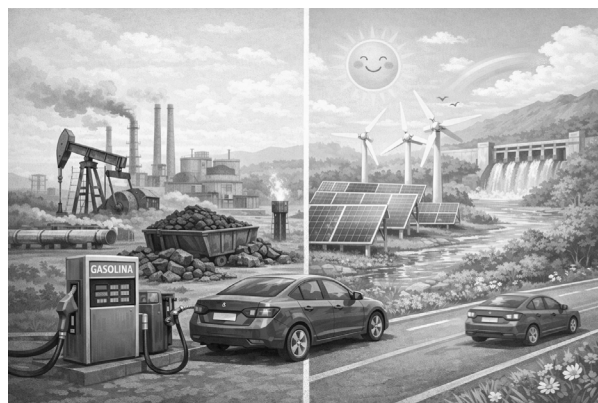


PUNTUACIÓN QUE SE OTORGARÁ A ESTE EJERCICIO: (véanse las distintas partes del examen)

El examen consta de 5 preguntas y la calificación máxima de cada pregunta es de 2 puntos. La pregunta 1 es obligatoria, y las preguntas 2 a 5 ofrecen la posibilidad de elección entre dos apartados según se indica. Si se responde a más de un apartado optativo de una pregunta, sólo se corregirá aquel que se haya contestado en primer lugar, a no ser que se haya tachado.

PREGUNTA 1. (2 puntos)

Los combustibles fósiles, como el petróleo, el carbón y el gas natural, han sido durante décadas la principal fuente de energía a nivel mundial. Sin embargo, su uso genera contaminación y contribuye al cambio climático. Frente a ello, las energías renovables, como la solar, eólica o hidráulica, ofrecen alternativas más limpias y sostenibles. Estas fuentes ayudan a reducir las emisiones y a cuidar el medio ambiente. Aun así, en determinados usos, especialmente en el transporte, los combustibles fósiles como la gasolina siguen siendo ampliamente utilizados debido a la infraestructura existente y a su alta densidad energética, es decir, con pocos litros se pueden recorrer muchos kilómetros.



La gasolina es un líquido que está compuesto por una mezcla de alcanos, y se puede considerar que su fórmula molecular promedio se corresponde con la del octano (C_8H_{18}). En la combustión de la gasolina a $25^\circ C$, se produce dióxido de carbono en estado gaseoso y agua en estado líquido.

- Escriba y ajuste la ecuación de combustión de la gasolina (C_8H_{18}). (0,5 puntos)
- Determine la entalpía molar estándar de esta reacción de combustión. (0,5 puntos)
- Si se dispone de un bidón de 85 litros de gasolina, ¿cuánto calor se liberará al quemar completamente su contenido? Además, ¿qué volumen de CO_2 se formará en la reacción si se mide a $25^\circ C$ y 1 atm? Considere que la densidad de la gasolina es de 690 g/L. (1 punto)

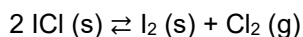
Datos: ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): CO_2 (g) = -393,5; H_2O (l) = -285,8; C_8H_{18} (l) = -249,8.

Masas atómicas: H = 1, C = 12. R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹

PREGUNTA 2. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (2A o 2B):

2A) En un recipiente de 3 L se introducen 2,5 moles de ICl , el cual descompone a $25^\circ C$ según el siguiente equilibrio:



La constante K_p tiene un valor de 0,24 a dicha temperatura.

- Calcule cuál será la concentración de Cl_2 cuando se alcance el equilibrio. (0,75 puntos)
- Calcule cuántos gramos de ICl quedarán en el equilibrio. (0,75 puntos)
- Si se quiere mejorar la obtención de I_2 y Cl_2 variando la presión del recipiente, ¿sería mejor aumentarla o disminuirla? Razone la respuesta. (0,5 puntos)

Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. Masas atómicas: I = 127; Cl = 35,5.

2B) Se quiere preparar una disolución de ácido fluorhídrico (HF) con un pH = 3.

- Calcule la concentración molar inicial de ácido fluorhídrico. (1 punto)
- Calcule el grado de disociación del ácido fluorhídrico en esta disolución. (0,5 puntos)
- ¿Cuántos gramos de HNO_3 sería necesario disolver en 500 mL de agua para obtener una disolución con un pH = 2,5? (0,5 puntos)

Datos: $K_a(HF)$ = $6,4 \cdot 10^{-4}$; Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1.

PREGUNTA 3. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (3A o 3B):

3A) Dados los elementos A ($Z = 35$) y B ($Z = 38$):

- Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos A y B e indique a qué grupo y periodo pertenecen. (0,5 puntos)
- Justifique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos representa al electrón más energético del elemento de número atómico 38: (0,5 puntos)
i) (5, 1, -1, 1/2) ii) (5, 0, -1, -1/2) iii) (4, 2, -2, 1/2) iv) (5, 0, 0, -1/2)
- Indique, de forma razonada, cuál de los dos elementos tendrá un menor radio atómico y cuál tendrá una mayor energía de ionización. (0,5 puntos)
- Razone qué tipo de enlace (iónico, covalente o metálico) se formará entre A y B, y cuál será la fórmula del compuesto resultante. (0,5 puntos)

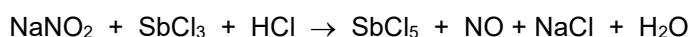
3B) Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- La molécula de BF_3 presenta una geometría molecular trigonal plana y la geometría del H_2Se es angular. Deduzca el carácter polar o no polar de la mismas. (0,5 puntos)
- Las siguientes sustancias son sólidas a temperatura ambiente: KI y K, en estas condiciones ¿conducirán la electricidad? (0,5 puntos)
- ¿Por qué el F_2 es un gas a temperatura ambiente mientras que el Br_2 es líquido? (0,5 puntos)
- Indique si alguna de estas especies tiene electrones desapareados: K^+ y O^- . (0,5 puntos)

PREGUNTA 4. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (4A o 4B):

4A) Considere la siguiente reacción:



- Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón y escriba la ecuación molecular completa. Indique la especie que hace de agente oxidante y la que hace de agente reductor. (1 punto)
- Si se parte de 20 mL de una disolución de HCl de riqueza en masa 28% y una densidad de 1,12 g/mL, ¿qué volumen de NO gaseoso se esperaría obtener medido a 1 atm y 25°C? (1 punto)

Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1.

4B) Indique, justificando la respuesta, si los siguientes procesos son de oxidación-reducción, o si, por el contrario, no se trata de un proceso redox. En el caso de los sistemas redox indique qué especie es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

- $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$ (0,4 puntos)
- $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{S}$ (0,4 puntos)
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ (0,4 puntos)
- $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$ (0,4 puntos)
- $\text{TiO}_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{TiO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ (0,4 puntos)

PREGUNTA 5. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (5A o 5B):

5A) Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Si se añade K_2CO_3 a una disolución saturada de FeCO_3 el producto de solubilidad de este último disminuye. (0,5 puntos)
 - La solubilidad del CaF_2 es mayor que la del FeCO_3 . (1 punto)
 - En una disolución de FeCO_3 , la solubilidad del FeCO_3 aumenta al añadir K_2CO_3 . (0,5 puntos)
- Datos: $K_{ps}(\text{FeCO}_3) = 2,11 \cdot 10^{-11}$; $K_{ps}(\text{CaF}_2) = 2,7 \cdot 10^{-11}$

5B) Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

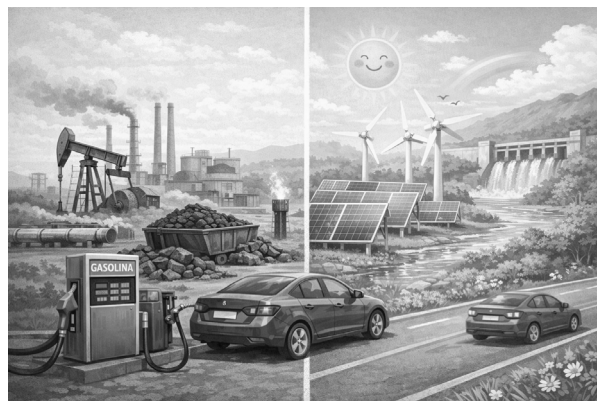
- La constante de velocidad de una reacción de primer orden tiene como unidades $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. (0,5 puntos)
- La velocidad de una reacción es dependiente de la temperatura. (0,5 puntos)
- Si la velocidad de una reacción se cuadruplica cuando la concentración de uno de los reactivos se duplica, esto indica que el orden de reacción respecto de ese reactivo es 2. (0,5 puntos)
- El orden total de una reacción se puede obtener a partir de los coeficientes estequiométricos de los reactivos. (0,5 puntos)

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

- Las puntuaciones máximas figuran en los apartados de cada pregunta y sólo se podrán alcanzar cuando la solución sea correcta y el resultado esté convenientemente razonado.
- En los problemas donde haya que resolver varios apartados en los que la solución numérica obtenida en uno de ellos sea imprescindible para resolver el siguiente, se puntuará éste independientemente del resultado anterior, salvo que el resultado sea incoherente.
- En caso de error algebraico sólo se penalizará gravemente una solución incorrecta cuando sea incoherente; si la solución es coherente, el error se penalizará con 0,25 puntos como máximo.
- Se exigirá que los resultados de los distintos ejercicios sean obtenidos paso a paso y que estén debidamente razonados.
- Los errores de formulación se podrán penalizar con hasta 0,25 puntos por fórmula, pero en ningún caso se podrá obtener una puntuación negativa.

PREGUNTA 1. (2 puntos)

Los combustibles fósiles, como el petróleo, el carbón y el gas natural, han sido durante décadas la principal fuente de energía a nivel mundial. Sin embargo, su uso genera contaminación y contribuye al cambio climático. Frente a ello, las energías renovables, como la solar, eólica o hidráulica, ofrecen alternativas más limpias y sostenibles. Estas fuentes ayudan a reducir las emisiones y a cuidar el medio ambiente. Aun así, en determinados usos, especialmente en el transporte, los combustibles fósiles como la gasolina siguen siendo ampliamente utilizados debido a la infraestructura existente y a su alta densidad energética, es decir, con pocos litros se pueden recorrer muchos kilómetros.



La gasolina es un líquido que está compuesto por una mezcla de alcanos, y se puede considerar que su fórmula molecular promedio se corresponde con la del octano (C_8H_{18}). En la combustión de la gasolina a $25^\circ C$, se produce dióxido de carbono en estado gaseoso y agua en estado líquido.

- Escriba y ajuste la ecuación de combustión de la gasolina (C_8H_{18}). (0,5 puntos)
- Determine la entalpía molar estándar de esta reacción de combustión. (0,5 puntos)
- Si se dispone de un bidón de 85 litros de gasolina, ¿cuánto calor se liberará al quemar completamente su contenido? Además, ¿qué volumen de CO_2 se formará en la reacción si se mide a $25^\circ C$ y 1 atm? Considere que la densidad de la gasolina es de 690 g/L. (1 punto)

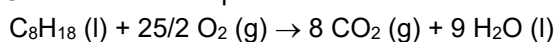
Datos: ΔH_f° ($kJ \cdot mol^{-1}$): CO_2 (g) = $-393,5$; H_2O (l) = $-285,8$; C_8H_{18} (l) = $-249,8$.

Masas atómicas: H = 1, C = 12. R = $0,082 \text{ atm L mol}^{-1} K^{-1}$

RESPUESTA



b) Cálculo de la entalpía molar de combustión de la gasolina:



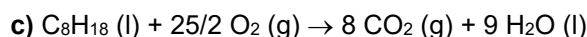
$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = 8 \Delta H_f^\circ (CO_2) + 9 \Delta H_f^\circ (H_2O) - \Delta H_f^\circ (C_8H_{18}) - 25/2 \Delta H_f^\circ (O_2)$$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = 8 \cdot (-393,5) + 9 \cdot (-285,8) - (-249,8) - 0$$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = -5470,4 \text{ kJ/mol} \quad (0,5 \text{ puntos})$$

(Nota: Si responden $-5470,4 \text{ kJ}$ también será correcto en este caso)



Moles de C_8H_{18} :

$$85 \text{ L de } C_8H_{18} \times \frac{690 \text{ g de } C_8H_{18}}{1 \text{ L de } C_8H_{18}} \times \frac{1 \text{ mol de } C_8H_{18}}{114 \text{ g de } C_8H_{18}} = 514,47 \text{ mol de } C_8H_{18} \quad (0,3 \text{ puntos})$$

Cálculo del calor desprendido:

$$514,47 \text{ mol de } C_8H_{18} \times (-5470,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -2,81 \cdot 10^6 \text{ kJ se liberan.} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

Moles de CO_2 producidos:

$$514,47 \text{ mol de } C_8H_{18} \times \frac{8 \text{ mol de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_8H_{18}} = 4115,76 \text{ mol de } CO_2 \text{ producidos} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

Volumen de CO_2 :

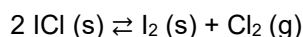
$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{4115,76 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 100572,71 \text{ L de } CO_2 \quad (0,3 \text{ puntos})$$

PREGUNTA 2. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (2A o 2B):

2A) En un recipiente de 3 L se introducen 2,5 moles de ICl , el cual descompone a $25^\circ C$ según el siguiente equilibrio:



La constante K_p tiene un valor de 0,24 a dicha temperatura.

- Calcule cuál será la concentración de Cl_2 cuando se alcance el equilibrio. (0,75 puntos)
- Calcule cuántos gramos de ICl quedarán en el equilibrio. (0,75 puntos)
- Si se quiere mejorar la obtención de I_2 y Cl_2 variando la presión del recipiente, ¿sería mejor aumentarla o disminuirla? Razone la respuesta. (0,5 puntos)

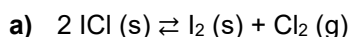
Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas: $I = 127$; $Cl = 35,5$.

2B) Se quiere preparar una disolución de ácido fluorhídrico (HF) con un $pH = 3$.

- Calcule la concentración molar inicial de ácido fluorhídrico. (1 punto)
- Calcule el grado de disociación del ácido fluorhídrico en esta disolución. (0,5 puntos)
- ¿Cuántos gramos de HNO_3 sería necesario disolver en 500 mL de agua para obtener una disolución con un $pH = 2,5$? (0,5 puntos)

Datos: $K_a(HF) = 6,4 \cdot 10^{-4}$; Masas atómicas: $N = 14$; $O = 16$; $H = 1$.

RESPUESTA 2A



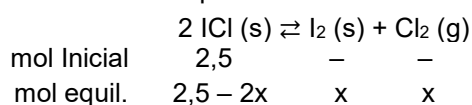
$$K_p = P_{Cl_2} \Rightarrow P_{Cl_2} = 0,24 \text{ atm} \quad (0,25 \text{ puntos})$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,24 \cdot 3}{0,082 \cdot 298} = 0,029 \text{ mol de } Cl_2 \quad (0,25 \text{ puntos})$$

$$[Cl_2] = 0,029 \text{ moles} / 3 \text{ L} = 9,82 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad (0,25 \text{ puntos})$$

b) Planteamiento del equilibrio:



Planteamiento: (0,25 puntos)

Como $x = \text{moles de } Cl_2 = 0,029 \text{ moles}$, los moles de ICl que quedan en el equilibrio serán:

$$n_{ICl} = 2,5 - 2x = 2,5 - 2 \cdot 0,029 = 2,44 \text{ mol} \quad (0,25 \text{ puntos})$$

Cálculo de gramos de ICl :

$$2,44 \text{ mol} \times 162,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 396,5 \text{ g de } ICl \quad (0,25 \text{ puntos})$$

- c) *Principio de Le Chatelier*: Cuando se aumenta la presión de un sistema en equilibrio, éste evolucionará para compensar el efecto desplazándose hacia donde haya un menor número de moles gaseosos. **(0,2 puntos)**

En los productos hay 1 mol gaseoso mientras que en los reactivos no hay ninguno, por lo tanto, si queremos obtener más productos lo que habrá que hacer es disminuir la presión porque así el equilibrio se desplazará hacia la derecha (\rightarrow). **(0,3 puntos)**

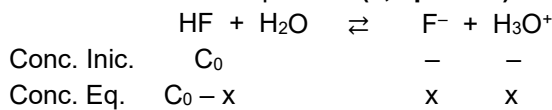
RESPUESTA 2B

- a) Cálculo de la concentración de ácido fluorhídrico.

