

CUESTIÓN 1.- Un elemento X tiene un número atómico 34 y un número másico de 79.

a) Indica el número de protones, neutrones y electrones que posee, y su configuración electrónica.

b) Justifica cuántos electrones posee en la capa de valencia y su valencia iónica.

c) Formula un posible compuesto del elemento X con cloro ($Z = 17$) y razona si será iónico o covalente.

d) Nombra y/o formula los siguientes compuestos:

1) HNO_2 , 2) Trióxidosulfato de dilitio (sulfito de litio), 3) Tetrahidruro de silicio [hidruro de silicio (IV)], 4) MgCO_3 , 5) NaHSO_4

Solución:

a) En el núcleo de los átomos se encuentran los protones y neutrones. En el primero, su número viene representado por el número atómico Z , que en el caso del elemento X vale 34 protones, mientras que el número de neutrones es la diferencia entre el número másico y los protones, $79 - 34 = 45$ neutrones.

b) La configuración electrónica del elemento es: X ($Z = 34$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$, lo que pone de manifiesto que en su capa de valencia tiene este elemento 4 electrones.

Como le faltan dos electrones para adquirir la configuración del siguiente gas noble kriptón, su valencia iónica es la que aparece al adquirir el par de electrones, -2 , X^{2-} .

c) El compuesto que puede formar el elemento X con el cloro es covalente y de fórmula XCl_2 . Es un compuesto covalente por compartir ambos elementos un par de electrones en sus dos enlaces.

d) 1) Ácido nitroso; 2) Li_2SO_3 ; 3) H_4Si ; 4) Carbonato de magnesio; 5) Hidrogenosulfato de sodio.

PROBLEMA 1.- En un recipiente de 20 litros se estudia el equilibrio de descomposición del amoníaco: $2 \text{NH}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{N}_2 (\text{g})$.

Inicialmente se introducen 5 moles de amoníaco, y cuando se alcanza el equilibrio, quedan 4,7 moles de amoníaco. Calcula:

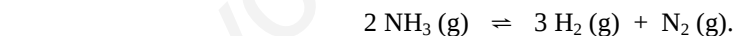
a) Las concentraciones molares de cada una de las sustancias presentes en el equilibrio.

b) El grado de disociación (α) del amoníaco.

c) El valor de la constante K_c del equilibrio.

Solución:

a) Si inicialmente se introducen en el reactor 5 moles de NH_3 y en el equilibrio quedan 4,7, ello indica que se han descompuesto 0,3 moles, siendo los moles que se forman de N_2 e H_2 , 0,15 y $3 \cdot 0,15 = 0,45$. Los moles de cada especie al inicio y en el equilibrio son:



Moles al inicio: 5 0 0

Moles en el equilibrio: 4,7 0,45 0,15

La concentración de cada especie en el equilibrio es:

$$[\text{NH}_3] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{4,7 \text{ moles}}{20 \text{ L}} = 0,235 \text{ M}; \quad [\text{H}_2] = \frac{0,45 \text{ moles}}{20 \text{ L}} = 0,0225 \text{ M};$$

$$[\text{N}_2] = \frac{0,15 \text{ moles}}{20 \text{ L}} = 0,0075 \text{ M}.$$

b) El grado de disociación es el cociente entre los moles de amoníaco disociados y los iniciales. Si se multiplica por 100 se expresa en tanto por ciento:

$$\alpha = \frac{0,3 \text{ moles}}{5 \text{ moles}} = 0,06, \text{ que en tanto por ciento es } 6 \text{ \%}.$$

c) Llevando las concentraciones a la constante de equilibrio y operando queda:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{0,0075 \cdot 0,0225^3}{0,235^2} = 1,55 \cdot 10^{-6}.$$

Resultado: a) $[\text{NH}_3] = 0,235 \text{ M}$; $[\text{H}_2] = 0,0225 \text{ M}$; $[\text{N}_2] = 0,0075 \text{ M}$; b) $\alpha = 6 \text{ \%}$; c) $K_c = 1,55 \cdot 10^{-6}$.

PROBLEMA 2.- El ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno) reacciona con hidróxido de potasio para dar cloruro de potasio y agua. Si se parte de una disolución acuosa (A) de ácido clorhídrico 0,25M y otra (B) de hidróxido de potasio 0,10 M.

a) ¿Qué volumen de disolución de hidróxido de potasio se necesitará para neutralizar 25 mL de ese ácido?

b) Calcula el pH de la disolución preparada mezclando 100 mL de (A) con 100 mL de (B).

