

BLOQUE A

1.- Calcular el grado de disociación y la molaridad de una disolución de ácido acético en agua cuya concentración de protones es $1,34 \cdot 10^{-3}$ M y la constante de disociación ácida $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

2.- La reacción de una mezcla de aluminio en polvo con óxido de hierro (III) genera hierro y óxido de aluminio. La reacción es tan exotérmica que el calor liberado es suficiente para fundir el hierro que se produce.

a) Calcular el cambio de entalpía que tiene lugar cuando reaccionan completamente 53,96 gramos de aluminio con un exceso de óxido de hierro (III) a temperatura ambiente.

b) ¿Cuántos gramos de hierro se obtienen si el rendimiento de la reacción es del 85 %?

Datos: $\Delta H^{\circ}_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = - 822,2 \text{ kJ}$; $\Delta H^{\circ}_f(\text{Al}_2\text{O}_3) = - 1676 \text{ kJ}$.

3.- Explicar por qué:

a) Las sustancias se queman más rápidamente en O_2 puro que en aire.

b) La unión entre el H_2 y el O_2 para formar H_2O es completamente inobservable a temperatura ambiente, mientras que a $700 \text{ }^{\circ}\text{C}$ se verifica con carácter explosivo.

c) Un trozo de madera arde más despacio que cuando la madera se encuentra en forma de virutas.

4.- a) Escriba las configuraciones electrónicas externas características de los metales alcalinotérreos y de los halógenos. Ponga un ejemplo de cada uno.

b) ¿Quién presenta mayor afinidad electrónica, los metales alcalinos o los alcalinotérreos?

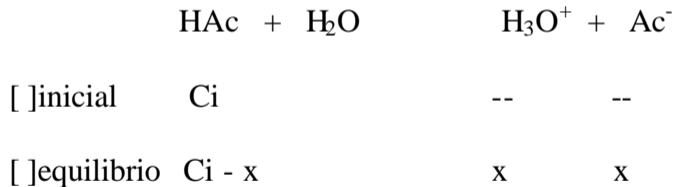
c) Defina potencial (energía) de ionización. Indique y justifique qué elemento del sistema periódico tiene la mayor energía de ionización.

5.- Un hidrocarburo saturado gaseoso está formado por el 80% de carbono ¿Cuál es su fórmula molecular si la densidad en condiciones normales es $1,34 \text{ g/L}$?

BLOQUE A

Solución 1:

Es un ácido débil, disociado parcialmente, luego el equilibrio de disociación del ácido quedaría:



$$x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

La expresión de Ka es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

Y sustituyendo:

$$C_i = 0,1 \text{ M}$$

La relación entre el grado de disociación (α) y la C_i es:

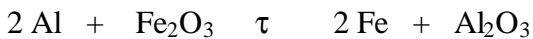
$$x = C_i \cdot \alpha$$

De donde se obtiene:

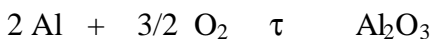
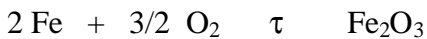
$$\alpha = 0,0134 = 1,34 \%$$

Solución 2:

La reacción principal es:



Las reacciones parciales, de las que se tienen datos termodinámicos son las siguientes:



Si a la segunda se le resta la primera, se tiene la reacción principal; por ello, luego se procede de igual modo con sus entalpías:

$$\Delta H^\circ_r = 822,2 - 1676 = - 853,8 \text{ KJ}$$

a) Se sabe que:

$$53,96 \text{ g de Al} = 53,96 / 26,97 = 2 \text{ moles de Al}$$

Luego 2 moles de Al desprenden 853,8 KJ de energía.

b) Por cada 2 moles de Al que reaccionan, se forman 2 moles de Fe, si la operación transcurre con un rendimiento del 100 %, si el rendimiento es sólo del 85 %, se obtendrá menos Fe:

$$\text{moles de Fe con rendimiento del } 85 \% = 2 \cdot 0,85 = 1,7 \text{ moles}$$

$$m \text{ Fe} = 1,7 \cdot M_{\text{at Fe}} = 1,7 \cdot 55,87 = 94,94 \text{ g Fe}$$

Solución 3:

a) La reacción de combustión sólo necesita del oxígeno como combustible, y en el aire, este gas sólo representa el 21 % en volumen del total, siendo el resto gases inertes para esta reacción; por eso si se emplea directamente oxígeno puro, la reacción es más rápida.

b) Porque es una reacción en la que están implicadas tres moléculas: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Requiere, por tanto, el choque de tres moléculas, y esto es poco probable, y suele darse con reacciones intermedias, muchas veces roturas de enlaces, y disociación de moléculas en átomos, o por formación de radicales libres. La iniciación de dicha reacción requiere una elevadísima energía de activación, luego a temperatura ordinaria, transcurre a muy baja velocidad.

Sin embargo, al aumentar mucho la temperatura, se incrementa la velocidad de las moléculas y el número de choques entre ellas; y a mayor energía de activación, mayor es el efecto de aumento de velocidad, según la ecuación de Arrhenius: $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$

Por eso, al ser una reacción fuertemente exotérmica y con elevada E_a , la formación del agua, a elevadas temperaturas produce violentas explosiones, pues al liberarse calor, se aumenta más aún la temperatura.

c) Porque el estado de los reactivos influye en la velocidad de reacción, y un sólido (madera), que reacciona con un gas (O_2), si se tritura, tiene mayor superficie de contacto, aumentando la velocidad de reacción.

Solución 4:

a) Alcalinotérreos: dos electrones en la última capa, en un orbital tipo "s": ns^2

Halógenos: 5 electrones en un orbital tipo "p", haciendo que la última capa presente en total 7 electrones: $ns^2 np^5$

b) La afinidad electrónica es la energía que desprende un átomo gas, neutro y en estado fundamental cuando capta un electrón y da un catión.

Le es mucho más favorable captar este electrón a un halógeno que a un alcalinotérreo, para así adquirir la configuración de gas noble, luego:

A.E. halógenos > A.E. alcalinotérreos

c) El potencial de ionización es la energía que hay que aportar a un átomo gas, neutro y en estado fundamental para arrancarle el electrón más externo y dar un anión.

Es máxima en el Helio, gas noble con sólo 2 electrones muy atraídos por el núcleo, luego muy estable en su estado fundamental.

Solución 5:

La fórmula del hidrocarburo será: C_xH_y

Se conoce su densidad en condiciones normales, de la que se puede obtener los moles en 1 litro, y lo que pesa un mol, es decir, la masa molecular:

1 mol en c.n. — 22,4 L

x ————— 1 L

De donde.

$x = 0,044$ moles en 1 L, cuya masa es de 1,34 g.

M molecular = $1,34 \text{ g} / 0,044 \text{ moles} = 30,45 \text{ g} / \text{mol}$

Teniendo en cuenta la composición centesimal:

100 % del compuesto — pesa 30,45 g

80 % ————— pesará Y

Luego:

Y = 24,36 g son de C en 1 mol de compuesto.

Átomos-gramo de C en 1 mol de compuesto = $24,36 / 12 = 2$

El 20 % restante serán los gramos de H = $6 \text{ g} = 6 / 1 = 6$ átomos.

La fórmula molecular será:

C_2H_6 , se trata del etano.