punto por apartado)].

Se prepara una disolución saturada de hidróxido de bario en agua a 25 °C, alcanzándose un valor de pH = 11.

5.1. Calcule la cantidad máxima en g de hidróxido de bario que se puede disolver en 2 L de agua.

5.2. Determine el valor del producto de solubilidad y discuta razonadamente cómo afectará a la solubilidad del hidróxido de bario la adición de BaCl_2 , considerando que esta sal está completamente disociada.

PREGUNTA 6. [2 puntos (1 punto por apartado)].

Se introducen en un reactor 0,5 moles de $\text{SbCl}_5(\text{g})$ a 25 °C, y tras alcanzar el siguiente equilibrio, $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, se obtienen 0,15 moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$, siendo la presión total de 3 atm. Calcule:

6.1. La presión parcial de cada gas en el equilibrio.

6.2. El valor de K_p y K_c .

PREGUNTA 7. [2 puntos (1 punto por apartado)].

En un laboratorio se dispone de una disolución acuosa de 100 mL de HCl 2,0 M y otra de 100 mL de NaOH 2,0 M.

7.1. Calcule el valor de la entalpía de neutralización expresado en kJ/mol, cuando se mezclan ambas disoluciones, sabiendo que el incremento de temperatura que se produce es de 12 °C. Datos: Considere despreciable la capacidad calorífica del calorímetro: calor específico(mezcla) = calor específico(agua) = 4,18 J/g °C; densidades de las disoluciones del ácido y de la base = 1,0 g/mL.

7.2. Describa el procedimiento que se debe llevar a cabo indicando el material necesario para determinar la entalpía de neutralización.

PREGUNTA 8. [2 puntos (1 punto por apartado)].

Se mezclan 40 mL de una disolución 0,1 M de cloruro potásico con 30 mL de otra disolución 0,1 M de nitrato de plomo(II), y se obtienen 0,48 g de un precipitado de cloruro de plomo(II) de color blanco.

8.1. Escriba la reacción completa que tiene lugar y calcule el porcentaje de rendimiento de la reacción.

8.2. Explique el procedimiento que emplearía para separar el precipitado formado mediante una filtración a vacío, indicando el material a emplear y dibujando el montaje a utilizar.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$; $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$;
 $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

Soluciones

- 1.1 Ordena los siguientes elementos razonadamente en orden creciente del potencial de ionización: C, Be, K, N y F.

(A.B.A.U. extr. 24)

Solución:

a) Las configuraciones electrónicas de los elementos son:

C ($Z = 6$): $1s^2 2s^2 2p^2$

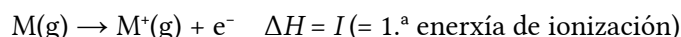
Be ($Z = 4$): $1s^2 2s^2$

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

N ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 2p^3$

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

La primera energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo a un mol de elemento en estado gaseoso y fundamental



Es una propiedad periódica. En la tabla periódica aumenta, en un período, hacia la derecha, y en un grupo, hacia arriba, debido a la disminución del radio atómico.

C, Be, N y F se encuentran en el segundo período, estando situados en la orden Be, C, N y F. Por lo tanto, sus energías de ionización estarán ordenadas:

$$I(\text{Be}) < I(\text{C}) < I(\text{N}) < I(\text{F})$$

El potasio se encuentra en el tercer período, por lo que su energía de ionización será más baja que la del berilio.

El orden creciente sería:

$$I(\text{K}) < I(\text{Be}) < I(\text{C}) < I(\text{N}) < I(\text{F})$$

- 1.2 Comenta razonadamente cuáles de las siguientes especies conducen la corriente eléctrica:

a) Un hilo de Cu.

b) Un cristal de LiF.

c) Una disolución acuosa de NaCl.

(A.B.A.U. extr. 24)

Solución:

Conducen la corriente eléctrica: a) un hilo de cobre, y c) una disolución acuosa de cloruro de sodio.

El cobre es un metal y un buen conductor porque sus electrones pueden moverse libremente cuando son sometidos a una diferencia de potencial.

Cuando el cloruro de sodio se disuelve en agua, los iones Na^+ y Cl^- se separan de la estructura cristalina y quedan libres en la disolución, permitiendo que la corriente eléctrica pase a través de ella.

Un cristal de fluoruro de litio no conduce corriente eléctrica porque los cristales iónicos, como el LiF, están formados por iones que están, dentro de una red cristalina, en posiciones fijas que necesitan una energía muy alta para poder abandonarla.

- 2.1 En base a la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia justifique la geometría electrónica y molecular del H_2Se , y discuta razonadamente si tiene o no momento dipolar.

(A.B.A.U. extr. 24)

Solución:

En la teoría de la hibridación, los orbitales s , p_x , p_y y p_z , soluciones de la ecuación de onda para determinadas condiciones regidas por los números cuánticos n , l es m , pueden ser sustituidos por ciertas combinaciones lineales de ellas llamadas orbitales híbridos.

Combinando los orbitales s y p se pueden formar tres tipos de orbitales híbridos:

- 2 orbitales sp, formados por la hibridación del orbital s y un orbital p. Están dirigidos en sentidos opuestos de una línea recta, formando un ángulo de 180° .

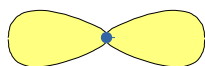
(Quedan dos orbitales p sin hibridar, que podrían formar parte de los enlaces π).

- 3 orbitales sp^2 , formados por la hibridación del orbital s y dos orbitales p. Están dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero, formando ángulos de 120° .

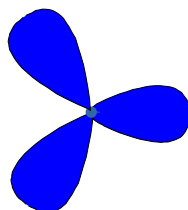
(Queda un orbital p sin hibridar que podría ser parte de un enlace π).

- 4 orbitales sp^3 , formados por la hibridación del orbital s y los tres orbitales p. Están dirigidos hacia los vértices de un tetraedro, formando ángulos de $109,5^\circ$.

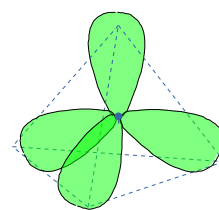
2 híbridos sp



3 híbridos sp^2



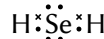
4 híbridos sp^3



Molécula de seleniuro de hidrógeno: H_2Se .

El átomo central es el de azufre, que tiene seis electrones en la capa de valencia. La configuración electrónica del átomo de azufre ($Z = 16$) en el estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Los electrones en el orbital 3p están distribuidos en: $3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$.

Los dos electrones desapareados forman dos enlaces, cada uno con el electrón de un átomo de hidrógeno, como se ve en el diagrama electrón-punto de Lewis:



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

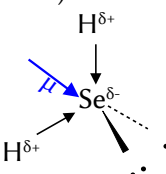
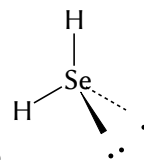
La molécula es triangular plana, con un ángulo H–Se–H menor que lo de $109,5^\circ$ de un tetraedro, porque a repulsión entre los pares no enlazantes, que están más cerca del átomo de selenio, es mayor que la que hay entre los pares de enlace.

(La [consulta en la wikipedia](#) del ángulo da 91° , que es bastante más bajo del que se podría suponer).

La electronegatividad mide la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí el par de electrones del enlace y la resistencia a dejarlos marchar.

El átomo de selenio es más electronegativo que el átomo de hidrógeno porque es un no metal con tendencia a ganar electrones. En cada enlace H–Se existe un momento dipolar de enlace $H^{\delta+} \rightarrow Se^{\delta-}$, que se representa por un vector. La resultante de los dos vectores momento dipolar está dirigida hacia el átomo de selenio.

(La [consulta por internet](#) dice que el momento dipolar es muy pequeño y que, dado que el criterio para decir que una sustancia es apolar es que a diferencia de electronegatividad sea menor que 0,5, en este caso $\chi(H) = 2,2$ y $\chi(Se) = 2,55$, el enlace H–Se podría considerarse apolar. Al no disponer de estos datos, no se puede prever esta solución).



