

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- El carburo cálcico CaC_2 es un compuesto sólido que reacciona con el agua líquida para dar el gas inflamable acetileno y el sólido hidróxido de calcio. Calcula:

a) El volumen de gas medido en condiciones normales que se obtendrá cuando 80 g de CaC_2 reaccionen con 80 g de agua.

b) La cantidad de reactivo que queda sin reaccionar.

DAQTOS: $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$.

Solución:

a) La reacción entre el carburo de calcio y el agua es: $\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$.

De la estequiometría de la reacción se deduce que por cada mol de carburo de calcio empleado se consumen dos moles de agua. Luego, transformando los gramos de CaC_2 y H_2O en moles para comprobar si la reacción es completa o no, determinando los moles de acetileno en función de los moles del reactivo limitante, y aplicando la relación 22,4 L-mol C_2H_2 se obtiene el volumen en condiciones normales.

$$80 \text{ g } \text{CaC}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaC}_2}{64 \text{ g } \text{CaC}_2} = 1,25 \text{ moles } \text{CaC}_2; \quad 80 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} = 4,44 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}, \text{ de}$$

donde se deduce, que el reactivo limitante es el CaC_2 , siendo los moles de acetileno que se obtiene en la reacción 1,25 moles, que multiplicándolos por el factor de conversión 22,4 L-mol de C_2H_2 , se obtiene el volumen que ocupa el gas en condiciones normales: $V = 1,25 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2} = 28 \text{ L}$.

b) Al ser el agua el reactivo en exceso y reaccionar todos los moles de CaC_2 , la cantidad de agua que queda sin reaccionar se obtiene restando a los moles de agua los moles de CaC_2 y multiplicando el resultado obtenido por el factor de conversión gramos-mol de agua:

Moles de agua sin reaccionar = 4,44 moles - 1,25 moles = 3,19 moles, a los que corresponde la

masa: $3,19 \text{ moles } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 57,42 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$.

Resultado: a) $V(\text{C}_2\text{H}_2) = 28 \text{ L}$; b) $57,42 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$.

PROBLEMA 1.- El SO_3 se obtiene por reacción de SO_2 y O_2 . Una mezcla de 0,8 moles de SO_2 y 0,8 moles de O_2 , se introducen en un recipiente de 4 L a la temperatura de 727 °C. Una vez alcanzado el equilibrio un análisis de la mezcla gaseosa indica que la concentración de SO_3 es 0,17 M. Calcula K_c y K_p a la temperatura de 727 °C.

Solución:

La ecuación del equilibrio es: $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$.

La concentración de los reactivos al inicio del proceso es: $[\text{SO}_2] = [\text{O}_2] = \frac{0,8 \text{ moles}}{4 \text{ L}} = 0,2 \text{ M}$.

Como de la estequiometría se deduce que por cada mol de SO_2 que reacciona se forma un mol de SO_3 , si en el equilibrio se ha determinado que la concentración de SO_3 es 0,17 M, la de SO_2 será $0,2 - 0,17 = 0,03 \text{ M}$. Razonando del mismo modo, si por cada medio mol de O_2 se forma un mol de SO_3 , la concentración de O_2 que queda en el equilibrio es $0,2 - \frac{0,17}{2} = 0,115 \text{ M}$. Con los datos de que se dispone,

el valor de K_c es: $K_c = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]^{\frac{1}{2}}} = \frac{0,17 \text{ M}}{0,03 \text{ M} \cdot 0,115^{\frac{1}{2}} \text{ M}^{\frac{1}{2}}} = 16,716 \text{ M}^{-1/2}$.

La diferencia de moles entre los productos y reactivos es: $\Delta n = 1 - (1 + 0,5) = -0,5$, y puesto que $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 16,716 \text{ M}^{-1/2} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K})^{-1/2} = 1,85 \text{ atm}^{1/2}$.

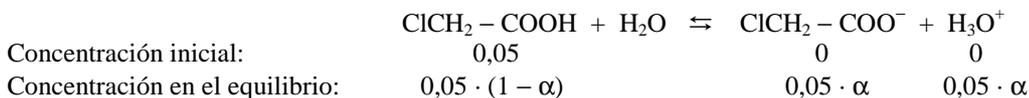
Resultado: $K_c = 16,716 \text{ M}^{-1/2}$; $K_p = 1,85 \text{ atm}^{1/2}$.

PROBLEMA 2.- El ácido monocloroacético ($\text{ClCH}_2 - \text{COOH}$) es un ácido de fuerza media con un valor de su constante de disociación $K_a = 1,4 \cdot 10^{-3}$. Calcula:

- El pH de una disolución acuosa 0,05 M de ácido monocloroacético.
- La concentración de iones monocloroacetato y de ácido sin disociar.

Solución:

a) La ecuación de disociación del ácido y las concentraciones de todas las especies antes y después del equilibrio, siendo α el grado de disociación del ácido son:



Llevando estas concentraciones a la constante ácida del cloroacético:

$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]} \Rightarrow 1,4 \cdot 10^{-3} = \frac{0,05^2 \cdot \alpha^2}{0,05 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow 0,05 \cdot \alpha^2 + 1,4 \cdot 10^{-3} \cdot \alpha - 1,4 \cdot 10^{-3} = 0,$$

y resolviendo la ecuación de segundo grado que aparece, sale para α el valor: 0,154, correspondiendo al ión H_3O^+ la concentración: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,05 \cdot 0,154 = 7,7 \cdot 10^{-3}$ M, y a la disolución el pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 7,7 \cdot 10^{-3} = 3 - 0,89 = 2,11$.

b) Por producirse en la disociación el mismo número de moles del ión cloroacetato que del ión oxónio, sus concentraciones son iguales, es decir, $[\text{ClCH}_2 - \text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,7 \cdot 10^{-3}$ M, mientras que la concentración del ácido sin disociar es: $[\text{ClCH}_2 - \text{COOH}] = 0,05 \cdot (1 - 0,154) = 0,0423$ M.

