

OPCIÓN A

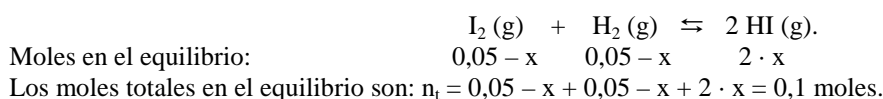
PROBLEMA 2.- En un matraz de 2 L se introducen 0,05 moles de I_2 (g) y 0,05 moles de H_2 (g). A continuación, se calienta a 400 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio: I_2 (g) + H_2 (g) \rightleftharpoons 2 HI (g). La fracción molar de yoduro de hidrógeno en el equilibrio es 0,5. Calcula:

- Los moles en equilibrio de cada una de las especies y el valor de K_c .
- La presión total y la de cada una de las especies en el equilibrio.

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

Solución:

a) Llamando x a los moles de I_2 e H_2 que reaccionan, los moles de cada una de las especies en el equilibrio son:



Como la fracción molar de HI es 0,5, a partir de ella se obtiene el valor de x: $\chi_{HI} = \frac{2 \cdot x}{0,1} = 0,5$,

de donde $2 \cdot x = 0,05 \Rightarrow x = \frac{0,05}{2} = 0,025$ moles, siendo los moles de cada especie en el equilibrio:

$n(I_2) = n(H_2) = 0,05 - 0,025 = 0,025$ moles y $n(HI) = 2 \cdot 0,025 = 0,05$ moles.

Las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$$[I_2] = [H_2] = \frac{0,025 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,0125 \text{ M}; \quad [HI] = \frac{0,05 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,025 \text{ M, y llevando estos}$$

valores a la constante de equilibrio del sistema K_c y operando, resulta:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{0,025^2 \text{ M}^2}{0,0125^2 \text{ M}^2} = 4$$

b) Aplicando a los moles totales y a los de cada una de las especies la ecuación de estado de los gases ideales, en las condiciones del problema, y despejando la presión, sale para cada uno de los gases el valor:

$$P \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,1 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 2,76 \text{ atm.}$$

$$P_{I_2} = P_{H_2} = \frac{n_{I_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,025 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 0,69 \text{ atm.}$$

$$P_{HI} = \frac{n_{HI} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,05 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 1,38 \text{ atm.}$$

Resultado: a) 0,025 moles de I_2 e H_2 y 0,05 moles de HI; $K_c = 4$; b) $P_t = 2,76 \text{ atm}$; $P_{HI} = 1,38 \text{ atm}$; $P_{I_2} = P_{H_2} = 0,69 \text{ atm}$.

CUESTIÓN 1.- Indica razonadamente:

- La ordenación de los elementos Cl, Si, S y P según su electronegatividad decreciente.
- Las valencias covalentes del Cl ($Z = 17$) y del S ($Z = 16$).

Solución:

a) La electronegatividad de los elementos (tendencia de sus átomos para atraer hacia sí el par de electrones del enlace covalente que lo une a otro átomo) depende de su situación en la tabla periódica, por lo que, si se ordenan los elementos dados en dicha tabla puede establecerse el orden de electronegatividad pedido. Estos elementos se encuentran en el tercer período, grupos 14 el Si, 15 el P, 16 el S y 17 el Cl, y como la electronegatividad es una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha, el orden decreciente de dicha propiedad es el inverso que el expuesto anteriormente, es decir:

Electronegatividad (Cl) > Electronegatividad (S) > Electronegatividad (P) > Electronegatividad (Si).

b) Valencia covalente de un elemento químico o covalencia, es su capacidad de combinación con otros átomos mediante enlaces covalentes. Se considera el número de electrones que el elemento aporta a la formación de los enlaces covalentes en la molécula de la que forma parte. Luego, las valencias covalentes del Cl son 1, 3, 5 y 7, por ser esos los electrones de su capa de valencia que utiliza para formar los enlaces en sus compuestos con el oxígeno. Son ejemplos las moléculas Cl₂O (monóxido de dicloro), Cl₂O₃ (trióxido de dicloro), Cl₂O₅ (pentóxido de dicloro) y Cl₂O₇ (heptóxido de dicloro), en las que los átomos de cloro utilizan las valencias covalentes antes mencionadas.

Las valencias covalentes del S son, 2, 4 y 6, que son los electrones de su capa de valencia que emplea para formar los enlaces covalentes en sus compuestos oxigenados. En las moléculas monóxido de azufre, SO, dióxido de azufre, SO₂, y trióxido de azufre, SO₃, los átomos de S utilizan las valencias covalentes antes citadas.