2.2 Sabiendo que la molécula de H_2O tiene geometría electrónica tetraédrica y molecular angular: predí razonadamente el valor del ángulo de enlace, indica qué orbitales híbridos empleará el átomo de oxígeno para formar los enlaces en la molécula, indicando cómo se forman dichos orbitales híbridos.

(A.B.A.U. extr. 24)

Solución:

b)

En la teoría de la hibridación, los orbitales s, p_x , p_y y p_z , soluciones de la ecuación de onda para determinadas condiciones regidas por los números cuánticos n , l es m , pueden ser sustituidos por ciertas combinaciones lineales de ellas llamadas orbitales híbridos.

Combinando los orbitales s y p se pueden formar tres tipos de orbitales híbridos:

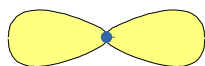
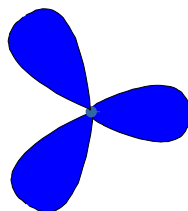
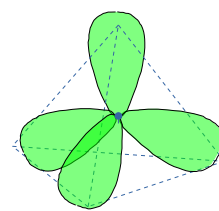
- 2 orbitales sp, formados por la hibridación del orbital s y un orbital p. Están dirigidos en sentidos opuestos de una línea recta, formando un ángulo de 180° .

(Quedan dos orbitales p sin hibridar, que podrían formar parte de los enlaces π).

- 3 orbitales sp^2 , formados por la hibridación del orbital s y dos orbitales p . Están dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero, formando ángulos de 120° .

(Queda un orbital p sin hibridar que podría ser parte de un enlace π).

- 4 orbitales sp^3 , formados por la hibridación del orbital s y los tres orbitales p. Están dirigidos hacia los vértices de un tetraedro, formando ángulos de $109,5^\circ$.

2 híbridos sp 3 híbridos sp^2 4 híbridos sp^3 

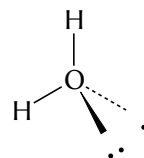
Molécula de agua: H_2O .

La configuración electrónica del átomo de oxígeno ($Z = 8$) en el estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p^4$. Los electrones en el orbital $2p$ están distribuidos en: $2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$.

Al tener dos electrones desapareados, puede formar dos enlaces. Para eso, el orbital $2s$ se hibrida con los orbitales $2p$, dando lugar a cuatro orbitales híbridos sp^3 , que se disponen hacia los vértices de un tetraedro.

Al compartir cada uno de los dos electrones desapareados que ocupan dos de estos orbitales híbridos, con un electrón desapareado de un átomo de hidrógeno, se forma la molécula de H_2O . Aunque la distribución de pares de electrones es tetraédrica, como los pares no enlazantes «no se ven», la disposición de los átomos H-O-H es triangular plana.

- a) El ángulo H-O-H es menor que el de $109,5^\circ$ de un tetraedro, porque la repulsión entre los pares no enlazantes, que están más cerca del átomo de oxígeno, es mayor que la que hay entre los pares de enlace, lo que hace que los átomos de hidrógeno se acerquen entre sí.
Los libros de texto dicen que el ángulo es de $104,5^\circ$.



3.1 Nombra los siguientes compuestos y razone si alguno de ellos presenta isomería geométrica.

- a) $CH_3-C(=O)-NH_2$ b) $OH-C(=O)-CH=CH-C(=O)-OH$ c) $H_3C-NH-CH_2-CH_3$ d) $HO-CH_2-\overset{Cl}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

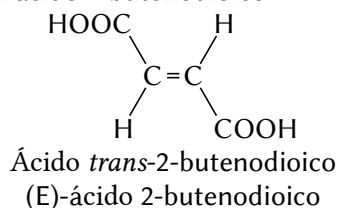
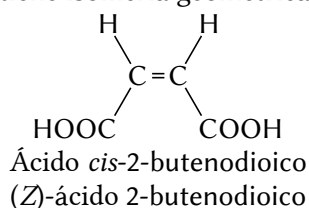
(A.B.A.U. extr. 24)

Solución:

- a) $CH_3-C(=O)-NH_2$: etanamida
b) $OH-C(=O)-CH=CH-C(=O)-OH$: ácido 2-butenodioico
c) $H_3C-NH-CH_2-CH_3$: etilmetilamina
d) $HO-CH_2-\overset{Cl}{\underset{|}{CH}}-CH_3$: 2-cloropropan-1-ol

Un compuesto tendrá isomería geométrica (cis-trans), si tiene por lo menos un doble enlace en el que los grupos unidos a cada carbono del doble enlace sean distintos.

El único compuesto que tiene isomería geométrica es el ácido 2-butenodioico:



3.2 Explica razonadamente qué sucederá si introducimos una vara de Zn en una disolución de concentración $1,0 \text{ mol/dm}^3$ de nitrato de cobre (II).

Datos: $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ V}$.

(A.B.A.U. extr. 24)

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: $E > 0$.

Los datos de los potenciales de reducción se pueden combinar para una oxidación-reducción:

Oxidación:	$\text{Zn} - 2 \text{e}^-$	$\rightarrow \text{Zn}^{2+}$	$E^\circ = +0,76 \text{ V}$
Reducción:	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightarrow \text{Cu}$	$E^\circ = +0,34 \text{ V}$
Reacción global	$\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}$	$\rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$	$E^\circ = 1,10 \text{ V}$

El potencial de la reacción global sale positivo, por tanto, el proceso será espontáneo. El cinc se oxidará a ion Zn^{2+} y el ion Cu^{2+} se depositará como cobre metálico.

En un principio el cobre metálico se depositará sobre la barra de zinc, mientras el zinc se va disolviendo. La disolución irá aumentando en iones zinc y disminuyendo en iones cobre(II). Si el tiempo y las cantidades lo permiten, la barra de cinc desaparecerá y quedará en el fondo del recipiente un depósito de polvo de cobre.

4. Se prepara una disolución acuosa de ácido cianhídrico, HCN, disolviendo 0,67 g del ácido en un volumen final de disolución de 500 mL. Si el pH de la disolución resultante es de 4,9, calcule:

- a) El valor del grado de ionización del ácido.
b) El valor de la constante del ácido (K_a) y el valor de la constante de su base conjugada (K_b).

(A.B.A.U. extr. 24)

Rta.: a) $\alpha = 0,0254 \%$; b) $K_a = 3,20 \cdot 10^{-9}$; $K_b = 3,13 \cdot 10^{-6}$.

Datos

Masa de ácido cianhídrico

Volumen de disolución

pH de la disolución

Masa molar del ácido cianhídrico

Cifras significativas: 3

$m(\text{HCN}) = 0,670 \text{ g}$

$V = 500 \text{ cm}^3 = 0,500 \text{ dm}^3$

$\text{pH} = 4,90$

$M(\text{HCN}) = 27,0 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Grado de disociación

α

Constante de acidez del ácido cianhídrico

K_a

Constante de basicidad de su base conjugada.

K_b

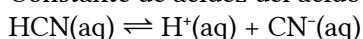
Otros símbolos

Concentración de la sustancia X

$[X]$

Ecuaciones

Constante de acidez del ácido cianhídrico:



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

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

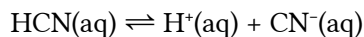
$$4,90 = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-4,90} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

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

$$[\text{HCN}]_0 = \frac{n(\text{HCN})}{V} = \frac{0,670 \text{ g HCN}}{0,500 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCN}}{27,0 \text{ g HCN}} = 0,049 \text{ mol HCN/dm}^3 \text{ D}$$

De la estequiometría de la reacción de disociación:



se deduce que la concentración de ácido cianhídrico disociado $[\text{HCN}]_d$ es la misma que la de los iones hidrógeno producidos $[\text{H}^+]_e$ y la de los iones cianuro $[\text{CN}^-]_e$

$$[\text{HCN}]_d = [\text{H}^+]_e = [\text{CN}^-]_e = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