Resultado: a) pH = 2,11; b) $[\text{ClCH}_2 - \text{COO}^-] = 7,7 \cdot 10^{-3}$ M; $[\text{ClCH}_2 - \text{COOH}] = 0,0423$ M.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- Calcula la masa de cada uno de los elementos presentes en:

- 2,5 moles de Ca.
- $2 \cdot 10^{23}$ átomos de Al.
- $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 .

DATOS: $A_r(\text{Ca}) = 40$ u; $A_r(\text{Al}) = 26,98$ u; $A_r(\text{H}) = 1$ u.

Solución:

$$\text{a) } 2,5 \text{ moles Ca} \cdot \frac{40 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} = 100 \text{ g Ca.}$$

$$\text{b) } 2 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos Al}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}} \cdot \frac{26,98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol átomos Al}} = 8,96 \text{ g de Al.}$$

$$\text{c) } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol moléculas H}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol moléculas H}_2} = 2 \text{ g H}_2.$$

Resultado: a) 100 g Ca; b) 8,96 g Al; c) 2 g H_2 .

CUESTIÓN 1.- Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- De los siguientes elementos: Na, K, Ca, y Mg. ¿Cuál es el que presenta una mayor energía de ionización?
- Cuál de los siguientes elementos, Ar, I, Li, Cl y Br, presenta un valor más elevado en su segunda energía de ionización?
- Coloca las siguientes especies en orden creciente de sus radios iónicos: Cl^- ; K^+ ; Ca^{2+} y Mg^{2+} .

Solución:

a) La energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo gaseoso, neutro y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón y convertirlo en ión positivo gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

Es una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha y al subir en un grupo.

Por ello, de los elementos propuestos, el de mayor energía de ionización es el Mg, pues es el que se encuentra más a la derecha en un período (2°) y más arriba en un grupo (2).

b) Es obvio que la segunda energía de ionización de un átomo es más elevada que la primera, pues el electrón más externo es menos apantallado por los internos y la fuerza atractiva núcleo-electrón es más intensa, necesitándose, por ello, más energía para arrancarlo.

Esta es la razón por la que el átomo de Li, con pocos electrones en su corteza (2) y configuración electrónica de gas noble, presenta un mayor valor de la segunda energía de ionización. Para los demás átomos con más electrones en la corteza, el apantallamiento sobre el último electrón es mayor y menor la fuerza atractiva núcleo-electrón, necesitándose menos energía para extraerlo.

c) Los iones Cl^- , K^+ y Ca^{2+} son isoelectrónicos, es decir, tienen el mismo número de electrones en la corteza, y como desde el cloro al calcio va aumentando la carga nuclear, la especie iónica de menor radio es la que posee mayor carga nuclear (mayor fuerza atractiva sobre los electrones), es decir, el calcio, seguida del potasio y finalmente el cloro.

El ión Mg^{2+} situado en el grupo del calcio (2) y por encima de éste, presenta un radio iónico menor debido a que esta propiedad es periódica y aumenta al bajar en un grupo.

Por tanto, el orden creciente del radio iónico de las especies propuestas es:

Radio iónico (Mg^{2+}) < radio iónico (Ca^{2+}) < radio iónico (K^+) < radio iónico (Cl^-).

CUESTIÓN 3.- Predí lo que ocurrirá cuando:

a) Una punta de hierro se sumerge en una disolución acuosa de CuSO_4 .

b) Una moneda de níquel se sumerge en una disolución de HCl.

c) Un trozo de potasio sólido se sumerge en agua.

DATOS: $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,24 \text{ V}$; $E^\circ (\text{K}^+/\text{K}) = -2,93 \text{ V}$.

Solución:

a) De los potenciales normales de reducción se deduce que al introducir un trozo de hierro en una disolución de CuSO_4 , pasan a la disolución iones Fe^{2+} y sobre la barra se depositan átomos de cobre. Ello es debido a que al ser el potencial normal de reducción del par Fe^{2+}/Fe negativo y el del par Cu^{2+}/Cu positivo, la forma reducida del primero reduce a la forma oxidada del segundo. Se demuestra hallando el potencial de la pila que resulta:

Semirreacción de oxidación: $\text{Fe} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ $E^\circ = 0,44 \text{ V}$ (positivo por ser oxidación)

Semirreacción de reducción: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ $E^\circ = 0,34 \text{ V}$

Sumando ambas semirreacciones se eliminan los electrones intercambiados y se obtiene la fem de la reacción: $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$ $E^\circ = 0,78 \text{ V}$, que por ser positivo indica que el proceso transcurre espontáneamente.

b) Por la misma razón expuesta en el apartado anterior, es decir, por ser el potencial normal de reducción del par Zn^{2+}/Zn negativo y el del par H^+/H_2 cero, la forma reducida del primer par reduce a la forma oxidada del segundo, por lo que el Zn reacciona (se disuelve) con el HCl desprendiendo hidrógeno. La reacción es: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Calculando el potencial de la reacción se observa que es positivo, lo que indica que la reacción transcurre espontáneamente.

c) El potasio se disuelve en agua formando hidróxido de potasio. La reacción es:

