

QUÍMICA

Calificación: El alumno elegirá UNA de las dos opciones. Cada pregunta se calificará con 2 puntos.
Todas las cuestiones teóricas deberán ser razonadas.

OPCIÓN A

1. 1.1. Justifique, con ayuda de las semirreacciones, si el $O_2(g)$ oxidará al $Cl^-(aq)$ a $Cl_2(g)$ en medio ácido, con formación de agua.
1.2. Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes compuestos:
Butanona trietilamina ácido pentanoico 1-butino metanoato de propilo.
2. Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son correctas:
2.1. El radio atómico de los elementos de un grupo disminuye al aumentar el número atómico.
2.2. El elemento más electronegativo es el flúor.
3. 3.1. Teniendo en cuenta la ley de Hess, calcule la entalpía en condiciones estándar de la siguiente reacción, indicando si la reacción es exotérmica o endotérmica: $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$
3.2. Calcule la cantidad de energía, en forma de calor, que es absorbida o cedida en la obtención de 75 g de etanol según la reacción anterior, a partir de las cantidades adecuadas de eteno y agua.
4. En un matraz de un litro de capacidad se introducen 0,387 moles de nitrógeno y 0,642 moles de hidrógeno, se calienta a 800 K y se establece el equilibrio: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$ encontrándose que se han formado 0,061 moles de amoníaco. Calcule:
4.1. La composición de la mezcla gaseosa en equilibrio.
4.2. K_c y K_p a la citada temperatura.
5. En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36 % en masa de HCl y densidad 1,18 g/mL. Calcule:
5.1. La molaridad y el volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 M.
5.2. Detalle el procedimiento así como el material que emplearía para preparar dicha disolución.

OPCIÓN B

1. Indique si las siguientes propuestas son verdaderas o falsas y justifique sus respuestas:
1.1. Los halógenos tienen las primeras energías de ionización y afinidades electrónicas altas.
1.2. El H_2O tiene menor punto de ebullición que el H_2S .
2. 2.1. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:
 CH_3-O-CH_3 ácido 2-cloropropanoico cloruro de estaño (IV) propanona $Cu(BrO_3)_2$
2.2. Utilizando la teoría de Brønsted y Lowry, justifique el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes especies: CO_3^{2-} ; HCl y NH_4^+ , identificando los pares conjugados ácido-base.
3. Se dispone de una disolución que contiene una concentración de Cd^{2+} de 1,1 mg/L. Se quiere eliminar parte del Cd^{2+} precipitándolo con un hidróxido, en forma de $Cd(OH)_2$. Calcule:
3.1. El pH necesario para iniciar la precipitación.
3.2. La concentración de Cd^{2+} , en mg/L, cuando el pH es igual a 12.
4. El $K_2Cr_2O_7$ oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico formándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) y I_2 .
4.1. Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
4.2. Si tenemos 120 mL de disolución de yoduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 mL de disolución de dicromato de potasio 0,2 M, ¿cuál es la molaridad de la disolución de yoduro de sodio?
5. Se mezclan 50 mL de disolución 0,1 M de KI y 20 mL de disolución 0,1 M de $Pb(NO_3)_2$ obteniéndose 0,51 g de un precipitado de PbI_2 .
5.1. Escriba la reacción que tiene lugar e indique el porcentaje del rendimiento de la reacción.
5.2. Indique el material y describa el procedimiento a seguir en el laboratorio para la obtención y separación del precipitado.

Datos: $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
 $\Delta H^\circ(\text{comb.})\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = -1411 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ(\text{comb.})\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -764 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $K_s(\text{Cd}(\text{OH})_2) = 1,2\cdot 10^{-14}$.

Soluciones

OPCIÓN A

- Justifica, con ayuda de las semirreacciones, si el $\text{O}_2(\text{g})$ oxidará al $\text{Cl}^-(\text{aq})$ a $\text{Cl}_2(\text{g})$ en medio ácido, con formación de agua. Datos: $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$.
 - Escribe las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes compuestos:
 Butanona. Trietilamina. Ácido pentanoico. 1-Butino. Metanoato de propilo.

(P.A.U. Jun. 16)

Solución:

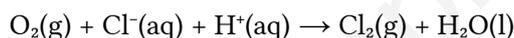
a) La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

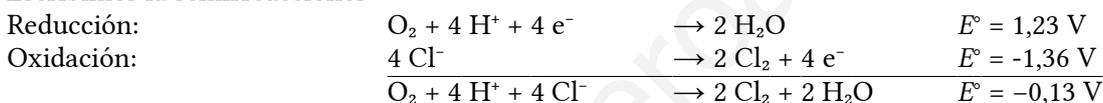
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

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

Suponiendo que la reacción que tiene lugar es (sin ajustar)



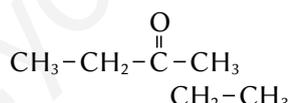
Escribimos la semirreacciones:



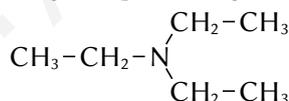
El potencial de la reacción global sale negativo, por lo tanto, el proceso no será espontáneo y no se producirá ninguna reacción entre el oxígeno y el ion cloruro.

Solución:

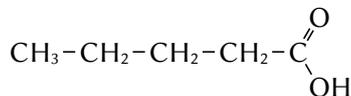
b.1) Butanona:



b.2) Trietilamina:



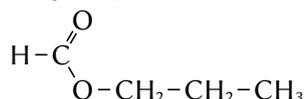
b.3) Ácido pentanoico:



b.4) 1-Butino (but-1-ino):



b.5) Metanoato de propilo:



2. Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son correctas:

- El radio atómico de los elementos de un grupo disminuye al aumentar el número atómico.
- El elemento más electronegativo es el flúor.

(P.A.U. Jun. 16)

Solución:

a) Incorrecta.

El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina.

El radio atómico aumenta en un grupo al aumentar el número atómico (hacia abajo). Cada elemento tiene un nivel de energía más que el elemento situado encima de él con los electrones cada vez más alejados del núcleo.

b) Correcta.

La electronegatividad mide la tendencia de un átomo a tirar hacia sí del par de electrones de enlace. Está relacionada con la energía de ionización, que mide la dificultad de arrancar un electrón de un átomo, y la afinidad electrónica, que mide la tendencia a coger electrones. Aunque los gases nobles tienen las mayores energías de ionización, no tienen tendencia a coger electrones. Los halógenos son los elementos con mayor tendencia a coger electrones. El flúor, debido a su pequeño tamaño, tiene la mayor tendencia a coger electrones y tiene una energía de ionización más alta que la del resto de los halógenos. Es el elemento más electronegativo.

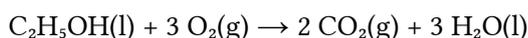
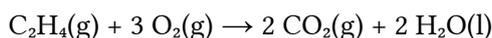
3. a) Teniendo en cuenta la ley de Hess, calcula la entalpía en condiciones estándar de la siguiente reacción, indicando si la reacción es exotérmica o endotérmica: $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$

b) Calcula la cantidad de energía, en forma de calor, que es absorbida o cedida en la obtención de 75 g de etanol según la reacción anterior, a partir de las cantidades adecuadas de eteno y agua.

Datos: $\Delta H^\circ(\text{comb.})C_2H_4(g) = -1411 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ(\text{comb.})C_2H_5OH(l) = -764 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. (P.A.U. Jun. 16)

Rta.: a) $\Delta H = -647 \text{ kJ/mol}$; b) $Q = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kJ}$.