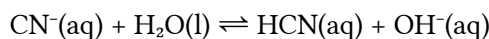
Escribiendo en una tabla las concentraciones de cada especie:

		HCN	\rightleftharpoons	H^+	CN^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,0496		≈ 0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada o formada	$1,3 \cdot 10^{-5}$	\rightarrow	$1,3 \cdot 10^{-5}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración en el equilibrio	$0,0496 - 1,3 \cdot 10^{-5} = 0,0496$		$1,3 \cdot 10^{-5}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	mol/dm ³

La constante de acidez K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCN}]_e} = \frac{1,3 \cdot 10^{-5} \cdot 1,3 \cdot 10^{-5}}{0,0496} = 3,2 \cdot 10^{-9}$$

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



La constante de basicidad de su base conjugada es:

$$K_b = \frac{[\text{HCN}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{CN}^-]_e}$$

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

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

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-9}} = 3,1 \cdot 10^{-6}$$

b) El grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{[\text{s}]_d}{[\text{s}]_0} = \frac{1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3}{0,0496 \text{ mol/dm}^3} = 2,5 \cdot 10^{-4} = 0,025 \%$$

5. Se prepara una disolución saturada de hidróxido de bario en agua a 25 °C, alcanzándose un valor de pH = 11.

- Calcula la cantidad máxima en g de hidróxido de bario que se puede disolver en 2 dm³ de agua.
- Determina el valor del producto de solubilidad y discute razonadamente cómo afectará a la solubilidad del hidróxido de bario la adición de BaCl₂, considerando que esta sal está completamente disociada.

(A.B.A.U. extr. 24)

Rta.: a) $m = 0,171 \text{ g}$; b) $K_s = 5,00 \cdot 10^{-10}$.

Datos

pH de la disolución de hidróxido de bario

Volumen de agua

Masa molar del hidróxido de bario

Cifras significativas: 3

pH = 11,0

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

$M(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 171 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Masa de hidróxido de bario que se puede disolver en 2 dm³ de agua. m

Producto de solubilidad del Ba(OH)₂ K_s

Ecuaciones

Cantidad (número de moles) $n = m / M$

Concentración molar (mol/dm³) $s = n / V = s' / M$

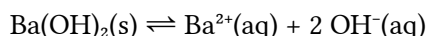
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$ $K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) Cuando el pH = 11,0, el pOH = 14,0 – 11,0 = 3,0, y la concentración de iones hidróxido vale:

$$[OH^-]_b = 10^{-pOH} = 10^{-3,0} = 0,0010 \text{ mol/dm}^3$$

El equilibrio de solubilidad es:



Se calcula la concentración de hidróxido de bario que produjo ese pH:

$$[Ba(OH)_2] = [OH^-] / 2 = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Se calcula la cantidad de hidróxido de bario que hay en 2,00 dm³ de disolución:

$$n(Ba(OH)_2) = 2,00 \text{ [dm}^3] \cdot 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ [mol/dm}^3] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba(OH)}_2$$

Se calcula la masa de hidróxido de bario:

$$m(Ba(OH)_2) = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba(OH)}_2 \cdot 171 \text{ g/mol} = 0,171 \text{ g Ba(OH)}_2$$

b) La concentración de iones bario es la mitad de la de iones hidróxido.

$$[Ba^{2+}] = [OH^-] / 2 = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Se calcula la constante de equilibrio K_s :

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [OH^-]_e^2 = 0,00050 \cdot (0,0010)^2 = 5,0 \cdot 10^{-10}$$

Análisis: Buscando contrastar este resultado con el real, encuentro que el hidróxido de bario es un compuesto relativamente soluble con un [producto de solubilidad](#) de la orden de $3 \cdot 10^{-4}$. Parece que el dato del problema es un error, aunque fue propuesto [un ejercicio con el incluso dato en la prueba de EVAU de Madrid en 2020](#).

