

## BLOQUE PRIMERO.-

**CUESTIÓN 2.-** Para la reacción química en fase gaseosa  $2 \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$  se ha encontrado que la velocidad de reacción viene dada por la expresión  $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$ .

- Indica cuál es el significado del símbolo  $k$ .
- Indica razonadamente cuál sería el orden de reacción.
- Explica cómo influirá la temperatura sobre la velocidad de reacción.

Solución:

a)  $k$  es la constante de velocidad característica para cada reacción, dependiendo su valor de la temperatura a la que la reacción se lleva a cabo e independiente de las concentraciones de los reactivos, dependiendo sus unidades de la ecuación de velocidad.

b) El orden de reacción es la suma de los exponentes a los que están elevadas las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad. En este caso en el que sólo aparece una concentración en la expresión de la velocidad, el orden de reacción es 1.

c) La ecuación de Arrhenius relaciona la constante de velocidad,  $k$ , con la energía de activación, factor de frecuencia de las colisiones,  $A$ , y temperatura. Esta ecuación es  $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ , y si se aumenta la temperatura aumenta el exponente  $\frac{-E_a}{R \cdot T}$ , aumenta la potencia  $e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$  y en consecuencia experimenta un aumento  $k$ , que debido a su relación con  $v$ , provoca un incremento de su valor.

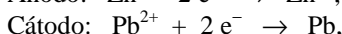
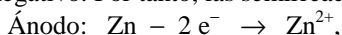
Una disminución de la temperatura provoca el efecto contrario tanto en  $k$  como en  $v$ , es decir,  $k$  disminuye al disminuir los factores  $\frac{-E_a}{R \cdot T}$  y  $e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ , y en consecuencia,  $v$  también disminuye.

**CUESTIÓN 3.-** Dados los potenciales normales de reducción  $E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$  y  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ :

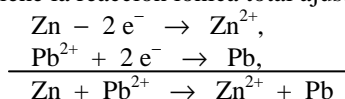
- Escribe las semirreacciones y la reacción ajustada de la pila que se puede formar.
- Calcula la f.e.m. de la misma.

Solución:

a) De los potenciales estándar de reducción se deduce que el ánodo de la pila lo forma el cinc y el cátodo el plomo. Esto es debido a que siempre se cumple que la forma reducida del par de potencial más negativo o menos positivo, reduce, oxidándose él, a la forma oxidada del par de valor más positivo o menos negativo. Por tanto, las semirreacciones que se producen en el ánodo y cátodo son:



y por ser el número de electrones intercambiados en los procesos el mismo, sumando las semirreacciones se obtiene la reacción iónica total ajustada:



b) El potencial o fuerza electromotriz (f.e.m.) de la pila se obtiene de la expresión:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}, \text{ y sustituyen valores: } E^\circ_{\text{pila}} = -0,13 \text{ V} - (-0,76) \text{ V} = 0,63 \text{ V}.$$

**CUESTIÓN 4.-** Con respecto a las siguientes moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{CO}_2$  indica:

- El número de pares de electrones sin compartir del átomo central.
- La geometría de cada molécula según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Justifica si alguna de ellas es polar.

Solución:

a) Para obtener los pares de electrones libres que rodean al átomo central de cada molécula, hay que determinar las estructuras de Lewis de cada una, para lo cual, se necesita conocer la configuración electrónica de la capa de valencia de cada átomo, H:  $1s^1$ ; O:  $2s^2 2p^4$ ; N:  $2s^2 2p^3$ ; C:  $2s^2 2p^2$  y los números:

1°.- Número total de electrones de valencia, n, considerando cada átomo con estructura de gas noble.

2°.- Número total de electrones de valencia, v, de cada átomo.

3°.- Número de electrones compartidos, c, restando v de n:  $c = n - v$ .

4°.- Número de electrones libres o no compartidos, s, restando c a v:  $s = v - c$ .

Distribuyendo los pares de electrones compartidos, c, y libres, s, sobre los átomos, se obtienen las estructuras de Lewis con los pares de electrones sin compartir sobre el átomo central.

