

KIMIKA

QUÍMICA

***Proposatutako hamar ariketa hauetako BOSTi erantzun behar diezu.
Ez ahaztu azterketa-orrialde guztietan kodea jartzea.
Ez erantzun ezer inprimaki honetan.***

- Proba idatzi honek 10 ariketa ditu.
- Ariketak hiru multzotan banatuta daude:
A Multzoa: 2,5 puntuko 4 buruketa ditu, **2ri erantzun behar diezu.**
B Multzoa: 2 puntuko 2 galdera ditu, **1i erantzun behar diozu.**
C Multzoa: 1,5 puntuko lau galdera ditu, **2ri erantzun behar diezu.**
- Nota gorena izateko (parentesi artean agertzen da galdera bakoitzaren amaieran), ariketak zuzen ebazteaz gainera, argi azaldu eta ongi arrazoitu behar dira, eta ahalik eta egokien erabili behar dira sintaxia, ortografia, hizkuntza zientifikoa, kantitate fisikoen arteko erlazioak, sinboloak eta unitateak.
- **Jarraibideetan adierazitakoei baino galdera gehiagori erantzunez gero, erantzunak ordenari jarraituta zuzenduko dira, harik eta beharrezko kopurura iritsi arte.**
- Galdera guztiei erantzuteko behar diren **datu orokorrak** orrialde honen atzealdean daude. Erabil itzazu kasu bakoitzean behar dituzun datuak soilik.
- **Datu espezifikoak** galdera bakoitzean adierazten dira.

***Debes responder a CINCO de los siguientes diez ejercicios propuestos.
No olvides incluir el código en cada una de las hojas de examen.
No contestes ninguna pregunta en este impreso.***

- Esta prueba escrita se compone de 10 ejercicios.
- Los ejercicios están distribuidos en tres bloques:
Bloque A: consta de 4 problemas de 2,5 puntos, **debes responder 2** de ellos.
Bloque B: consta de 2 cuestiones de 2 puntos, **debes responder a 1** de ellas.
Bloque C: consta de 4 cuestiones de 1,5 puntos, **debes responder a 2** de ellas.
- La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.
- **En caso de responder a más preguntas de las estipuladas, las respuestas se corregirán en orden hasta llegar al número necesario.**
- Los **datos generales** necesarios para completar todas las preguntas se incluyen conjuntamente en el reverso de esta hoja. Aplica únicamente los datos que necesites en cada caso.
- Los **datos específicos** están en cada pregunta.

DATU OROKORRAK

Konstante unibertsalak eta unitate baliokideak:

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \quad R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

Masa atomikoak (mau) : N = 14; O = 16; Cl = 35,5; Cr = 52; Ag = 107,8

Zenbaki atomikoak: H (Z = 1); Li (Z = 3); C (Z = 6); F (Z = 9)

Laburdurak:

B.N.: Presio- eta tenperatura-baldintza normalak

(aq): disoluzio urtsua

DATOS GENERALES

Constantes universales y equivalencias de unidades:

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \quad R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

Masas atómicas (uma): N = 14; O = 16; Cl = 35,5; Cr = 52; Ag = 107,8

Números atómicos: H (Z=1); Li (Z=3); C (Z=6); F (Z=9)

Abreviaturas:

C.N.: Condiciones Normales de presión y temperatura

(aq): disolución acuosa

KIMIKA

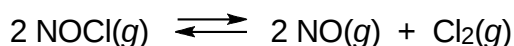
QUÍMICA

BLOQUE A: Problemas

(Consta de cuatro problemas, **debes responder a 2** de ellos)

PUNTOS

A1. Se introducen 131 g de cloruro de nitrosilo (NOCl) en un matraz de 1 L y el recipiente se calienta a 450 °C. El cloruro de nitrosilo se disocia un 33% según la ecuación:



- a) Calcular la constante K_c . (1,25)
- b) Calcular la constante K_p . (0,50)
- c) ¿Cómo cambia (aumenta, disminuye o no se altera) la concentración de Cl_2 si se añade un gas inerte (Ar) a la mezcla en equilibrio del matraz a volumen y temperatura constante? Justificar. (0,75)

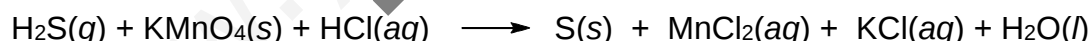
A2. Una disolución de 1,6 g de un ácido (AH) en 100 mL de agua se valora con NaOH 1M alcanzándose el punto de equivalencia tras añadir 20 mL de la base. Calcular:

- a) La molaridad del ácido AH en la disolución inicial. (0,50)
- b) El pH de la disolución inicial de AH si su constante de ionización es $K_a = 2,4 \cdot 10^{-6}$. (1,00)
- c) El grado de ionización porcentual de AH en la disolución inicial. (0,50)
- d) La masa molar del ácido AH en g/mol. (0,50)

A3. A 25 °C el producto de solubilidad del cromato de plata (Ag_2CrO_4) en agua es $K_{ps} = 4 \cdot 10^{-12}$ y el del cloruro de plata (AgCl) es $K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$

- a) Calcular los gramos de cromato de plata disueltos en 0,5 litros de agua a 25 °C. (1,00)
- b) Se preparan otros 0,5 litros con una disolución saturada de cloruro de plata a 25 °C. Calcular los gramos de plata que contiene. (0,50)
- c) ¿Cuál de las dos disoluciones anteriores tiene más plata disuelta? (0,50)
- d) ¿Cuál de las dos sales es más insoluble en gramos/Litro? (0,50)

A4. Dada la reacción química:



- a) Ajustar la reacción empleando el método del ión-electrón. (1,00)
- b) Indicar razonadamente qué especie se oxida y qué especie se reduce. (0,50)
- c) ¿Cuántos mL de KMnO_4 0,1M harán falta para reaccionar con 250 mL de H_2S gaseoso medidos a 10 °C y 1,2 atm? (1,00)

BLOQUE B: Cuestiones

(Consta de dos cuestiones, **responde a 1** de ellas)

PUNTOS

B1. Escribir un ejemplo de ecuación química para cada una de las siguientes transformaciones, formulando y nombrando todos los reactivos y productos:

- a) Adición de HCl a un alqueno de 3 átomos de carbono. (0,50)
- b) Oxidación suave de un alcohol primario de 4 átomos de carbono. (0,50)
- c) Condensación de un ácido carboxílico de 2 átomos de carbono y un alcohol de 3 átomos de carbono. (0,50)
- d) Reacción de HNO_3 con un hidrocarburo aromático de 6 átomos de carbono. (0,50)

KIMIKA

QUÍMICA

B2. La valoración de vinagres comerciales se hace empleando un montaje como éste:

- | | | |
|--|---|--------|
| a) Nombrar todo el material necesario, completar el montaje experimental e indicar qué sustancia(s) se coloca(n) en cada elemento del montaje. |  | (0,50) |
| b) Escribir la ecuación química ajustada de la reacción, nombrar un indicador adecuado y describir brevemente el procedimiento operativo. | | (0,50) |
| c) En el punto de equivalencia, el pH ¿será neutro, ácido o básico? Razonar. | | (0,50) |
| d) Si en lugar de vinagre se valorase una disolución acuosa de HCl, ¿cómo sería el pH en el punto de equivalencia? Razonar. | | (0,50) |

BLOQUE C: Cuestiones

(Consta de cuatro cuestiones, **responde a 2** de ellas)

PUNTOS

C1. Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m):

(4,2,0); (2,-1,1); (3,0,0); (3,3,2); (2,3,0); (3,2,0)

- | | |
|---|--------|
| a) Indicar cuáles no son permitidos. Razonar por qué. | (0,50) |
| b) Señalar los orbitales atómicos correspondientes a los permitidos. | (0,50) |
| c) Identificar el elemento químico con un electrón de valencia en el orbital (3,0,0). | (0,50) |

C2. Con los datos de los potenciales normales de reducción:

$$\varepsilon_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ V}; \quad \varepsilon_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ V}; \quad \varepsilon_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0 \text{ V}$$

- | | |
|---|--------|
| a) Razonar si será espontánea la reacción: $\text{Sn}^{2+} + \text{Cu} \longrightarrow \text{Sn} + \text{Cu}^{2+}$ | (0,50) |
| b) ¿Se formará hidrógeno gaseoso al introducir estaño metálico en HCl (aq) 1M? | (0,50) |
| c) Dibuja la notación de la pila con electrodos de estaño y cobre. Escribe las reacciones químicas que ocurrirán en el ánodo y el cátodo. | (0,50) |

C3. Teniendo en cuenta las estructuras de Lewis y las geometrías de estas moléculas y razonando las respuestas: CF_4 , LiF , F_2 , HF

- | | |
|---|--------|
| a) Seleccionar los compuestos que son apolares en estado gaseoso. | (0,50) |
| b) Seleccionar un compuesto con enlaces iónicos. | (0,50) |
| c) Comparando F_2 y HF , ¿cuál tendrá un punto de ebullición mayor? | (0,50) |

C4. Razonar si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones suponiendo que los valores termodinámicos de la siguiente reacción no varían con la temperatura:



- | | |
|--|--------|
| a) La reacción será espontánea a cualquier temperatura. | (0,50) |
| b) La reacción no será espontánea a ninguna temperatura. | (0,50) |
| c) Habrá una temperatura a la cual la reacción pasará de ser no espontánea a espontánea. En caso de existir, calcular dicha temperatura. | (0,50) |



QUÍMICA (2022)

CRITERIOS GENERALES DE CORRECCIÓN

1. Los alumnos y alumnas deben reconocer por su símbolo y nombre los elementos de la Clasificación Periódica, y saber situar en ella, al menos, los elementos representativos. Deberán ser capaces de reconocer la periodicidad que es característica a la posición de los elementos en la Clasificación Periódica.
2. Las alumnas y alumnos deberán saber nombrar y/o formular, indistintamente, mediante los sistemas usuales, los compuestos químicos sencillos (óxidos, ácidos comunes, sales, compuestos orgánicos sencillos con una única función orgánica. etc.)
3. Si en una cuestión o en un problema se hace referencia a uno o varios procesos químicos, los alumnos y alumnas deberán ser capaces de escribir estos procesos y ajustarlos adecuadamente. Si no escribe y ajusta correctamente la/s ecuación/es, la cuestión o problema no podrá ser calificado con máxima puntuación.
4. Cuando sea necesario, se facilitarán las masas atómicas, los potenciales electroquímicos (siempre los de reducción), las constantes de equilibrio, etc. No obstante, el alumno podrá utilizar datos adicionales de conocimiento general.
5. Se valorará positivamente la inclusión de diagramas explicativos, esquemas, gráficas, dibujos, etc. que evidencien madurez de conocimientos químicos. La claridad y coherencia de la expresión, así como el rigor y la precisión en los conceptos involucrados serán igualmente valorados positivamente.
6. El profesorado específico de la asignatura Química que forma parte de los Tribunales calificadores, en uso de su discrecionalidad, podrá ayudar a resolver las dudas que pudieran suscitarse en la interpretación de los enunciados del examen.
7. Se valorará positivamente la utilización de un lenguaje científico apropiado, la presentación del ejercicio (orden, limpieza), la correcta ortografía y la calidad de redacción. Por errores ortográficos graves, deficiente presentación o redacción, podrá bajarse hasta un punto la calificación.

CRITERIOS ESPECIFICOS DE CORRECCION

1. Son de aplicación específica los criterios generales de corrección antes expuestos.
2. En las cuestiones y problemas la evaluación reflejará claramente si se ha utilizado la nomenclatura y formulación correcta, y si los conceptos involucrados se han aplicado adecuadamente.
3. Se valorará fundamentalmente la coherencia del planteamiento, la aplicación de los conceptos y el razonamiento continuado hasta la consecución de las respuestas, teniendo menor valor las manipulaciones matemáticas que conducen a la resolución del ejercicio. La presentación de una mera secuencia de expresiones matemáticas, sin ningún tipo de razonamiento o explicación, no podrá dar lugar a una puntuación máxima.
4. Se valorará positivamente el uso correcto de unidades, especialmente las correspondientes al S.I. (y derivadas) y las que son habituales en Química. Se penalizará la utilización incorrecta de unidades o su ausencia



5. El procedimiento a seguir en la resolución de los ejercicios es libre, no se debería valorar con mayor o menor puntuación el hecho de que se utilicen “factores de conversión”, “reglas de tres”, etc. salvo que en el enunciado se requiera una actuación concreta (p.ej. el método de ión-electrón en el ajuste de reacciones redox). En todo caso, un resultado incorrecto por un error algebraico no debería invalidar un ejercicio. Se penalizarán los resultados manifiestamente incoherentes.
6. En los ejercicios de varios apartados donde la solución obtenida en uno de ellos sea necesaria para la resolución del siguiente, se valorará éste independientemente del resultado del anterior, excepto si el resultado es claramente incoherente.

ANEXOS

1. Con el único propósito de facilitar la labor de los correctores, se adjuntan las soluciones de los ejercicios de los exámenes en varios anexos.
2. El objeto de los anexos no es ofrecer “exámenes perfectos”, sino recopilar brevemente las respuestas correctas.
3. En los anexos se detallan las puntuaciones máximas que los correctores podrán otorgar a cada ejercicio y cada apartado.



BLOQUE A. SOLUCIONES (Anexo)

A1. Solución

[2,50p]

- a) En primer lugar, se calculan los moles iniciales de NOCl.

$$mol_{NOCl} = \frac{m_{NOCl}}{M_{NOCl}} = \frac{131 \text{ g}}{(14 + 16 + 35,5) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{131 \text{ g}}{65,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,0 \text{ mol}$$

El número de moles de cada especie en el equilibrio en función del grado de disociación α :

(V= 1 L)	$2 \text{ NOCl}(g)$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{ NO}(g)$	+	$\text{Cl}_2(g)$
Inicio (mol):	2		0		0
Cambio por mol de NOCl	$1 - \alpha$		α		$1/2 \alpha$
Equilibrio (2 mol de NOCl):	$2(1 - \alpha)$		2α		α
Puesto que $\alpha = 0,33$:					
Equilibrio (mol):	1,34		0,66		0,33

Al ser V=1L, los moles y las concentraciones serán equivalentes. Luego:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}_2]^2} = \frac{(0,66)^2 \cdot 0,33}{(1,34)^2} = \frac{0,1437}{1,7956} = 0,08$$

Alternativamente,

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}_2]^2} = \frac{(2 \cdot \alpha)^2 \cdot \alpha}{2^2 \cdot (1 - \alpha)^2} = \frac{\alpha^3}{(1 - \alpha)^2} = \frac{0,0359}{0,4489} = 0,08$$

[1,25p]

- b) Para calcular K_p se determina la variación del número de moles: $\Delta n = 1$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,08 \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 723 \text{ K})^{+1} = 4,74$$

[0,50p]

- c) Según el principio de Le Châtelier, la perturbación de un sistema químico en equilibrio provoca un cambio en su composición para alcanzar otro equilibrio que se opone a la perturbación. Cuando la perturbación es a temperatura constante, el valor de K_c (K_p) no varía, pero la composición puede hacerlo.

Al introducir un gas inerte (Ar) en el equilibrio $2 \text{ NOCl}(g) \rightleftharpoons 2 \text{ NO}(g) + \text{Cl}_2(g)$ no hay reacción del Ar ni con los reactivos ni con los productos. Por lo tanto el número de moles de cada reactivo y producto no variará tras añadir el Ar. Como la perturbación se lleva a cabo a volumen constante, tampoco variarán $[\text{NOCl}]$, $[\text{NO}]$ y $[\text{Cl}_2]$. Al introducir el Ar aumentará la presión total de la mezcla, pero las presiones parciales de los reactivos y productos siguen siendo las mismas que antes de introducir el Ar. Por todo ello, no habrá desplazamiento del equilibrio en ningún sentido.

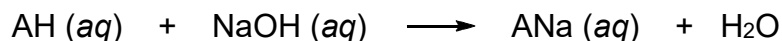
[0,75p]



A2. Solución

[2,50p]

- a) La neutralización tiene lugar según la reacción:



En el punto de equivalencia de la valoración ácido-base, se cumplirá que:

$$M_{\text{AH}} \cdot V_{\text{AH}} = M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

Por lo tanto, la concentración molar del ácido será:

$$M_{\text{AH}} = \frac{M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{AH}}} = \frac{1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 20 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

[0,50p]

- b) La ecuación de ionización del ácido es:



Inicial (mol/L):	0,2	0	0
Equilibrio (mol/L):	0,2-x	x	x

Escribiendo la expresión de la constante de equilibrio, K_a , y sustituyendo datos:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{x \cdot x}{0,2 - x} \approx \frac{x^2}{0,2} = 2,4 \cdot 10^{-6}$$

La aproximación es válida, puesto que x es mucho menor que 0,2.

Despejando x :

$$x = \sqrt{0,2 \cdot 2,4 \cdot 10^{-6}} = \sqrt{4,8 \cdot 10^{-7}} = 6,9 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Por lo tanto, el valor de pH será:

$$\text{pH} = -\log(6,9 \cdot 10^{-4}) = 3,16$$

[1,00p]

- c) El grado de ionización porcentual α viene dado por la relación:

$$\alpha = \frac{[\text{AH}_{\text{ionizado}}]}{[\text{AH}_{\text{inicial}}]} \cdot 100 = \frac{6,9 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{0,2 \text{ M}} \cdot 100 = 0,35\%$$

[0,50p]

- d) Puesto que conocemos la masa de ácido presente en la disolución original, podemos representar la molaridad de AH en función de su masa molar (M).

$$[\text{AH}] = \frac{\text{mol}_{\text{AH}}}{V_{\text{AH}}} = \frac{\frac{m_{\text{AH}}}{M_{\text{AH}}}}{V_{\text{AH}}} = \frac{1,6 \text{ g}}{0,1 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow M_{\text{AH}} = \frac{1,6 \text{ g}}{0,02 \text{ mol}} = 80 \text{ g/mol}$$