Dando por supuesto que el resultado obtenido es el correcto, la adición de BaCl₂, considerando que esta sal está completamente disociada, disminuye la solubilidad del hidróxido de bario, por efecto del ion común. Al añadir a una disolución de hidróxido de bario en equilibrio una cantidad de cloruro de bario, que se disuelve totalmente, el equilibrio se desplaza, siguiendo la ley de Lee Chatelier, en el sentido de consumir lo ión bario extra y de formar mayor cantidad de precipitado de hidróxido de bario, dejando menos iones bario en la disolución.

6. Se introducen en un reactor 0,5 moles de SbCl₅(g) a 25 °C, y tras alcanzar el siguiente equilibrio, SbCl₅(g) \rightleftharpoons SbCl₃(g) + Cl₂(g), se obtienen 0,15 moles de Cl₂(g), siendo la presión total de 3 atm. Calcula:

- a) La presión parcial de cada gas en el equilibrio.
b) El valor de K_p y K_c .

(A.B.A.U. extr. 24)

Rta.: a) $p(SbCl_5)_e = 1,62 \text{ atm}$; $p(SbCl_3)_e = p(Cl_2)_e = 0,692 \text{ atm}$; b) $K_c = 0,0121$; $K_p = 0,297$.

Datos

Cantidad inicial de PCl₅

Temperatura

Cantidad de Cl₂ en el equilibrio

Cifras significativas: 3

$n_0(SbCl_5) = 0,500 \text{ mol}$

$t = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$

$n_e(Cl_2) = 0,150 \text{ mol}$

Datos

Presión total en el equilibrio
 Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$p = 3,00 \text{ atm}$
 $R = 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Incógnitas

Presiones parciales de cada especie en el equilibrio
 Constantes de equilibrio

$p(\text{SbCl}_5), p(\text{SbCl}_3), p(\text{Cl}_2)$
 K_c, K_p

Otros símbolos

Cantidad de la sustancia A en el equilibrio

$n_e(\text{A})$

Ecuaciones

Fracción molar de la sustancia A
 Presión parcial de la sustancia A

$x(\text{A}) = n(\text{A}) / n_t$
 $p(\text{A}) = x(\text{A}) \cdot p_t$

Constantes del 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) La ecuación de disociación es:



Se llama x a la cantidad de PCl_5 disociada. Por la estequiometría de la reacción,

		SbCl_5	\rightleftharpoons	SbCl_3	Cl_2	
Cantidad inicial	n_0	0,500		0	0	mol
Cantidad que reacciona o si forma	n_r	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e				0,150	mol

La cantidad de gas cloro que hay en el equilibrio es la que se formó: $x = 0,150 \text{ mol}$ disociados.
 Por lo tanto, las cantidades en el equilibrio serán:

$$n_e(\text{SbCl}_5) = 0,500 - x = 0,500 - 0,150 = 0,350 \text{ mol SbCl}_5 \text{ en el equilibrio}$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{SbCl}_3) = x = 0,150 \text{ mol}$$

La cantidad total de gas en el equilibrio es la suma:

$$n_{e \text{ t}} = 0,350 + 0,150 + 0,150 = 0,650 \text{ mol}$$

Para calcular las presiones parciales en el equilibrio se calculan primero las fracciones molares:

$$x(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2)}{n_t} = \frac{0,150 [\text{mol Cl}_2]}{0,650 [\text{mol total}]} = 0,231$$

$$x_e(\text{SbCl}_3) = x_e(\text{Cl}_2) = 0,231$$

$$x_e(\text{SbCl}_5) = 1 - x_e(\text{Cl}_2) - x_e(\text{SbCl}_3) = 1 - 0,231 - 0,231 = 0,538$$

Las presiones parciales en el equilibrio serán:

$$p(\text{SbCl}_5)_e = 0,538 \cdot 3,00 [\text{atm}] = 1,62 \text{ atm}$$

$$, p(\text{SbCl}_3)_e = p(\text{Cl}_2)_e = 0,231 \cdot 3,00 [\text{atm}] = 0,692 \text{ atm}$$

b) La constante de equilibrio en función de las concentraciones es

$$K_p = \frac{p_e(\text{SbCl}_3) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{SbCl}_5)} = \frac{0,692 \cdot 0,692}{1,62} = 0,297 \text{ (presiones en atm)}$$