Datos



Masa de etanol

Masa molar: C_2H_5OH

Cifras significativas: 3

$$\Delta H_{c1}^\circ(C_2H_4) = -1411 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{c2}^\circ(C_2H_5OH) = -764 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 75,0 \text{ g } C_2H_5OH$$

$$M(C_2H_5OH) = 46,1 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Entalpía de la reacción: $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$

ΔH

Energía en la obtención de 75 g de etanol

Q

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

Ecuaciones

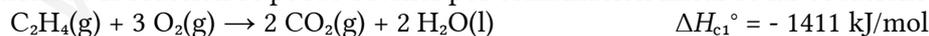
Ley de Hess

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

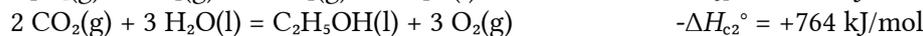
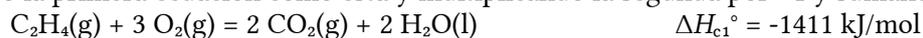
Solución:

a) Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino.

La ecuación de la reacción se puede obtener por combinación lineal de las ecuaciones de combustión



Dejando la primera ecuación como está y multiplicando la segunda por -1 y sumando queda:



La reacción es exotérmica, desprende energía.

b) Al obtener 75 g de C_2H_5OH se desprenden

$$Q = 75,0 \text{ g } C_2H_5OH \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46,1 \text{ g } C_2H_5OH} \frac{647 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kJ} = 1,05 \text{ MJ}$$

4. En un matraz de un litro de capacidad se introducen 0,387 moles de nitrógeno y 0,642 moles de hidrógeno, se calienta a 800 K y se establece el equilibrio: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$ encontrándose que se han formado 0,061 moles de amoníaco. Calcula:

a) La composición de la mezcla gaseosa en equilibrio.

b) K_c y K_p a la citada temperatura.

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

(P.A.U. Jun. 16)

Rta.: a) $n(N_2) = 0,356 \text{ mol}$; $n(H_2) = 0,550 \text{ mol}$; b) $K_c = 0,0623$; $K_p = 1,45 \cdot 10^{-5}$.

Datos

Gas: Volumen

Temperatura

Cantidad inicial de N_2

Cantidad inicial de H_2

Cantidad de NH_3 en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$V = 1,00 \text{ dm}^3$

$T = 800 \text{ K}$

$n_0(N_2) = 0,387 \text{ mol } N_2$

$n_0(H_2) = 0,642 \text{ mol } H_2$

$n_e(NH_3) = 0,0610 \text{ mol } NH_3$

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

Incógnitas

Composición de la mezcla gaseosa en equilibrio.

Constante de equilibrio K_c

Constante de equilibrio K_p

$n_e(N_2), n_e(H_2)$

K_c

K_p

Otros símbolos

Cantidad de la sustancia X que ha reaccionado

$n_r(X)$

Ecuaciones

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Concentración de la sustancia X

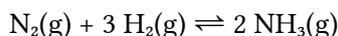
$$[X] = n(X) / V$$

Constantes del equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

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

Solución:

La ecuación química es:



De la estequiometría de la reacción, los moles de N_2 e H_2 que han reaccionado son:

$$n_r(N_2) = 0,0610 \text{ [mol } NH_3] \cdot 1 \text{ [mol } N_2] / 2 \text{ [mol } NH_3] = 0,0305 \text{ mol } N_2 \text{ que han reaccionado}$$

$$n_r(H_2) = 0,0610 \text{ [mol } NH_3] \cdot 3 \text{ [mol } H_2] / 2 \text{ [mol } NH_3] = 0,0915 \text{ mol } H_2 \text{ que han reaccionado.}$$

En el equilibrio quedaron:

$$n_e(N_2) = n_0(N_2) - n_r(N_2) = 0,387 - 0,031 = 0,356 \text{ mol } N_2 \text{ que quedaron en el equilibrio}$$

$$n_e(H_2) = n_0(H_2) - n_r(H_2) = 0,642 - 0,092 = 0,550 \text{ mol } H_2 \text{ que quedaron en el equilibrio}$$

b)

		N_2	$3 H_2$	\rightleftharpoons	$2 NH_3$	
Cantidad inicial	n_0	0,387	0,642		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	0,031	0,092	\rightarrow	0,0610	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	0,356	0,550		0,0610	mol

		N ₂	3 H ₂	⇌	2 NH ₃	
Concentración en el equilibrio	[X] _e	0,356	0,550		0,0610	mol/dm ³

La expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones es:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]_e^2}{[\text{N}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^3} = \frac{0,061^2}{0,356 \cdot 0,550^3} = 0,062 \quad (\text{concentraciones en mol/dm}^3)$$

Si consideramos comportamiento ideal para los gases, podemos escribir:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{NH}_3)}{p_e(\text{N}_2) \cdot p_e^3(\text{H}_2)} = \frac{([\text{NH}_3]_e \cdot R \cdot T)^2}{[\text{N}_2]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{H}_2]_e \cdot R \cdot T)^3} = \frac{[\text{NH}_3]_e^2}{[\text{N}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^3} \frac{1}{(R \cdot T)^2} = \frac{K_c}{(R \cdot T)^2}$$

$$K_p = \frac{0,062 \cdot 3}{(0,082 \cdot 0800)^2} = 1,45 \cdot 10^{-5} \quad (\text{presiones en atm})$$

5. En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36 % en masa de HCl y densidad 1,18 g/cm³. Calcula:
- La concentración y el volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de la disolución de concentración 2 mol/dm³.
 - Detalla el procedimiento así como el material que emplearías para preparar dicha disolución.

(P.A.U. Jun. 16)

Rta.: a) [HCl] = 12 mol/dm³; V = 0,17 dm³.

Solución:

Cálculos:

La concentración de la disolución comercial es:

$$[\text{HCl}] = \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1,18 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 12 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

En 1 dm³ de disolución de HCl de concentración 2 mol/dm³ hay

$$n(\text{HCl}) = 2 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 1 \text{ dm}^3 \text{ D} = 2 \text{ mol HCl}$$

que deben estar contenidos en el volumen V de clorhídrico comercial que hay que medir.

$$V = 2 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g D}}{36 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,18 \text{ g D}} = 172 \text{ cm}^3 \text{ D} \quad (\text{disolución de HCl comercial})$$

Si aceptamos las cifras significativas del dato, la concentración de la disolución es aproximada (2 mol/dm³ se entiende que es 2 ± 1 mol/dm³), y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 170 cm³ de disolución de clorhídrico comercial en una probeta de 250 cm³, se vierten en otra probeta de 1000 cm³ y se completa con agua hasta los 1000 cm³, procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: HCl 2 mol/dm³ y la fecha).

Material: Probetas de 250 cm³ (1) y de 1000 cm³ (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución de concentración 2,00 mol/dm³, tendríamos un problema, ya que el procedimiento habitual supone el uso de buretas y no existen buretas de más de 50 cm³.

OPCIÓN B

1. Indica si las siguientes propuestas son verdaderas o falsas y justifica tus respuestas:
- Los halógenos tienen las primeras energías de ionización y afinidades electrónicas altas.
 - El H₂O tiene menor punto de ebullición que el H₂S.

(P.A.U. Jun. 16)



Solución:

a) Verdadera

La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos.

Los gases nobles tienen configuraciones electrónicas estables y las mayores energías de ionización.

Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ión formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble y más difícil cuanto más se diferencie de ella. Por eso los halógenos tienen primeras energías de ionización altas.

La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental captan un mol de electrones para dar iones mononegativos gaseosos. Es tanto mayor cuanto más próxima a la estructura electrónica de gas noble sea la estructura electrónica del átomo. Como los halógenos son los elementos más próximos a los gases nobles, tendrán afinidades electrónicas altas.

b) Falsa.