Solución:

a) La reacción de neutralización es: $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, en la que se aprecia que 1 mol de ácido reacciona con 1 mol de base, estequiometría 1 a 1, por lo que conociendo los moles de ácido que se consumen, se sabe los que se gastan de base, y de ellos el volumen de disolución de base que hay que utilizar.

Moles de ácido: $n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,25 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,00625 \text{ moles}$, que son los que han de estar disueltos en el volumen que base que hay que utilizar, luego, despejándolo de la ecuación del cálculo de la concentración molar, se tiene: $V = \frac{\text{moles}}{\text{molaridad}} = \frac{0,00625 \text{ moles}}{0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}} = 0,0625 \text{ L} = 62,5 \text{ mL}$.

b) Se determinan los moles para comprobar el reactivo limitante.

Moles de ácido: $n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,25 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,025 \text{ moles}$;

Moles de base: $n' = M' \cdot V' = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ moles}$.

Como puede apreciarse, hay 0,15 moles más de ácido que de base, por lo que la concentración de ácido en la nueva disolución es: $[\text{HCl}] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,015 \text{ moles}}{0,2 \text{ L}} = 0,075 \text{ M}$, que es la concentración de

iones oxonios, H_3O^+ , presentes en la disolución, por lo que, el pH de la misma es:

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,075 = 1,125$.

Resultado: a) 62,5 mL; b) pH = 1,125.

CUESTIÓN 3.- Para la siguiente reacción de oxidación-reducción: $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

a) ¿Qué especie es la oxidante y cuál la reductora? ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?

b) Ajusta la reacción iónica por el método del ion-electrón.

c) Ajusta la reacción global.

Solución:

a) Especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra reduciéndose ella; especie reductora es la que provoca la reducción de otra oxidándose ella.

En la reacción propuesta es el yodo, I_2 , la especie que se oxida, y por ello, es la reductora, y el HNO_3 es la especie que se reduce y, es por ello la especie oxidante.

b) Las semirreacciones de oxido-reducción que se producen son:

Semirreacción de reducción: $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$;

Semirreacción de oxidación: $\text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} - 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+$.

Multiplicando la semirreacción de reducción por 4 y la de oxidación por 3, y sumándolas para eliminar los electrones compartidos, se obtiene la ecuación iónica ajustada:

$4 \text{NO}_3^- + 16 \text{H}^+ + 12 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{NO} + 8 \text{H}_2\text{O}$;

$3 \text{I}_2 + 18 \text{H}_2\text{O} - 12 \text{e}^- \rightarrow 6 \text{IO}_3^- + 36 \text{H}^+$.

$4 \text{NO}_3^- + 3 \text{I}_2 + 10 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 6 \text{IO}_3^- + 20 \text{H}^+ + 4 \text{NO}$;

c) Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, queda esta ajustada.

$3 \text{I}_2 + 4 \text{HNO}_3 + 10 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 6 \text{HIO}_3 + 4 \text{NO}$

PROBLEMA 3.- La solubilidad del hidróxido de manganeso (II) (dihidróxido de manganeso) a 25°C es $3,62 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

a) Calcula la constante del producto de solubilidad.

b) Calcula la concentración de iones Mn^{2+} de esa disolución saturada, expresada en g/L.

c) Razona el aumento o disminución de la solubilidad del dihidróxido de manganeso por la adición de hidróxido de sodio.

DATOS: $A_r(\text{Mn}) = 54,97 \text{ u}$.

Solución:

a) El equilibrio de ionización del hidróxido de magnesio es: $\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2 \text{OH}^-$.

La solubilidad del hidróxido de manganeso, S, es a su vez la concentración del ión Mn^{2+} (S) y la del ión OH^- , es $2 \cdot S$, siendo el producto de solubilidad:

$K_{ps} = [\text{OH}^-]^2 \cdot [\text{Mn}^{2+}] = (2 \cdot S)^2 \cdot S = 4 \cdot S^3 = 4 \cdot 3,62^3 \cdot 10^{-15} \text{ moles}^3 \cdot \text{L}^{-3} = 1,8975 \cdot 10^{-13} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) La concentración de iones Mg^{2+} en esa unidad es:

$$[\text{Mn}^{2+}] = 3,62 \cdot 10^{-5} \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot \frac{89 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 3,22 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

c) La adición de la base NaOH, totalmente soluble en agua, significa un aumento el pH de la disolución, es decir, un incremento de la concentración de iones OH^- . Ello provoca que el equilibrio, para mantener constante el producto de solubilidad, haga reaccionar los iones Mn^{2+} e hidróxidos, OH^- , para disminuir la concentración de iones Mn^{2+} , consiguiéndolo al desplazarse hacia la izquierda, provocando una disminución del dihidróxido de manganeso, $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

Resultado: a) $K_{ps} = 1,8975 \cdot 10^{-13}$; b) $[\text{Mn}^{2+}] = 3,22 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; c) Disminuye la solubilidad.

PROBLEMA 4.- Una disolución acuosa de ácido acético (ácido etanoico) tiene un pH de 2,3. Si su constante $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, calcula:

a) La concentración inicial de ácido acético que contiene la disolución.

b) El grado de disociación del acético en esas condiciones.

Solución:

a) Al ser el pH de la disolución 2,3, la concentración de los iones es: $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,3} = 10^{0,7} \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Luego, llamando C_a a la concentración inicial del ácido acético, la concentración de las distintas especies en el equilibrio es:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3\text{COOH (aq)} & + & \text{H}_2\text{O (l)} & \rightleftharpoons & \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} & + & \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} \\ \text{Concentraciones en equilibrio:} & & C_a - 5 \cdot 10^{-3} & & 5 \cdot 10^{-3} & & 5 \cdot 10^{-3} \end{array}$$

que llevadas a la constante ácida, K_a , del ácido acético y operando, sale para C_a :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(5 \cdot 10^{-3})^2}{C_a - 5 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow C_a = \frac{5^2 \cdot 10^{-6} + 1,8 \cdot 5 \cdot 10^{-8}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 1,39 \text{ M}.$$

b) El grado de disociación, expresado en tanto por ciento, se obtiene multiplicando por 100 el cociente entre las concentraciones de ácido disociado e inicial: $\alpha = \frac{0,005}{1,39} \cdot 100 = 0,36 \%$.

Resultado: a) $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1,39 \text{ M}$; b) $\alpha = 0,36 \%$.

CUESTIÓN 6.- Los electrodos de una pila galvánica son de cobre (Cu) y aluminio (Al)

a) Escribe las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.

b) Da la notación de la pila formada.

c) Calcula la fuerza electromotriz estándar (E^0) de la pila.

d) Razona si se desprenderá hidrógeno (dihidrógeno) al introducir una barra de aluminio en una disolución de ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno)

DATOS: $E^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^0 (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$; $E^0 (\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$.

Solución:

a) En el ánodo de la pila se produce una oxidación, y en el cátodo tiene lugar una reducción.

Ánodo: $\text{Al} - 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$; Cátodo: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cu}$.

b) $\text{Al (s)} \mid \text{Al}^{3+} \text{ (aq. 1 M)} \parallel \text{Cu}^{2+} \text{ (aq. 1 M)} \mid \text{Cu (s)}$.

c) La fuerza electromotriz se determina de la expresión:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 0,34 \text{ V} - (-1,67) \text{ V} = 2,01 \text{ V}.$$

d) Las semirreacciones de oxido-reducción, con sus potenciales estándar de reducción que se producirían son:

Semirreacción de oxidación: $\text{Al} - 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$; $E^0 = 1,67 \text{ V}$ (por no ser reducción)

Semirreacción de reducción: $2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2$; $E^0 = 0,00 \text{ V}$.

Multiplicando la semirreacción de oxidación por 2 y la de reducción por 3 y sumándolas se eliminan los electrones y se obtiene la ecuación iónica ajustada, y el potencial de la pila:

$2 \text{ Al} - 6 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Al}^{3+}$; $E^0 = 1,67 \text{ V}$ (por no ser reducción)

$6 \text{ H}^+ + 6 \text{ e}^- \rightarrow 3 \text{ H}_2$; $E^0 = 0,00 \text{ V}$.

$2 \text{ Al} + 6 \text{ H}^+ \rightarrow 2 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ H}_2$; $E^0_{\text{pila}} = 1,67 \text{ V}$, que al ser positivo, la reacción es

espontánea, es decir, se desprende hidrógeno molecular al introducir una lámina de aluminio en una disolución de ácido clorhídrico.