La constante de equilibrio en función de las presiones se puede escribir en relación con el constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_p = \frac{p_e(\text{SbCl}_3) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{SbCl}_5)} = \frac{[\text{SbCl}_3]_e \cdot R \cdot T [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{SbCl}_5]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{SbCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{SbCl}_5]_e} \cdot R \cdot T = K_c \cdot R \cdot T$$

$$K_c = \frac{K_p}{R \cdot T} = \frac{0,297}{0,082 \cdot 298} = 0,012 \quad (\text{concentraciones en mol/dm}^3)$$

7. En un laboratorio se dispone de una disolución acuosa de 100 cm³ de HCl de concentración 2,0 mol/dm³ y otra de 100 cm³ de NaOH de concentración 2,0 mol/dm³.

- Calcula el valor de la entalpía de neutralización expresado en kJ/mol, cuando se mezclan ambas disoluciones, sabiendo que el incremento de temperatura que se produce es de 12 °C.
- Describe el procedimiento que se debe llevar a cabo indicando el material necesario para determinar la entalpía de neutralización.

Datos: Considera despreciable la capacidad calorífica del calorímetro: calor específico(mezcla) = calor específico(agua) = 4,18 J/g °C; densidades de las disoluciones del ácido y de la base = 1,0 g/cm³.

(A.B.A.U. extr. 24)

Rta.: a) Rendimiento = 75 %

Solución:

Material:

Calorímetro de 250 cm³: recipiente aislado (como un termo)

Probeta de 100 cm³. Tubo cilíndrico graduado con base de apoyo.

Termómetro

Agitador. Varilla de vidrio.

Procedimiento:

En una probeta de 100 cm³, se miden 100 cm³ de disolución de HCl de concentración 2,0 mol/dm³ y se vierten en un calorímetro. Se mide la temperatura con un termómetro.

Se lava la probeta y se miden 100 cm³ de disolución de NaOH de concentración 2,0 mol/dm³. Se mide su temperatura que debería ser la misma que la de la disolución de HCl, ya que están ambas a la temperatura del laboratorio.

Se echa la disolución de hidróxido de sodio en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo.

Se vacía el calorímetro y se lava.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas).

El calor específico de la mezcla es igual al calor específico del agua. $c = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.

Las densidades de las disoluciones del ácido y de la base son iguales a la densidad del agua. $\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$.

El calor ganado por el calorímetro es despreciable. $Q_c = 0$

La masa de la disolución del ácido es:

$$m(\text{disolución ácido}) = V(\text{disolución ácido}) \cdot \rho = 100 \text{ cm}^3 \cdot 1,0 \text{ g/cm}^3 = 100 \text{ g}$$

La masa de la disolución de la base da el mismo resultado que la del ácido:

$$m(\text{disolución base}) = V(\text{disolución base}) \cdot \rho = 100 \text{ cm}^3 \cdot 1,0 \text{ g/cm}^3 = 100 \text{ g}$$

La masa de la disolución final es la suma de las masas de las disoluciones del ácido y de la base:

$$m(\text{disolución}) = m(\text{disolución ácido}) + m(\text{disolución base}) = 100 \text{ g} + 100 \text{ g} = 200 \text{ g}$$

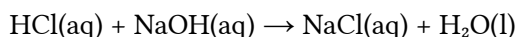
El calor ganado por la disolución es:

$$Q_d = m(\text{disolución}) \cdot c_e(\text{disolución}) \cdot \Delta t = 200 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot 12 ^\circ\text{C} = 1,0 \cdot 10^4 \text{ J}$$

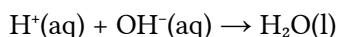
$$Q(\text{cedido en la neutralización}) + Q_d(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

$$Q(\text{cedido en la neutralización}) = -1,0 \cdot 10^4 \text{ J}$$

En la reacción:



Se puede escribir en forma iónica:



Reaccionan 0,20 mol de HCl con 0,20 mol de NaOH:

$$n(\text{HCl}) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 2,0 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 = 0,20 \text{ mol HCl}$$
$$n(\text{NaOH}) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 2,0 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 = 0,20 \text{ mol NaOH}$$

No hay reactivo limitante, por lo que la entalpía de la reacción es:

$$\Delta H_n^\circ = \frac{-1,0 \cdot 10^4 \text{ J}}{0,20 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -50 \text{ kJ/mol}$$

Análisis: Este resultado difiere bastante del tabulado, -57,9 kJ/mol, aunque está dentro del orden de magnitud.

8. Se mezclan 40 cm³ de una disolución de cloruro potásico de concentración 0,1 mol/dm³ con 30 cm³ de otra disolución de nitrato de plomo(II) de concentración 0,1 mol/dm³, y se obtienen 0,48 g de un precipitado de cloruro de plomo(II) de color blanco.

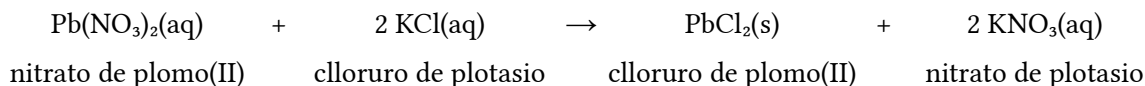
- Escribe la reacción completa que tiene lugar y calcula el porcentaje de rendimiento de la reacción.
- Explica el procedimiento que emplearías para separar el precipitado formado mediante una filtración a vacío, indicando el material a emplear y dibujando el montaje a utilizar.

(A.B.A.U. extr. 24)

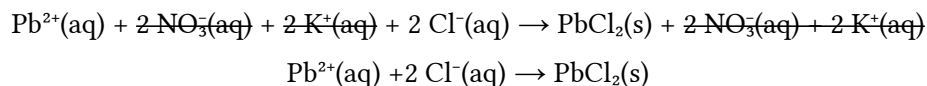
Rta.: a) Rendimiento = 86 %

Solución:

a) Se escribe la reacción de la reacción química ajustada:



Ionízanse los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del ioduro de plomo(II):



Cálculo del rendimiento (suponiendo 2 cifras significativas).

Se calcula la masa de cloruro de plomo(II) que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de potasio y nitrato de plomo(II).

Para la determinación del reactivo limitante, se calculan las cantidades iniciales de los reactivos.

Se calcula la cantidad de uno de ellos necesaria para reaccionar completamente con el otro, mirando la ecuación ajustada de la reacción.

Se identifica al reactivo limitante, comprobando si la cantidad necesaria es mayor o menor que la que hay.

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

Se calcula la cantidad de nitrato de plomo(II) necesaria para reaccionar con el cloruro de potasio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Como la cantidad necesaria, 2,0·10⁻³ mol, es menor que la inicial, 3,0·10⁻³ mol, lo reactivo limitante no es el nitrato de plomo(II) sino el cloruro de potasio.

Se calcula la cantidad de cloruro de plomo(II) que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

La masa que se puede obtener es:

$$m = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbCl}_2 \cdot \frac{278 \text{ g PbCl}_2}{1 \text{ mol PbCl}_2} = 0,56 \text{ g PbCl}_2$$

Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida, 0,48 g, entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento.

$$Rto. = \frac{0,48 \text{ g obtenidos}}{0,56 \text{ g máximo}} = 0,86 = 86 \%$$

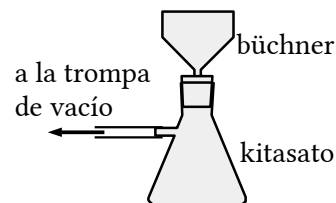
Procedimiento

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](#) 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](#), y del [traductor de la CIXUG](#).

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

Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 17/07/24