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 el agua contiene átomos de hidrógenos unidos a un elemento electronegativo del segundo período (el oxígeno) y la molécula de agua es polar.

2. a) Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:

CH₃-O-CH₃ Ácido 2-cloropropanoico. Cloruro de estaño (IV). Propanona. Cu(BrO₃)₂

- b) Utilizando la teoría de Brønsted y Lowry, justifica el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes especies: CO₃²⁻; HCl y NH₄⁺, identificando los pares conjugados ácido-base.

(P.A.U. Jun. 16)

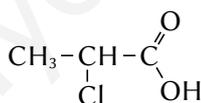


Solución:

a.1) CH₃-O-CH₃:

dimetiléter

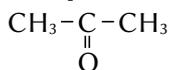
a.2) Ácido 2-cloropropanoico:



a.3) Cloruro de estaño (IV):

SnCl₄

a.4) Propanona:



a.5) Cu(BrO₃)₂:

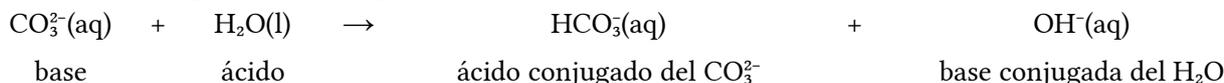
bromato de cobre(II)

Solución:

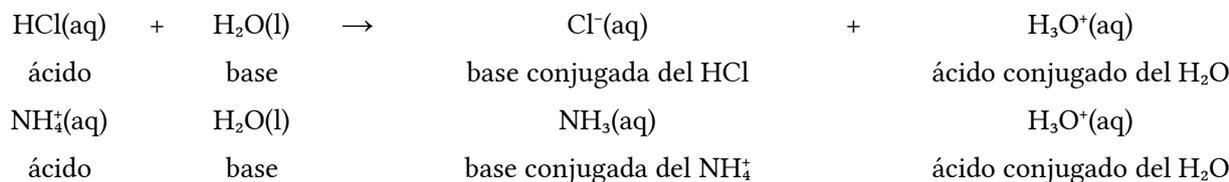
b) En la definición ácido-base de Brønsted-Lowry, un ácido es la sustancia que cede un ion hidrógeno a una base siendo los productos de la reacción sus especies conjugadas. Un proceso ácido-base es solo un intercambio de iones hidrógeno.

Su reacción con una sustancia anfótera como el agua sería:

CO₃²⁻: básica. Acepta iones hidrógeno.



HCl y NH₄⁺: ácidos. Ceden iones hidrógeno.



3. Se dispone de una disolución que contiene una concentración de Cd²⁺ de 1,1 mg/dm³. Se quiere eliminar parte del Cd²⁺ precipitándolo con un hidróxido, en forma de Cd(OH)₂. Calcula:
- El pH necesario para iniciar la precipitación.
 - La concentración de Cd²⁺, en mg/dm³, cuando el pH es igual a 12.
- Dato: $K_s(\text{Cd}(\text{OH})_2) = 1,2 \cdot 10^{-14}$. (P.A.U. Jun. 16)
- Rta.:** a) pH = 9,5; b) $[\text{Cd}^{2+}]_b = 1,3 \cdot 10^{-5}$ mg/dm³.

Datos

Producto de solubilidad del Cd(OH)₂
 Concentración de ion cadmio
 Masa atómica: Cd
 pH para calcular la [Cd²⁺] en el apartado b

Cifras significativas: 2

$K_s = 1,2 \cdot 10^{-14}$
 $[\text{Cd}^{2+}] = 1,1$ mg/dm³
 $M(\text{Cd}) = 112$ g/mol
 pH_b = 12

Incógnitas

pH necesario para iniciar la precipitación
 Concentración de ion cadmio a pH = 12

pH
 $[\text{Cd}^{2+}]_b$

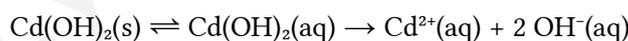
Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm³)
 pH
 pOH
 Producto iónico del agua
 Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