Cálculo de la $[\text{H}_3\text{O}^+]$. **(0,2 puntos)**

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]; \text{pH} = 3 \text{ así que } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ M}$$

Planteamiento del equilibrio. **(0,3 puntos)**



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{F}^-] = 10^{-3} \text{ M}$$

Cálculo de C_0 : **(0,5 puntos)**

$$K_a = 6,4 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(10^{-3})^2}{C_0 - 10^{-3}} \Rightarrow C_0 = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- b) Cálculo del grado de disociación. **(0,5 puntos)**

$$\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{10^{-3}}{2,6 \cdot 10^{-3}} = 0,38 \text{ o } 38\%$$

- c) Cálculo de los moles de HNO_3 .

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]; \text{pH} = 2,5 \text{ así que } [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{moles de } \text{H}_3\text{O}^+ = \text{moles de } \text{HNO}_3 = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M} \times 0,5 \text{ L} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad \textbf{(0,25 puntos)}$$

$$\text{gramos de } \text{HNO}_3 = 1,58 \cdot 10^{-3} \times 63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,1 \text{ g} \Rightarrow 100 \text{ mg de } \text{HNO}_3 \quad \textbf{(0,25 puntos)}$$

PREGUNTA 3. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (3A o 3B):

- 3A) Dados los elementos A ($Z = 35$) y B ($Z = 38$):

- Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos A y B e indique a qué grupo y periodo pertenecen. *(0,5 puntos)*
- Justifique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos representa al electrón más energético del elemento de número atómico 38: *(0,5 puntos)*
i) (5, 1, -1, 1/2) ii) (5, 0, -1, -1/2) iii) (4, 2, -2, 1/2) iv) (5, 0, 0, -1/2)
- Indique, de forma razonada, cuál de los dos elementos tendrá un menor radio atómico y cuál tendrá una mayor energía de ionización. *(0,5 puntos)*
- Razone qué tipo de enlace (iónico, covalente o metálico) se formará entre A y B, y cuál será la fórmula del compuesto resultante. *(0,5 puntos)*

- 3B) Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

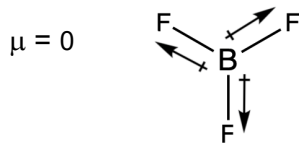
- La molécula de BF_3 presenta una geometría molecular trigonal plana y la geometría del H_2Se es angular. Deduzca el carácter polar o no polar de la mismas. *(0,5 puntos)*
- Las siguientes sustancias son sólidas a temperatura ambiente: KI y K, en estas condiciones ¿conducirán la electricidad? *(0,5 puntos)*
- ¿Por qué el F_2 es un gas a temperatura ambiente mientras que el Br_2 es líquido? *(0,5 puntos)*
- Indique si alguna de estas especies tiene electrones desapareados: K^+ y O^- . *(0,5 puntos)*

RESPUESTA 3A

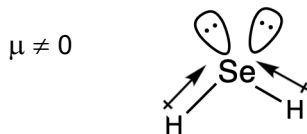
- a) $Z = 35$ Elemento: bromo, Br.
Grupo 17. Periodo 4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ (0,25 puntos)
 $Z = 38$ Elemento: estroncio, Sr.
Grupo 2. Periodo 5. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$ (0,25 puntos)
- b) El electrón más energético del Sr ($Z = 38$) estará situado en el orbital ocupado de más alta energía, el 5s. Así, $n = 5$ y $l = 0$ (orbital s). Como $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$, en este caso, m_l solo puede ser 0. El número de espín, m_s podrá ser $-1/2$ o $+1/2$.
De esta forma, el único conjunto de números cuánticos que describirían ese electrón del Sr es el iv) (5, 0, 0, $-1/2$). (0,5 puntos)
- c) El radio atómico aumenta al bajar en un grupo y disminuye al avanzar en un periodo. El Br está al final del cuarto periodo y un periodo por encima del Sr, así que el Br será el elemento de menor radio atómico. (0,25 puntos)
La energía de ionización aumenta cuanto más arriba y a la derecha está un elemento en la tabla periódica, por lo tanto, de nuevo, el elemento que tendrá una mayor energía de ionización será el Br. (0,25 puntos)
- d) El Br es un no metal y el Sr es un metal alcalinotérreo, por lo tanto, se combinarán dando un compuesto iónico. El Sr cederá dos electrones a dos átomos de Br, para que ambos lleguen a la configuración más estable de gas noble (ns^2np^6). El enlace iónico se forma por la atracción electrostática entre los cationes Sr^{2+} y los aniones Br^- . (0,3 puntos)
El compuesto será el $SrBr_2$. (0,2 puntos)

RESPUESTA 3B

- a) BF_3 : Los enlaces B-F son polares debido a la diferencia de electronegatividad entre los dos átomos y, debido a la geometría de la molécula, la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces da un valor de cero, por lo que la molécula no es polar. (0,25 puntos)



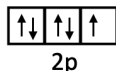
H_2Se : En este caso, los enlaces Se-H también son polares, pero por la geometría de la molécula, la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces da un valor distinto de cero, por lo que la molécula será polar. (0,25 puntos)



- b) **KI**: Es un sólido iónico. En estado sólido los iones K^+ e I^- están fijos formando una red iónica y por lo tanto el KI no conducirá la electricidad. (0,25 puntos)
K: Es un elemento metálico y sus electrones se encuentran formando una nube electrónica alrededor de una red de cationes metálicos. Al tener los electrones deslocalizados, éstos se mueven libremente permitiendo conducir la electricidad. (0,25 puntos)
- c) Tanto el F_2 como el Br_2 son moléculas no polares y entre ellas existen interacciones de van der Waals de tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de London o de dispersión). Este tipo de interacciones son más fuertes al aumentar el tamaño de la molécula, por lo tanto, serán más intensas en el caso del Br_2 , que es más grande que el F_2 , y por ello su punto de ebullición es mayor. (0,5 puntos)
- d) Configuraciones electrónicas:
K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \Rightarrow K^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (0,15 puntos)
O: $1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow O^- : 1s^2 2s^2 2p^5$ (0,15 puntos)

El K^+ tiene todos sus electrones completando todos los orbitales por lo que no tiene electrones desapareados. **(0,1 puntos)**

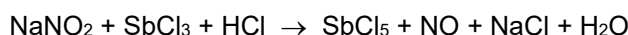
El O^- tiene 5 electrones en los orbitales 2p por lo que tendrá 4 electrones apareados y uno desapareado. **(0,1 puntos)**



PREGUNTA 4 (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (4A o 4B):

4A) Considere la siguiente reacción:



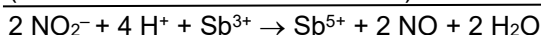
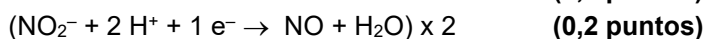
- a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón y escriba la ecuación molecular completa. Indique la especie que hace de agente oxidante y la que hace de agente reductor. **(1 punto)**
- b) Si se parte de 20 mL de una disolución de HCl de riqueza en masa 28% y una densidad de 1,12 g/mL, ¿qué volumen de NO gaseoso se esperaría obtener medido a 1 atm y 25°C? **(1 punto)**
- Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1.

4B) Indique, justificando la respuesta, si los siguientes procesos son de oxidación-reducción, o si, por el contrario, no se trata de un proceso redox. En el caso de los sistemas redox indique qué especie es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

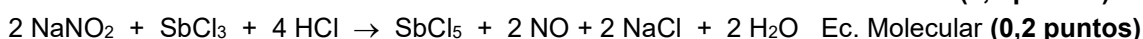
- a) $2 Al + 6 HCl \rightarrow 2 AlCl_3 + 3 H_2$ **(0,4 puntos)**
- b) $Na_2S + Cl_2 \rightarrow 2 NaCl + S$ **(0,4 puntos)**
- c) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ **(0,4 puntos)**
- d) $3 Cu + 8 HNO_3 \rightarrow 3 Cu(NO_3)_2 + 2 NO + 4 H_2O$ **(0,4 puntos)**
- e) $TiO_2 + 2 H^+ \rightarrow TiO^{2+} + H_2O$ **(0,4 puntos)**

RESPUESTA 4A

a) $NaNO_2 + SbCl_3 + HCl \rightarrow SbCl_5 + NO + NaCl + H_2O$



Ec. iónica **(0,2 puntos)**



Ec. Molecular **(0,2 puntos)**

El Sb^{3+} pierde electrones, se oxida, por tanto, es el agente reductor. **(0,1 puntos)**

El NO_2^- gana electrones, se reduce, por tanto, es el agente oxidante. **(0,1 puntos)**

b) Cálculo de los moles de HCl: **(0,5 puntos)**

$$20 \text{ mL disolución} \times \frac{1,12 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \times \frac{28 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,17 \text{ mol de HCl}$$

Cálculo de los moles de NO:

$$0,17 \text{ mol HCl} \times \frac{2 \text{ mol NO}}{4 \text{ mol HCl}} = 0,085 \text{ mol NO} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

Cálculo del volumen de NO:

$$PV = nRT \Rightarrow 1 \cdot V = 0,085 \cdot 0,082 \cdot 298 \Rightarrow V = 2,08 \text{ L de NO} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

RESPUESTA 4B

a) $2 Al + 6 HCl \rightarrow 2 AlCl_3 + 3 H_2$

Para que sea un proceso redox tiene que haber cambios en los estados de oxidación. Aquí:

$Al^0 \rightarrow Al(III)$ y $H(I) \rightarrow H(0)$. Es un proceso redox. **(0,2 puntos)**

Especie oxidante: H^+ gana electrones y se reduce. **(0,1 puntos)**

Especie reductora: Al pierde electrones y se oxida. **(0,1 puntos)**

- b) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{S}$
 En este caso: $\text{S}(-\text{II}) \rightarrow \text{S}^0$ y $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}(-\text{I})$. Es un proceso redox. **(0,2 puntos)**
 Especie oxidante: Cl_2 gana electrones y se reduce. **(0,1 puntos)**
 Especie reductora: S^{2-} pierde electrones y se oxida. **(0,1 puntos)**
- c) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 En este caso: $\text{Ca}(\text{II}) \rightarrow \text{Ca}(\text{II})$ y $\text{C}(\text{IV}) \rightarrow \text{C}(\text{IV})$. **(0,2 puntos)**
 No hay cambio en los estados de oxidación por lo que no es un proceso redox. **(0,2 puntos)**
- d) $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
 Aquí: $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}(\text{II})$ y $\text{N}(\text{V}) \rightarrow \text{N}(\text{II})$. Es un proceso redox. **(0,2 puntos)**
 Especie oxidante: NO_3^- gana electrones y se reduce. **(0,1 puntos)**
 Especie reductora: Cu pierde electrones y se oxida. **(0,1 puntos)**
- e) $\text{TiO}_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{TiO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
 En este caso: $\text{Ti}(\text{IV}) \rightarrow \text{Ti}(\text{IV})$ y $\text{H}(\text{I}) \rightarrow \text{H}(\text{I})$. **(0,2 puntos)**
 No hay cambio en los estados de oxidación por lo que no es un proceso redox. **(0,2 puntos)**

PREGUNTA 5. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (5A o 5B):

5A) Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Si se añade K_2CO_3 a una disolución saturada de FeCO_3 el producto de solubilidad de este último disminuye. *(0,5 puntos)*
- b) La solubilidad del CaF_2 es mayor que la del FeCO_3 . *(1 punto)*
- c) En una disolución de FeCO_3 , la solubilidad del FeCO_3 aumenta al añadir K_2CO_3 . *(0,5 puntos)*
- Datos: $K_{\text{ps}}(\text{FeCO}_3) = 2,11 \cdot 10^{-11}$; $K_{\text{ps}}(\text{CaF}_2) = 2,7 \cdot 10^{-11}$

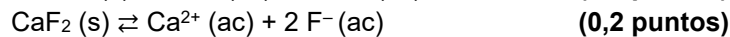
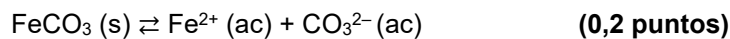
5B) Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) La constante de velocidad de una reacción de primer orden tiene como unidades $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. *(0,5 puntos)*
- b) La velocidad de una reacción es dependiente de la temperatura. *(0,5 puntos)*
- c) Si la velocidad de una reacción se cuadruplica cuando la concentración de uno de los reactivos se duplica, esto indica que el orden de reacción respecto de ese reactivo es 2. *(0,5 puntos)*
- d) El orden total de una reacción se puede obtener a partir de los coeficientes estequiométricos de los reactivos. *(0,5 puntos)*

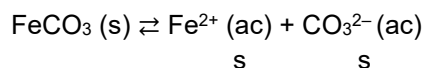
RESPUESTA 5A

- a) Falsa. El producto de solubilidad (K_{ps}) de una sal es una constante de equilibrio y su valor permanece constante ya que sólo depende de la temperatura. **(0,5 puntos)**
- b) Verdadera. Es necesario calcular las solubilidades de ambas sales para justificar la respuesta.

Equilibrios de solubilidad:

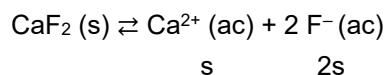


Cálculo de la solubilidad molar:



$$K_{\text{ps}} = [\text{Fe}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] \Rightarrow K_{\text{ps}} = \text{s} \cdot \text{s} = \text{s}^2 = 2,11 \cdot 10^{-11}$$

$$\text{s} = 4,6 \cdot 10^{-6} \text{ M} \quad \mathbf{(0,25 \text{ puntos})}$$



$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 \Rightarrow K_{\text{ps}} = \text{s} \cdot (2\text{s})^2 = 4\text{s}^3 = 2,7 \cdot 10^{-11}$$

$$\text{s} = 1,9 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad \mathbf{(0,25 \text{ puntos})}$$

Se obtiene que $\text{s}(\text{CaF}_2) > \text{s}(\text{FeCO}_3)$, por lo tanto, el CaF_2 es más soluble que el FeCO_3 . **(0,1 puntos)**

- c) Falsa. Cuando se añade K_2CO_3 a la disolución de $FeCO_3$ se está añadiendo un ion común que es el anión CO_3^{2-} , como lo que tenemos es el equilibrio: $FeCO_3 (s) \rightleftharpoons Fe^{2+} (ac) + CO_3^{2-} (ac)$, por el principio de Le Chatelier, el sistema se va a desplazar en el sentido en el que se consuman los iones CO_3^{2-} introducidos, por lo tanto, se va a desplazar hacia la izquierda (\leftarrow), hacia la formación de más $FeCO_3 (s)$, es decir, disminuyendo su solubilidad. **(0,5 puntos)**

RESPUESTA 5B

- a) Falsa. La ecuación de velocidad de una reacción de primer orden es: $v = k [A]$ **(0,2 puntos)**
Por lo que la expresión de la constante de la velocidad es:

$$k = \frac{v}{[A]} \text{ y sus unidades son } \frac{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}} = \text{s}^{-1} \quad \text{(0,3 puntos)}$$

- b) Verdadera. La velocidad de una reacción depende de la constante de la velocidad, k , y esta constante depende de la temperatura de acuerdo con la expresión de Arrhenius: $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$. Por lo tanto, la velocidad de reacción sí que depende de la temperatura. **(0,5 puntos)**

Nota: También puede darse una explicación basada en los choques efectivos. Si se aumenta la temperatura, las moléculas de los reactivos se mueven con una mayor velocidad, aumenta el número de moléculas activadas, es decir, con energía cinética superior a la de activación y con ello aumenta el número de choques efectivos, aumentando así la velocidad de la reacción. Lo contrario ocurriría si se disminuye la temperatura. Por lo tanto, la velocidad de reacción es dependiente de la temperatura.

- c) Verdadera. Si suponemos una reacción cuya ecuación de la velocidad es $v_1 = k [A]^n$, si se duplica la concentración de A la nueva velocidad sería: $v_2 = 4 v_1 = k [2A]^n$, así, relacionando ambas expresiones:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k [2A]^n}{k [A]^n} \Rightarrow \frac{4 v_1}{v_1} = 4 = 2^n \Rightarrow n = 2$$

Por lo tanto, efectivamente, el orden parcial del reactivo A es 2. **(0,5 puntos)**

Nota: También se puede justificar considerando una ecuación de la velocidad de una reacción de orden 2 en un reactivo ($v_1 = k [A]^2$) y hacer el cálculo de la velocidad cuando la concentración de ese reactivo se duplica:

$$v_2 = k [2 \cdot A]^2 = 4 k [A]^2 = 4 v_1$$

Comprobando que la velocidad de reacción se cuadruplica.

- d) Falsa. El orden total de una reacción no se obtiene a partir de los coeficientes estequiométricos de los reactivos. La ecuación de la velocidad de una reacción de reactivos A y B sería: $v = k [A]^\alpha [B]^\beta$, siendo el orden total $\alpha + \beta$, pero no tienen por qué coincidir α y β con los coeficientes estequiométricos de la reacción y se determinan experimentalmente. **(0,5 puntos)**