

OPCIÓN A

Pregunta 1.- Contesta cada una de las siguientes preguntas, justificando la respuesta.

- Determina para el átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr qué transición electrónica requiere una mayor absorción de energía, la de $n = 2$ a $n = 3$, la de $n = 5$ a $n = 6$ o la de $n = 9$ a $n = 2$.
- Indica el grupo al que pertenece el elemento X si la especie X^{2-} tiene 8 electrones externos.
- En el átomo $Z = 25$ ¿es posible que exista un electrón definido como $(3, 1, 0, -1/2)$?
- En el sistema periódico los elementos $Z = 25$ y $Z = 30$ se encuentran en el mismo periodo. Explica cuál de ellos tiene un proceso de ionización más endotérmico.

a) Según Bohr: $E = -\frac{R_H}{n^2}$ y por lo tanto la variación entre dos transiciones es:

$$\Delta E = E_f - E_i = -\frac{R_H}{n_f^2} - \left(-\frac{R_H}{n_i^2}\right) = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

Comparamos las distintas transiciones:

$n = 2$ a $n = 3$:

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 0'139R_H$$

$n = 5$ a $n = 6$

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{6^2}\right) = 0'012R_H$$

$n = 9$ a $n = 2$

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{9^2} - \frac{1}{2^2}\right) = -0'238R_H$$

Vemos que en la tercera transición se produce emisión de energía y no absorción. De las dos primeras, la que requiere mayor energía es la primera, cuando pasa de $n = 2$ a $n = 3$

b) Si X^{2-} tiene 8 electrones en la última capa, quiere decir que ha cogido 2 electrones y por tanto el elemento X en su última capa tiene 6 electrones y por lo tanto tendrá una configuración $ns^2 np^6$; luego pertenece al grupo 16 o anfígenos.

c) Hacemos la configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

Los números $(3, 1, 0, -1/2)$ corresponde a un electrón del nivel 3 ($n = 3$) y subnivel 3p ($l = 1$); luego viendo que el elemento en concreto tiene $3p^6$, podemos confirmar que sí es posible estos números cuánticos.

d) Ambos elementos están en el mismo período pero $Z = 30$ tiene mayor carga efectiva en su núcleo que el $Z = 25$ al tener más protones, con lo cual atrae con más fuerza a los electrones de la última capa y por tanto se necesita más energía para arrancar un electrón; por tanto, $Z = 30$ (Zn) tiene mayor energía de ionización que el $Z = 25$ (Mn)

Pregunta 2.- Completa las siguientes reacciones orgánicas, formulando reactivos y productos mayoritarios y nombrando los productos orgánicos. Indica, además, el tipo de reacción en cada caso.

- Ácido 2-metilbutanoico + 1-propanol (en medio ácido).
- 2-pentanol en presencia de ácido sulfúrico en caliente.
- 2-metil-2-buteno + bromuro de hidrógeno.
- Etino + cloro en exceso.

$$n^{\circ} \text{ moles de Cd} = V \times M \rightarrow n^{\circ} \text{ moles Cd} = 0'25L \times \frac{1\text{mol}}{L} = 0'25$$

Como la estequiometría es: 3 Al: 2 Cd

$$\frac{3 \text{ moles Al}}{2 \text{ moles Cd}} = \frac{x \text{ moles Al}}{0'25 \text{ moles Cd}} \rightarrow n^{\circ} \text{ moles Al} = \frac{0'5}{3} = 0'167 \text{ moles}$$

A partir de los moles, podemos calcular la masa de Al:

$$\text{masa Al} = n^{\circ} \text{ moles} \times \text{Masa molar} \rightarrow \text{masa Al} = 0'167 \text{ moles} \times 27 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 4'5 \text{ gr}$$

Podemos resolver la pregunta utilizando factores de conversión:

$$\text{masa Al} = 250 \times 10^{-3} L (\text{disolución Cd}^{2+}) \cdot \frac{1 \text{ mol Cd}^{2+}}{L (\text{disolución Cd}^{2+})} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol Cd}^{2+}} \cdot \frac{27 \text{ gr Al}}{1 \text{ mol Al}} = 4'5 \text{ gr}$$

Pregunta 4.- Para la descomposición térmica del carbonato de calcio, $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$, calcula:

- La variación de entalpía de la reacción.
- La variación de entropía de la reacción.
- La temperatura a partir de la cual el carbonato de calcio se descompone espontáneamente.
- El calor intercambiado en la descomposición total de una muestra de CaCO_3 si se obtienen 10,1 g de CaO.