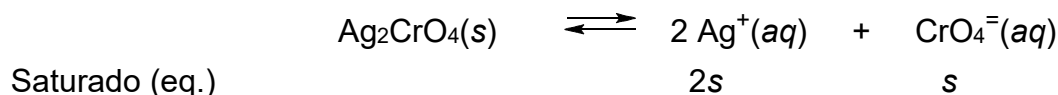
[0,50p]



A3. Solución

[2,50p]

- a) La ecuación de solubilidad del cromato de plata es:



Si s es la solubilidad del cromato de plata en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puede calcularse a partir de su producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4 \cdot s^3 = 4 \cdot 10^{-12}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 10^{-12}}{4}} = \sqrt[3]{10^{-12}} = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como la masa molar del cromato de plata es $331,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, la masa de sal disuelta en 0,5 L será:

$$m_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = s \cdot M_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} \cdot V = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 331,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,0166 \text{ g}$$

[1,00p]

- b) La solubilidad de AgCl coincide con la concentración de Ag^+ en la disolución:



Para calcular s y $[\text{Ag}^+]$: $K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = s^2 = 1,8 \cdot 10^{-10}$

$$s = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = [\text{Ag}^+] = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como la masa molar de la plata es $107,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, la masa de plata disuelta en 0,5 L será:

$$m_{\text{Ag}} = s \cdot M_{\text{Ag}} \cdot V = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 107,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,00072 \text{ g}$$

[0,50p]

- c) Para calcular la cantidad de plata en la disolución de cromato de plata, se aplica la expresión de su producto iónico:

$$[\text{Ag}^+] = 2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = 2s$$

$$m_{\text{Ag}} = 2s \cdot M_{\text{Ag}} \cdot V = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 107,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,01078 \text{ g}$$

Por lo tanto, la disolución saturada de Ag_2CrO_4 contiene más plata disuelta que la disolución saturada de AgCl. Concretamente, 15 veces más.

[0,50p]

- d) Para calcular los gramos de AgCl disueltos aplicamos la expresión:

$$m_{\text{AgCl}} = s \cdot M_{\text{AgCl}} \cdot V = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 143,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,00096 \text{ g}$$



$$s = 9,6 \cdot 10^{-4} / 0,5 \text{ L} = 1,92 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

Comparando este valor con el del cromato de plata calculado en a):

$$m_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = s \cdot M_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} \cdot V = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 331,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,0166 \text{ g}$$

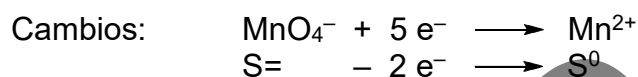
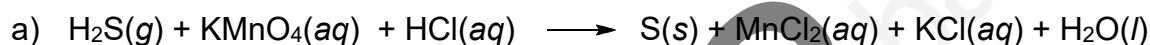
$$s = 1,66 \cdot 10^{-2} / 0,5 \text{ L} = 3,32 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$

Por lo tanto, AgCl es más insoluble que Ag₂CrO₄. Aproximadamente, 17 veces más.

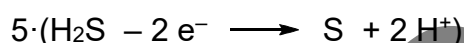
[0,50p]

A4. Solución.

[2,50p]



Ajuste:



Ecuación molecular ajustada:



[1,00p]

b) Sustancias que se reducen y se oxidan:

Se reduce: MnO_4^- El átomo de Mn pasa de Mn^{7+} a Mn^{2+} (gana electrones)

Se oxida: H_2S El átomo de S pasa de S^- a S^0 (pierde electrones)

[0,50p]

c) Los moles de H_2S gaseoso que reaccionan se pueden calcular a partir de la ecuación de los gases perfectos. Si el gas ocupa 0,25 L cuando se halla a 10 °C y 1,2 atm de presión, su número de moles será:

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,2 \text{ atm} \cdot 0,25 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (10 + 273) \text{ K}} = 0,013 \text{ mol}$$

Puesto que 2 moles de KMnO_4 reaccionan con 5 moles de H_2S , los moles de permanganato necesarios para completarla reacción serán:

$$n_{\text{MnO}_4} = \frac{2}{5} \cdot n_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{2}{5} \cdot 0,013 \text{ mol} = 5,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$V_{MnO_4} = \frac{n_{MnO_4}}{M} = \frac{5,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}} = 0,052 \text{ L} = 52 \text{ mL}$$

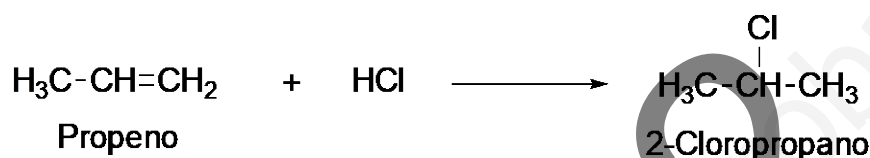
[1,00p]

BLOQUE B. SOLUCIONES (Anexo)

B1. Solución

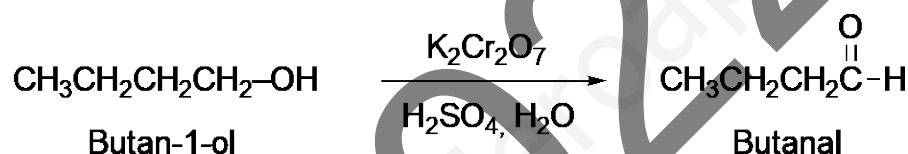
[2,00p]

- a) La adición ocurre siguiendo la regla de Markovnikov.



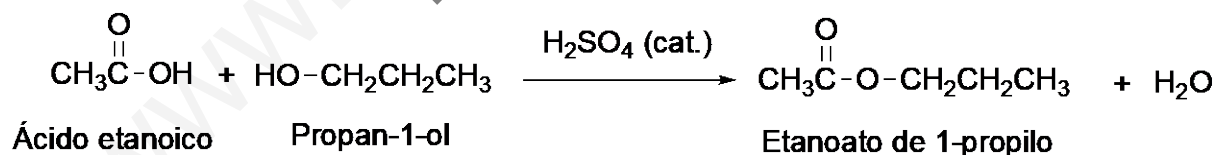
[0,50p]

- b) La oxidación suave de un alcohol primario forma un aldehído.



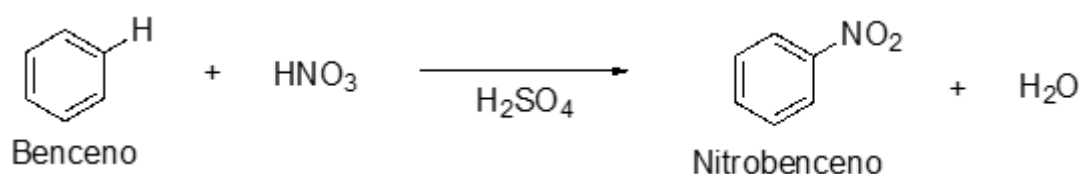
[0,50p]

- c) La condensación de un ácido carboxílico con un alcohol forma un éster. La reacción se cataliza con ácidos inorgánicos. NOTA: el etanoato de isopropilo o cualquier otro éster que cumpla las condiciones de la pregunta se valorará como respuesta correcta. También lo serán los términos “acético/acetato” en lugar de “etanoico/etanoato”.



[0,50p]

- d) La reacción del benceno con ácido nítrico en ácido sulfúrico produce nitrobenceno.



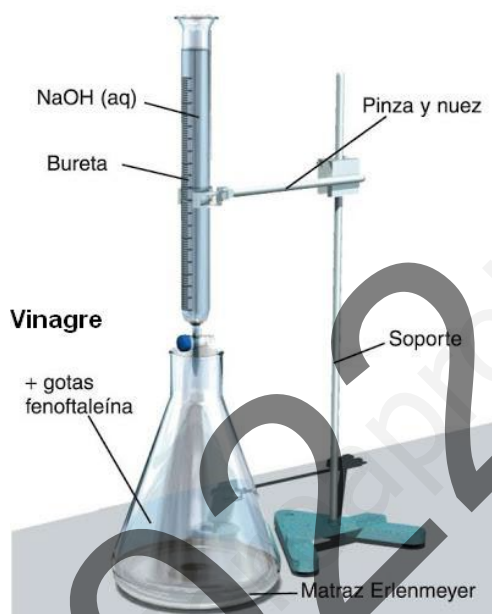
[0,50p]

B2. Solución

[2,00p]

- a) Material necesario: Bureta, matraz Erlenmeyer, soporte, pinza y nuez.

Montaje experimental y ubicación de los reactivos:



$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$: ácido etanoico (ácido acético) / NaOH : hidróxido de sodio

$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$: etanoato de sodio (acetato de sodio) / H_2O : agua

Indicador: fenolftaleína.

Procedimiento experimental:

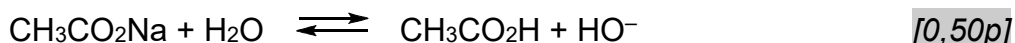
1. Rellenar la bureta con la disolución de base (NaOH) valorada hasta el punto de enrase, anotando el dato de esta lectura.

2. Medir con una pipeta, el volumen del vinagre a analizar y ponerlo en un matraz Erlenmeyer. Añadir unos 100 mL de agua destilada para diluir la muestra y conseguir una disolución débilmente coloreada por el vinagre en la que pueda observarse con claridad el viraje del indicador.