CUESTIÓN 2.- Indica los ácidos y bases de Brönsted-Lowry y los pares conjugados en la siguiente reacción ácido-base: CH₃ – COOH (aq) + H₂O ⇌ CH₃ – COO⁻ (aq) + H₃O⁺ (aq).

Solución:

Ácido de Brönsted-Lowry es toda especie química capaz de ceder un protón a otra sustancia, mientras que base es toda especie química capaz de aceptarlo. De la definición se deduce que son ácidos las especies CH₃ – COOH y H₃O⁺, mientras que los correspondientes pares ácido-base conjugados son: CH₃ – COOH (ácido-1)/ CH₃ – COO⁻ (base-1) y H₂O (base-2)/ H₃O⁺ (ácido-2).

OPCIÓN B

PROBLEMA 2.- El yodo, I₂, es oxidado a yodato de potasio, KIO₃, por el permanganato de potasio, KMnO₄, en presencia de ácido sulfúrico, H₂SO₄. En la reacción se forman además dióxido de manganeso, MnO₂, sulfato de potasio, K₂SO₄, y agua.

a) **Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.**

b) **Calcula los gramos de KMnO₄ necesarios para obtener 428 g de yodato de potasio, teniendo en cuenta que la reacción transcurre con un rendimiento del 70 %.**

DATOS: A_r (Mn) = 55 u; A_r (K) = 39 u; A_r (I) = 127 u; A_r (O) = 16 u.

Solución:

M (KMnO₄) = 158 g · mol⁻¹; M (KIO₃) = 214 g · mol⁻¹.

a) Las semirreacciones de oxidación y reducción de las correspondientes especies son:

Semirreacción de oxidación: I₂ + 6 H₂O – 10 e⁻ → 2 IO₃⁻ + 12 H⁺

Semirreacción de reducción: MnO₄⁻ + 4 H⁺ + 3 e⁻ → MnO₂ + 2 H₂O

Al multiplicar la semirreacción de oxidación por 3, la de reducción por 10 y sumarlas, se anulan los electrones intercambiados y se obtiene la ecuación iónica ajustada:

$$3 \text{I}_2 + 18 \text{H}_2\text{O} - 30 \text{e}^- \rightarrow 6 \text{IO}_3^- + 36 \text{H}^+$$

$$10 \text{MnO}_4^- + 40 \text{H}^+ + 30 \text{e}^- \rightarrow 10 \text{MnO}_2 + 20 \text{H}_2\text{O}$$

3 I₂ + 10 MnO₄⁻ + 4 H⁺ → 6 IO₃⁻ + 10 MnO₂ + 2 H₂O, y llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, recordando que los 4 H⁺ equivalen a 2 H₂SO₄, se tiene ajustada dicha ecuación:

$$3 \text{I}_2 + 10 \text{KMnO}_4 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 6 \text{KIO}_3 + 10 \text{MnO}_2 + 2 \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

b) La estequiometría de la reacción indica que por cada 10 moles de permanganato de potasio que reaccionan se obtienen 6 moles de yodato de potasio, por lo que si se multiplican los 428 g de KIO₃ por su factor de conversión mol-gramos, relación molar deducida de la ecuación (10 moles de KMnO₄ a 6 moles de KIO₃), los moles de permanganato por su factor de conversión gramos-mol y lo que resulta por el rendimiento de la reacción, se obtiene:

$$428 \text{ g KIO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KIO}_3}{214 \text{ g KIO}_3} \cdot \frac{10 \text{ moles KMnO}_4}{6 \text{ moles KIO}_3} \cdot \frac{158 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{100}{70} = 752,38 \text{ g de KMnO}_4.$$

Resultado: b) 752,38 g de KMnO₄.

CUESTIÓN 1.- Indica razonadamente para el elemento de número atómico 20 y número másico 40:

a) **La composición del núcleo y de la corteza.**

b) La estructura electrónica.

c) El ión más probable que puede originar, con la configuración electrónica correspondiente.

Solución:

a) En el núcleo se encuentran situados los protones y neutrones cuya suma componen el número másico, es decir, $A = Z + N$, en donde A es el número másico, Z el número atómico y N el número de neutrones y, por tanto, $N = A - Z = 40 - 20 = 20$ neutrones; luego, en el núcleo de este elemento hay 20 protones y 20 neutrones.

b) La configuración electrónica de un átomo de este elemento es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

c) El ión más estable que puede formar este átomo, X, es el que aparece después de perder los dos electrones de su capa de valencia, es decir, X^{2+} , cuya configuración electrónica es la que corresponde al gas noble más próximo: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

CUESTIÓN 3.- Dibuja los diagramas entálpicos correspondientes a una reacción exotérmica rápida y a una reacción endotérmica más lenta que la anterior.

Solución: C.