DATOS: $\Delta H^{\circ}f$ ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{CaCO}_3 (\text{s}) = -1207$; $\text{CO}_2 (\text{g}) = -394$; $\text{CaO} (\text{s}) = -633$.

S° ($\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$): $\text{CaCO}_3 (\text{s}) = 93$; $\text{CO}_2 (\text{g}) = 214$; $\text{CaO} (\text{s}) = 40$; $\text{Ar}(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $\text{Ar}(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $\text{Ar}(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$.

a) La entalpía es una función de estado y por ese motivo, las variaciones de entalpía que se producen solo dependen de las condiciones iniciales y finales:

$$\Delta H_R^{\circ} = \sum a_i \cdot \Delta H_{f_i}^{\circ} (\text{Productos}) - \sum a_i \cdot \Delta H_{f_i}^{\circ} (\text{Reactivos})$$

$$\Delta H_R^{\circ} = \Delta H_f^{\circ} (\text{CaO}(\text{s})) + \Delta H_f^{\circ} (\text{CO}_2(\text{g})) - [\Delta H_f^{\circ} (\text{CaCO}_3(\text{s}))] = -633 + (-394) - (-1207) = 180 \text{ KJ}$$

b) La entropía también es una función de estado y por tanto:

$$\Delta S_R^{\circ} = \sum a_i \cdot S^{\circ} (\text{Productos}) - \sum a_i \cdot S^{\circ} (\text{Reactivos})$$

$$\Delta S_R^{\circ} = S^{\circ}[(\text{CaO}(\text{s})) + (\text{CO}_2(\text{g}))] - [S^{\circ}(\text{CaCO}_3(\text{s}))] = 40 + 214 - 93 = 161 \text{ J/K}$$

c) Para que la reacción sea espontánea, la variación de energía libre de Gibbs debe ser negativa ($\Delta G < 0$).

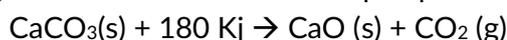
Para saber si la reacción es espontánea o no, utilizamos la expresión de la definición: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

En el apartado a) vemos que la reacción es endotérmica ($\Delta H > 0$) y en b) la reacción aumenta el desorden al ser $\Delta S > 0$; por tanto, para que la reacción sea espontánea, la temperatura debe ser elevada y para calcular dicha temperatura hacemos los cálculos oportunos en el equilibrio de la reacción, es decir cuando $\Delta G = 0$.

$$\Delta G = 0 = \Delta H - T_{eq}\Delta S \rightarrow T_{eq} = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{180 \text{ KJ}}{161 \cdot 10^{-3} \frac{\text{KJ}}{\text{K}}} = 1118 \text{ K}$$

Por lo tanto, para que la reacción sea espontánea debe ser superior a 1118 K

d) La reacción, teniendo en cuenta la entalpía queda:



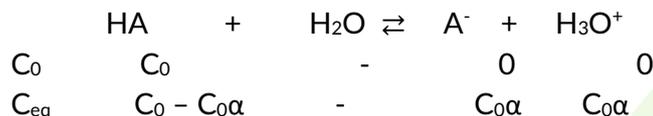
Por factores de conversión:

$$\Delta Q = 10'1 \text{ gr CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ gr CaO}} \cdot \frac{180 \text{ KJ}}{1 \text{ mol CaO}} = 32'46 \text{ KJ}$$

Pregunta 5.- Se tienen dos disoluciones acuosas (1) y (2) del mismo ácido monoprótico. La disolución (1) tiene un pH de 3,92 y un grado de disociación del 2%. La disolución (2) tiene una concentración 0,05 M. Calcula:

- La constante de disociación del ácido.
- El pH de la disolución (2).
- El pH de la disolución resultante de mezclar 10 mL de (1) y 10 mL de (2)

a) Al ver que el grado de disociación en la primera disolución es del 2%, podemos confirmar que es un ácido débil. Hacemos la tabla de equilibrio:



Como tenemos tanto el grado de disociación como el pH de la disolución, podemos calcular la concentración inicial del ácido.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha \rightarrow C_0\alpha = 10^{-\text{pH}} \rightarrow C_0 = \frac{10^{-\text{pH}}}{\alpha} = \frac{10^{-3/92}}{0'02} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Una vez conocida la concentración inicial, podemos calcular la Ka

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{C_0\alpha \cdot C_0\alpha}{C_0(1-\alpha)} = \frac{6 \cdot 10^{-3} \cdot 0'02^2}{1-0'02} = 2'45 \cdot 10^{-6}$$

b) Tenemos que calcular el grado de disociación y lo hacemos teniendo en cuenta la ecuación de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{C_0\alpha \cdot C_0\alpha}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha}$$

Podemos hacer una aproximación teniendo en cuenta que si $\alpha < 0'05$, entonces $1 - \alpha = 1$

$$K_a = C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}} \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{2'45 \cdot 10^{-6}}{0'05}} = 0'007$$

Y como $0'007 < 0'05$, no nos hemos equivocado en la aproximación.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0'05 \cdot 0'007 = 3'5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3'5 \cdot 10^{-4} = 3'46$$

c) Calculamos primero la concentración de la disolución resultante de mezclar 10 ml de ácido $6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ de la disolución (1) con 10 ml de 0'05 M de la disolución (2)

Para ello sumamos los moles de ambas disoluciones y para calcular la concentración sumamos los volúmenes:

$$(10 \cdot 10^{-3} \cdot 6 \cdot 10^{-3}) + (10 \cdot 10^{-3} \cdot 0'05) = 5'6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

La concentración inicial de la disolución es:

$$C_0 = \frac{5'6 \cdot 10^{-4}}{20 \cdot 10^{-3}} = 0'028 \text{ M}$$

Para calcular la concentración de protones, hacemos lo mismo que en el apartado anterior:

$$K_a = C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}} \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{2'45 \cdot 10^{-6}}{0'028}} = 9'35 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0'028 \cdot 9'35 \cdot 10^{-3} = 2'62 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2'62 \cdot 10^{-4} = 3'58$$

OPCIÓN B

Pregunta B1.- Para los elementos A ($Z = 6$), B ($Z = 10$), C ($Z = 16$), D ($Z = 20$) y E ($Z = 26$), contesta razonadamente:

- ¿Cuál de ellos presenta electrones desapareados?
- De los elementos B, C y D, ¿cuál da lugar a un ion estable con menor radio?
- ¿Es la energía de ionización de C mayor que la de D?
- El elemento A, al unirse con hidrógeno ¿forma un compuesto binario que presenta enlace de hidrógeno?

a) Hacemos las configuraciones de estos elementos en su estado elemental y colocamos los electrones siguiendo la ley de Hund

A ($Z = 6$): $1s^2 2s^2 2p^2$: hay 2 electrones desapareados en el subnivel 2p

2s	2p		
↑↓	↑	↑	

B ($Z = 10$): $1s^2 2s^2 2p^6$: en este caso no hay ningún electrón desapareado

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

C ($Z = 16$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$: en este caso hay 2 electrones desapareados en el subnivel 3p

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

D ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$: no hay electrones desapareados

4s	4p		
↑↓			

E ($Z = 26$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$: hay 4 electrones desapareados en el nivel 3d

4s	3p				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

b) B no forma iones porque es un gas noble y tiene toda su capa de valencia completa.

C, le faltan dos electrones para completar su capa de valencia y por tanto formará un anión C^{2-}

D, se desprende de los dos electrones para completar la capa del periodo anterior, por tanto formará el catión D^{2+}

Como consecuencia de todo esto, C^{2-} y D^{2+} son isoelectrónicos y como D tiene más protones en el núcleo que C, el ion más pequeño será D^{2+}

c) Si definimos la energía de ionización como la energía necesaria para arrancar un electrón de la capa de valencia de un átomo en estado gaseoso; vemos que C se encuentra en el nivel 3 y en el grupo 16 mientras que D está en el nivel 4 y en el grupo 2. C es un no metal y D un metal.