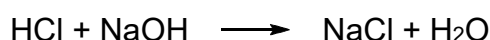
3. Añadir dos gotas de fenolftaleína.

4. Añadir, gota a gota, la disolución de NaOH desde la bureta al matraz Erlenmeyer, agitando continua y suavemente, hasta que se produzca el viraje de la fenolftaleína a color violeta. Leer y anotar el volumen de NaOH utilizado. Realizar los cálculos para determinar el grado de acidez.

- c) En el punto de equivalencia la disolución contiene acetato sódico. El anión acetato proviene de un ácido débil y provoca una reacción de hidrólisis que aumenta la concentración de iones hidroxilo, haciendo que el pH sea ligeramente básico.



- d) Si se valora HCl, en el punto de equivalencia la disolución contiene cloruro sódico. El anión cloruro proviene, de un ácido fuerte y no provoca una reacción de hidrólisis, por lo que el pH sea neutro.



[1,00p]

BLOQUE C. SOLUCIONES (Anexo)

C1. Solución [1,50p]

- a) Las siguientes combinaciones no son posibles:
(2,-1,1): porque el número cuántico secundario (l) no puede ser negativo.
(2,3,0) y (3,3,2): porque el número cuántico secundario (l) debe ser menor que el principal (n).

[0,50p]

- b) Combinaciones posibles corresponden a los siguientes orbitales atómicos:

(3,2,0): orbital 3d.

(3,0,0): orbital 3s

(4,2,0): orbital 4d.

[0,50p]

- c) El elemento que tiene un orbital atómico con los números cuánticos (3,0,0) y una configuración electrónica $3s^1$ pertenece al Grupo I y al Período 3. Por tanto, es un metal alcalino. Concretamente el Sodio.

Na: $[1s^2; 2s^2 2p^6; 3s^1]$

[0,50p]

C2. Solución [1,50p]

- a) Reacción: $\text{Sn}^{2+} + \text{Cu} \longrightarrow \text{Sn} + \text{Cu}^{2+}$

Oxidación: $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$

Ánodo: $\mathcal{E}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ V}$

Reducción: $\text{Sn}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Sn}$

Cátodo: $\mathcal{E}_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ V}$

$\mathcal{E}_{\text{pila}}^0 = \mathcal{E}_{\text{cátodo}}^0 - \mathcal{E}_{\text{ánodo}}^0 = -0,14 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = -0,48 \text{ V}$

$\mathcal{E}_{\text{pila}}^0 < 0$: reacción no espontánea

[0,50p]

- b) Reacción: $\text{Sn} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2$

Oxidación: $\text{Sn} \longrightarrow \text{Sn}^{2+} + 2 e^-$

Ánodo: $\mathcal{E}_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ V}$

Reducción: $\text{H}^+ + e^- \longrightarrow \text{H}_2$

Cátodo: $\mathcal{E}_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0 \text{ V}$



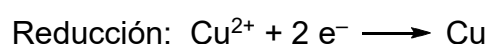
$$\mathcal{E}_{pila}^0 = \mathcal{E}_{cátodo}^0 - \mathcal{E}_{ánodo}^0 = 0\text{ V} - (-0,14\text{ V}) = +0,14\text{ V}$$

$\mathcal{E}_{pila}^0 > 0$ reacción espontánea. Se formará hidrógeno gaseoso [0,50p]

c) Notación de la pila: $\text{Sn(s)} / \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) // \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu(s)}$
Ánodo
Cátodo



Ánodo: $\mathcal{E}_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14\text{ V}$



Cátodo: $\mathcal{E}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34\text{ V}$

$$\mathcal{E}_{pila}^0 = \mathcal{E}_{cátodo}^0 - \mathcal{E}_{ánodo}^0 = +0,34\text{ V} - 0,14\text{ V} = +0,20\text{ V}$$

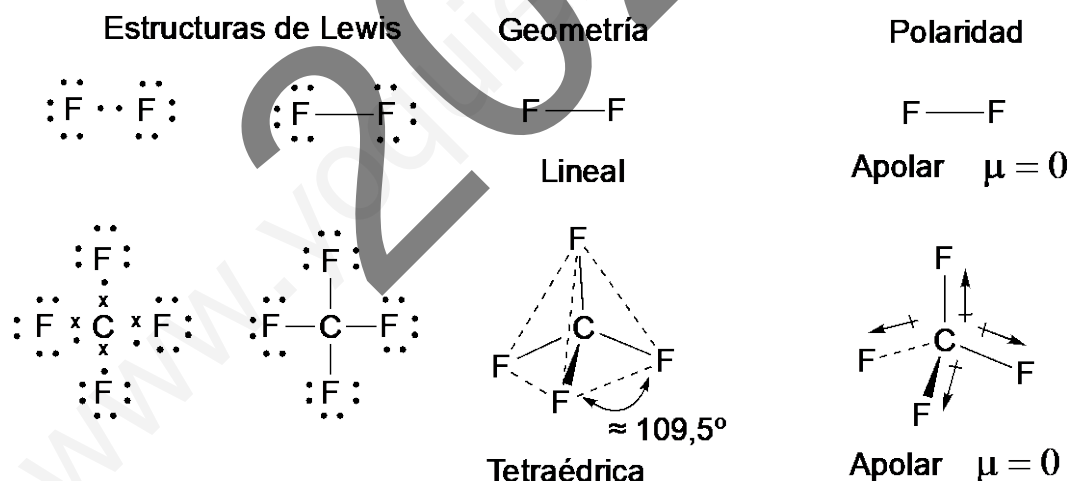
$\mathcal{E}_{pila}^0 > 0$: reacción espontánea

[0,50p]

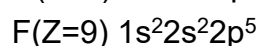
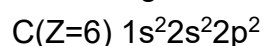
C3. Solución

[1,50p]

a) Los compuestos apolares en estado gaseoso son F_2 y CF_4



Las configuraciones electrónicas de los átomos son:



F_2 : Tiene una estructura de Lewis con 3 pares de electrones no enlazantes en cada átomo de flúor. El enlace entre ambos átomos es simétrico, lineal y la molécula es apolar.

CF_4 : La estructura de Lewis contienen 4 enlaces covalentes C-F iguales. Los pares de electrones de los 4 átomos de flúor se repelen entre sí formando una



geometría tetraédrica. El átomo de F es más electronegativo que el C, por lo que los enlaces C–F están polarizados hacia los halógenos aunque de manera simétrica, lo cual resulta en una molécula apolar.

[0,50p]

- b) El compuesto con un enlace iónico es LiF

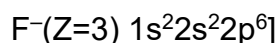
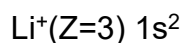
Estructura de Lewis

Polaridad



Polar: movilidad iónica

Las configuraciones electrónicas de los átomos ionizados son:



LiF: Forma un par iónico donde tanto Li^+ como F^- tienen configuración electrónica de gas noble. Al estar formado por cargas puntuales no tiene geometría molecular (aunque pueda formar cristales ordenados).

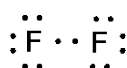
[0,50p]

- c) El compuesto HF tendrá un punto de ebullición más alto que F_2

Estruct. de Lewis

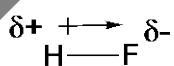
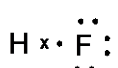
Geometría

Polaridad



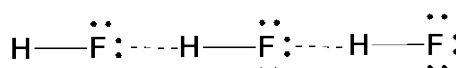
Lineal

Apolar $\mu = 0$



Lineal

Polar $\mu \neq 0$



Enlaces de hidrógeno

El enlace H–F es lineal, pero está polarizado por el átomo de flúor. Esto provoca un fuerte dipolo que facilita la formación de enlaces de hidrógeno intermoleculares. Por esta razón, aunque el peso molecular de HF es menor que el de F_2 , tiene un punto de ebullición más alto.

[0,50p]

C4. Solución

[1,50p]

- a) Para que una reacción sea espontánea a cualquier temperatura se debe cumplir que: $\Delta G < 0$. Puesto que $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ y la temperatura absoluta es siempre positiva, dicha condición se cumplirá siempre cuando $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$.

Como $\Delta H^\circ = +135,5 \text{ kJ}$ y $\Delta S^\circ = +235,1 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$, la afirmación es FALSA. [0,50p]



- b) Para que una reacción no sea espontánea a ninguna temperatura se debe cumplir que: $\Delta G > 0$. Puesto que $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ y la temperatura absoluta es siempre positiva, dicha condición se cumplirá siempre cuando $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$.

Como $\Delta H^\circ = +135,5 \text{ kJ}$ y $\Delta S^\circ = +235,1 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$, la afirmación es FALSA. [0,50p]

- c) Para que una reacción pase de ser no espontánea a espontánea, debe existir una temperatura a la que esté en equilibrio: $\Delta G = 0$.

Despejando la temperatura:

$$\Delta H = T \cdot \Delta S \Rightarrow T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{135,5 \cdot 10^3 \text{ J}}{235,1 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}} = 576 \text{ K} = 303^\circ \text{C}$$

La reacción es espontánea a $T > 303^\circ \text{C}$ y no es espontánea a $T < 303^\circ \text{C}$.

Por lo tanto, la afirmación es CIERTA.

[0,50p]