$s = n / V = s' / M$
 $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
 $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
 $K_s = [\text{A}^{\alpha-}]^a \cdot [\text{B}^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad del Cd(OH)₂ es



La constante de equilibrio K_s de solubilidad en función de las concentraciones es

$$K_s = [\text{Cd}^{2+}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e^2$$

El Cd(OH)₂ precipitará cuando el producto de las concentraciones sea mayor o igual a su producto de solubilidad.

$$Q = [\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 > K_s$$

La concentración de ion cadmio es

$$[\text{Cd}^{2+}] = \frac{1,1 \text{ mg}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cd}^{2+}}{112 \text{ g Cd}^{2+}} = 9,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

Suponiendo que esta concentración no varía al añadirle una disolución que contenga iones hidróxido, la concentración de iones hidróxido necesaria para que comience a precipitar hidróxido de cadmio es:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Cd}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,20 \cdot 10^{-14}}{9,8 \cdot 10^{-6}}} = 3,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

El pOH es:

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(3,5 \cdot 10^{-5}) = 4,5$$

El pH es:

$$pH = 14 - pOH = 9,5$$

b) Cuando el pH = 12, el pOH = 14 - 12 = 2, y la concentración de iones hidróxido vale:

$$[OH^-]_b = 10^{-pOH} = 10^{-2} = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

La concentración de iones cadmio se calcula a partir del producto de solubilidad:

$$[Cd^{2+}]_b = \frac{K_s}{[OH^-]^2} = \frac{1,20 \cdot 10^{-14}}{0,010^2} = 1,20 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$$

$$[Cd^{2+}]_b = \frac{1,20 \cdot 10^{-10} \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{112 \text{ g Cd}^{2+}}{1 \text{ mol Cd}^{2+}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mg/dm}^3$$

4. El $K_2Cr_2O_7$ oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico formándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) y I_2 .

a) Ajusta las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Si tenemos 120 cm^3 de disolución de yoduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 cm^3 de disolución de dicromato de potasio de concentración 0,2 mol/ dm^3 , ¿cuál es la concentración de la disolución de yoduro de sodio?

(P.A.U. Jun. 16)

Rta.: a) $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 I^- \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O + 3 I_2$; b) $[NaI] = 1,00 \text{ mol/dm}^3$.

Datos

Volumen de disolución de yoduro de sodio

Volumen de disolución de dicromato de potasio

Concentración de la disolución de dicromato de potasio

Cifras significativas: 3

$$V_1 = 120 \text{ cm}^3 = 0,120 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$$

$$[K_2Cr_2O_7] = 0,200 \text{ mol/dm}^3$$

Incógnitas

Concentración de la disolución de yoduro de sodio

$$[NaI]$$

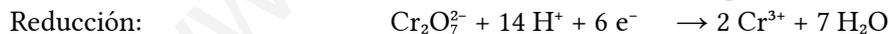
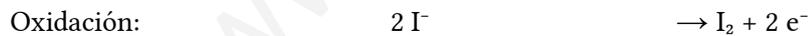
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

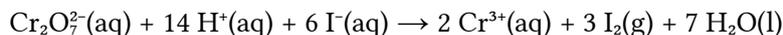
n

Solución:

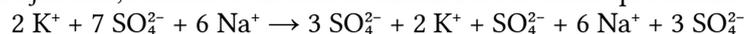
Las semirreacciones iónicas son:



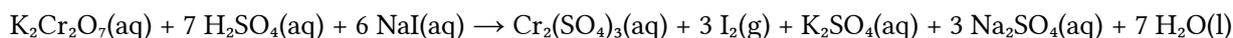
Multiplicando la primera semirreacción por 3 y sumando se obtiene la reacción iónica ajustada:



Para llegar a la ecuación global ajustada, sumamos en ambos miembros los iones que faltan:



Queda:



La cantidad de dicromato de potasio que hay en 100 cm^3 de disolución de concentración 0,200 mol/ dm^3 es:

$$n(K_2Cr_2O_7) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,200 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ dm}^3} = 0,020 \text{ mol } K_2Cr_2O_7$$

Cada mol de dicromato de potasio reacciona con seis moles de yoduro de sodio.

$$n(\text{NaI}) = 0,020 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \frac{6 \text{ mol NaI}}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,120 \text{ mol NaI}$$

Esta cantidad está disuelta en 120 cm³ de disolución. La concentración es:

$$[\text{NaI}] = \frac{0,120 \text{ mol NaI}}{0,120 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 1,00 \text{ mol NaI/dm}^3 \text{ D}$$

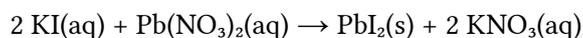
5. Se mezclan 50 cm³ de disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KI y 20 cm³ de disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de Pb(NO₃)₂ obteniéndose 0,51 g de un precipitado de PbI₂.
- Escribe la reacción que tiene lugar e indica el porcentaje del rendimiento de la reacción.
 - Indica el material y describe el procedimiento a seguir en el laboratorio para la obtención y separación del precipitado.

(P.A.U. Jun. 16)

Rta.: $r = 55 \%$.

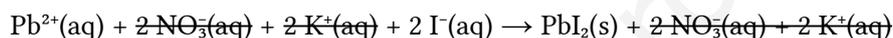
Solución:

Se produce la reacción de precipitación:



Se obtiene un precipitado de yoduro de plomo(II).

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



Cálculo del rendimiento (suponiendo 2 cifras significativas)

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

Cantidades presentes de reactivos:

$$n(\text{KI}) = 50 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,1 \text{ mol KI}}{1 \text{ dm}^3} = 0,005 \text{ mol KI}$$

$$n(\text{Pb(NO}_3)_2) = 20 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{1 \text{ dm}^3} = 0,002 \text{ mol Pb(NO}_3)_2$$

Cantidad de Pb(NO₃)₂ necesaria para reaccionar con el KI:

$$n(\text{Pb(NO}_3)_2) = 0,005 \text{ mol KI} \frac{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{2 \text{ mol KI}} = 0,0025 \text{ mol Pb(NO}_3)_2$$

Como la cantidad de Pb(NO₃)₂ (0,002 mol) es menor que (0,0025 mol) la necesaria para reaccionar con todo el KI, el Pb(NO₃)₂ es el reactivo limitante. La cantidad de PbI₂ que se forma de la reacción es:

$$n(\text{PbI}_2) = 0,002 \text{ mol Pb(NO}_3)_2 \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2} = 0,002 \text{ mol PbI}_2$$

La masa que se puede obtener es:

$$m(\text{PbI}_2) = 0,002 \text{ mol PbI}_2 \frac{461 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 0,92 \text{ g PbI}_2$$

El rendimiento se obtiene dividiendo la masa obtenida entre la calculada y se expresa el resultado en tanto por ciento. Como solo se han obtenido 0,51 g, el rendimiento es:

$$r = \frac{0,51 \text{ g PbI}_2 \text{ obtenidos}}{0,92 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 0,55 = 55 \%$$

Material

Vasos de precipitados (2), varilla de vidrio, embudo büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

Procedimiento

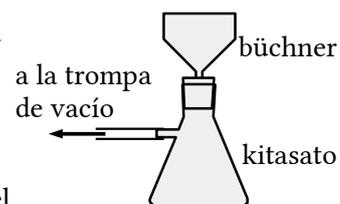
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre uno matraz kitasato y el vástago lateral del kitasato se conecta la una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido sobrenadante) 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 acceso a la Universidad](#) (P.A.U.) en Galicia.

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

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) OpenOffice (o 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](#), de Óscar Hermida López.

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

Actualizado: 20/03/22