Los metales tienden a soltar electrones mientras que los no metales tienden a captarlos, además la carga efectiva del núcleo en C es mayor que la de D al estar en un nivel inferior.

Por todo esto, el elemento que tiene mayor E.I. entre C y D es C.

d) Falso, el elemento A es el carbono (C) y cuando se une al H no lo hace con la suficiente electronegatividad como para formar un enlace de hidrógeno.

Pregunta B2.- Se tienen disoluciones de las siguientes sustancias HNO_3 , HNO_2 , CH_3NH_2 y NaNO_3 , en distintas concentraciones. Contesta razonadamente:

- ¿Cuál o cuáles pueden tener $\text{pOH} = 5$?
- ¿Cuál o cuáles pueden presentar una concentración de $\text{H}_3\text{O}^+ 10^{-4} \text{ M}$?
- ¿Con cuál de ellas se puede mezclar la disolución de CH_3NH_2 para que la disolución resultante sea siempre básica, independientemente de la proporción en la que se mezclen?
- ¿Pueden prepararse disoluciones independientes de HNO_3 y HNO_2 que tengan el mismo pH?

DATOS: $K_a(\text{HNO}_2) = 4,5 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{CH}_3\text{NH}_2) = 3,7 \cdot 10^{-4}$.

a) Si tenemos que el $\text{pOH} = 5$, podemos calcular el pH $\rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5 = 9$.

Por lo tanto es una disolución básica.

Comprobamos cuál es el pH de las distintas disoluciones:

- HNO_3 , es un ácido fuerte, luego su $\text{pH} < 7$
- HNO_2 , es un ácido débil, pero ácido, por tanto el $\text{pH} < 7$
- CH_3NH_2 es una base débil y como tal tendrá $\text{pH} > 7$
- NaNO_3 es una sal neutra que procede de una base fuerte (NaOH) y un ácido fuerte (HNO_3), por lo tanto la disolución de esta sal tiene $\text{pH} = 7$.

La única disolución que va a tener un pH básico es la de la metilamina.

b) Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4}$, el pH será: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-4} = 4$

Es un pH ácido y puede ser cualquiera de las dos disoluciones de los ácidos del enunciado, es decir la de ácido nítrico (HNO_3) o la del ácido nitroso (HNO_2).

c) Se mezclaría con la sal neutra (NaNO_3) porque si la mezclamos con los dos ácidos, se podría neutralizar la disolución de CH_3NH_2 e incluso, si se sigue añadiendo ácido, terminaría con un $\text{pH} < 7$.

d) Si, preparando una disolución en donde la concentración de ácido nítrico fuera igual:

$$[\text{HNO}_3] = 10^{\text{pH}(\text{HNO}_2)}$$

Pregunta B3.- Considera la reacción $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ e indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando la respuesta:

- Un aumento de la temperatura siempre aumenta la velocidad de la reacción porque se reduce la energía de activación.
- Un aumento de la concentración de A siempre aumenta la velocidad de la reacción.
- Las unidades de la velocidad de la reacción dependen del orden total de la misma.
- El orden total de reacción puede ser distinto de dos.

a) **FALSO.** Un aumento de la temperatura provoca un aumento en la velocidad de la reacción ya que, como nos indica Arrhenius, al aumentar la temperatura, aumenta la constante cinética y ésta es directamente proporcional a la velocidad.

En cuanto a la Energía de activación, no es dependiente de la temperatura.

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}} \rightarrow v = k [\text{A}]^\sigma [\text{B}]^\beta$$

b) **FALSO.** Sí es cierto que la velocidad depende de la concentración de los reactivos pero siempre que el orden parcial de las concentraciones sea distinto de cero. Si el orden parcial de A es 0, un cambio de la concentración de este reactivo no afecta a la velocidad de reacción.

c) **FALSO.** Las unidades de la velocidad son siempre unidades de concentración dividido por unidad de tiempo ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$)

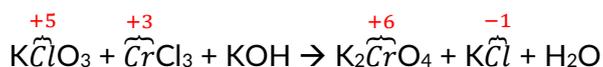
d) No sabemos si la reacción es elemental o no porque no lo dice en el enunciado del ejercicio; por tanto sí es **CIERTO** que el orden de la reacción puede ser desde 0 hasta cualquier valor entero y positivo.

Pregunta B4.- Se hacen reaccionar KClO_3 , CrCl_3 y KOH , produciéndose K_2CrO_4 , KCl y H_2O .

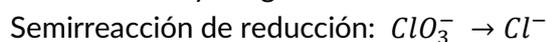
- Formula las semirreacciones que tienen lugar, especificando cuál es el agente oxidante y cuál el reductor y ajusta la reacción iónica.
- Ajusta la reacción molecular.
- Ajusta la semirreacción $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ en medio ácido y justifica si una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en medio ácido es capaz de oxidar un anillo de oro.

DATOS: $E^\circ (\text{V}): \text{Au}^{3+}/\text{Au} = 1,50; \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+} = 1,33$.

a) Reacción que se produce:

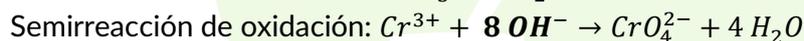
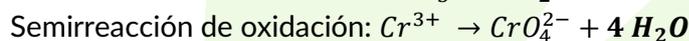
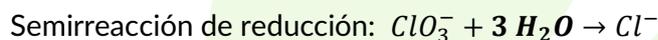


Como el Cl pasa de +5 a -1, se está reduciendo y el Cr, al pasar de +3 a +6 se oxida. Por tanto, el agente oxidante es el KClO_3 y el agente reductor es el CrCl_3

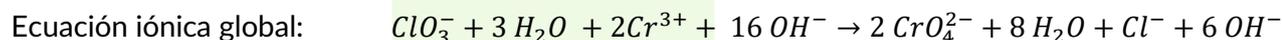
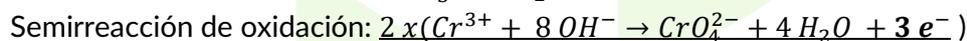
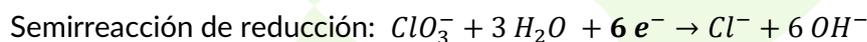


Ajustamos ahora la reacción hasta llegar a la ecuación iónica neta.

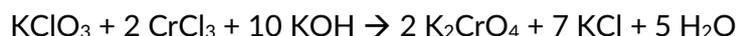
Como el Cl y el Cr están ajustados, procedemos a ajustar el O y el H. Nos damos cuenta de que estamos en medio básico y por lo tanto ajustamos el oxígeno metiendo moléculas de agua en el lado en donde hay más oxígeno y para compensar el hidrógeno, introducimos OH en el otro lado de la reacción (normalmente el doble de moléculas de agua que habíamos introducido anteriormente).



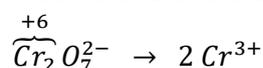
Se ajustan las cargas y se combinan las ecuaciones para ajustar los electrones:



b) A partir de la ecuación iónica, se unen los iones de los compuestos y se obtiene la ecuación molecular global:

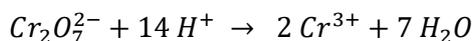


c) Si estamos en medio ácido, ajustamos el oxígeno introduciendo tantas moléculas de agua como sean necesarias para compensar la diferencia de oxígenos y en el lado en donde menos oxígenos hay.

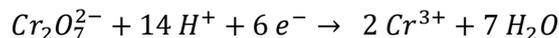




Ajustamos los hidrógenos metiendo H^+ , tantos como sean necesarios para compensar el número de hidrógenos en ambos lados



Por último, ajustamos las cargas y colocamos la diferencia de electrones en donde menos electrones hay:



Para que el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ oxide al oro de forma espontánea debe reducirse y la diferencia de potencial tiene que ser mayor de cero; hacemos el cálculo correspondientes para ver qué ocurre:

$$\Delta E^0 = E^0(\text{cátodo}) - E^0(\text{ánodo}) = E^0\left(\frac{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{\text{Cr}^{3+}}\right) - E^0\left(\frac{\text{Au}^{3+}}{\text{Au}}\right) = 1'33 - 1'50 = -0'17 < 0$$

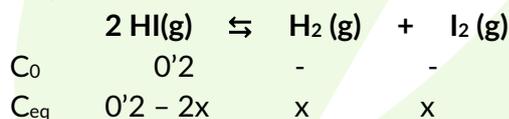
Como la diferencia de potencial es negativa, podemos indicar que es una reacción no es espontánea, y por tanto podemos concluir que la disolución de dicromato no es capaz de oxidar el anillo de oro.

Pregunta B5.- En un reactor de 5 L se introducen 0,2 mol de HI y se calientan hasta 720 K, estableciéndose el equilibrio: $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$, con $K_c = 0,02$. La reacción directa es exotérmica.

- Calcula las concentraciones de todos los gases en el equilibrio.
- Calcula las presiones parciales de todos los gases en el equilibrio y el valor de K_p a 720 K.
- ¿Cómo se modificaría el equilibrio al disminuir la temperatura? ¿Y si se duplicara el volumen del reactor?

Dato. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

a) Hacemos la tabla de equilibrio



A partir de la ecuación de la ley de masas:

$$K_c = \frac{[\text{I}_2][\text{H}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{\frac{n_{\text{I}_2}}{V} \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{V}}{\left(\frac{n_{\text{HI}}}{V}\right)^2} = \frac{n_{\text{I}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}{(n_{\text{HI}})^2} \rightarrow \text{Sustituimos los datos:}$$

$$0'02 = \frac{x \cdot x}{(0'2 - 2x)^2} \rightarrow \sqrt{0'02} = \frac{x}{0'2 - 2x} \rightarrow x + \sqrt{0'02} \cdot 2x = \sqrt{0'02} \cdot 0'2$$

$$x = \frac{\sqrt{0'02} \cdot 0'2}{1 + \sqrt{0'02} \cdot 2} \rightarrow 0'022 \text{ mol}$$

$$[\text{HI}]_{\text{eq}} = \frac{0'2 - 2 \cdot 0'022}{5} = 0'0312 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad [\text{I}_2] = [\text{H}_2] = \frac{0'022}{5} = 0'0044 \text{ mol/L}$$

b) A partir de los moles en el equilibrio podemos calcular las presiones parciales y de ahí la K_p .

$$n_{\text{HI}} = 0'2 - 2 \cdot 0'022 = 0'156 \text{ mol} \quad \text{y} \quad n_{\text{I}_2} = n_{\text{H}_2} = 0'022 \text{ mol}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P_{\text{HI}} = \frac{n_{\text{HI}} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'156 \cdot 0'082 \cdot 720}{5} = 1'84 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'022 \cdot 0'082 \cdot 720}{5} = 0'26 \text{ atm}$$

$$P_{\text{I}_2} = \frac{n_{\text{I}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'022 \cdot 0'082 \cdot 720}{5} = 0'26 \text{ atm}$$

La K_p podemos calcular mediante ecuación de la K_p o directamente con la relación de la K_p y la K_c

$$Kp = \frac{P_{H_2} \cdot P_{I_2}}{(P_{HI})^2} = \frac{0'26^2}{1'84^2} = 1'99 \cdot 10^{-2} \approx 0'02$$

c) Según Le Chatelier, cuando un sistema está en equilibrio y se produce una perturbación, el sistema reacciona en contra de la perturbación para volver al equilibrio.

En este caso, la reacción es exotérmica y al disminuir la T^a el sistema se desplaza hacia la formación de los productos.

Cuando se duplica el volumen, al haber los mismos moles gaseosos tanto en los reactivos como en los productos, no se produce alteración del equilibrio.

$$Kp = Kc (R \cdot T)^{\Delta n} \rightarrow Kp = 0'02 (0'082 \ 3 \ 720)^{(1+1)-2} = 0'02$$