Para la molécula  $H_2O$  estos números son:

$$n = 8 e^- (1 O) + 2 \cdot 2 e^- (2 H) = 12 e^-;$$

$$v = 6 e^- (1 O) + 2 \cdot 1 e^- (2 H) = 8 e^-.$$

$$c = n - v = 12 e^- - 8 e^- = 4 e^- = 2 \text{ pares de } e^-;$$

$$s = v - c = 8 e^- - 4 e^- = 4 = 2 \text{ pares de } e^-.$$

Para la molécula  $NH_3$  los números son:

$$n = 8 e^- (1 N) + 3 \cdot 2 e^- (3 H) = 14 e^-;$$

$$v = 5 e^- (1 N) + 3 \cdot 1 e^- (3 H) = 8 e^-.$$

$$c = n - v = 14 e^- - 8 e^- = 6 e^- = 3 \text{ pares de } e^-;$$

$$s = v - c = 8 e^- - 6 e^- = 2 = 1 \text{ par de } e^-.$$

Para la molécula  $CO_2$ , n, v, c y s valen:

$$n = 8 e^- (1 C) + 2 \cdot 8 e^- (2 O) = 24 e^-;$$

$$v = 4 e^- (1 C) + 2 \cdot 6 e^- (2 O) = 16 e^-.$$

$$c = n - v = 24 e^- - 16 e^- = 8 e^- = 4 \text{ pares de } e^-;$$

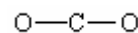
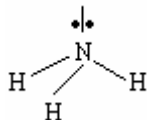
$$s = v - c = 16 e^- - 8 e^- = 8 = 4 \text{ pares de } e^-.$$

Las estructuras de Lewis de las moléculas son:



En las que pueden apreciarse 2 pares sobre el oxígeno, 1 par sobre el nitrógeno y ninguno sobre el átomo de carbono.

b) Según esta teoría, los pares de electrones compartidos y libres que rodean al átomo central de una molécula, se alejan en el espacio lo más posible para conseguir la menor repulsión electrostática entre ellos. Por tanto, la geometría de las moléculas  $H_2O$ ,  $NH_3$  y  $CO_2$ , son angular, piramidal y lineal:



c) Excepto la molécula lineal  $CO_2$ , apolar por ser cero la resultante de los momentos dipolares de los enlaces, las otras moléculas,  $H_2O$  y  $NH_3$ , son polares porque debido a su geometría, la resultante de los momentos dipolares de los enlaces, o lo que es igual, el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces es mayor que cero.

**CUESTIÓN 6.- Nombra o formula los compuestos:  $LiOH$ ,  $AuCl_3$ ,  $SiO_2$ ,  $CH_3NH_2$ ,  $CH_3CH_2OCH_3$ , sulfato de cobre (II), cloruro de amonio, nitrato de plata, propanal, ciclohexano.**

Solución:

Hidróxido de litio; Cloruro de oro (III); Óxido de silicio; Metilamina; Etilmetiléter;  
 $CuSO_4$ ;  $NH_4Cl$ ;  $AgNO_3$ ;  $CH_3CH_2CHO$ ;  $C_6H_{12}$ .

**BLOQUE SEGUNDO.-**

**PROBLEMA 2.- a) El pH de una disolución 0,02 M de ácido nítrico y el de una disolución 0,05 M de NaOH.**

**b) El pH que resulta al mezclar 75 mL de la disolución del ácido con 25 mL de la disolución de la base. Los volúmenes son aditivos.**

Solución:

a) Por tratarse de un ácido y una base muy fuertes se encuentran totalmente disociado en sus iones, siendo las concentraciones de  $H_3O^+$  la del ácido inicial, y la de  $OH^-$  la de la base inicial.

El pH del ácido es:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,02 = 1,7$ , mientras que el de la base se obtiene a partir de la relación  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , por lo que hay que calcular primero el pOH y después el pH.

El pOH es:  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,05 = 1,3$ , y el pH:  $\text{pH} = 14 - 1,3 = 12,7$ .

b) Los moles de ácido y base que se emplean en la reacción de neutralización son:

$n = M \cdot V = 0,02 \text{ moles} \cdot 0,075 \text{ L} = 0,0015 \text{ moles de HNO}_3$ , mientras que los de base son:

$n = M \cdot V = 0,05 \text{ moles} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,00125 \text{ moles de NaOH}$ .

De los valores obtenidos se desprende que se ha neutralizado toda la base, quedando un exceso de  $0,0015 \text{ moles} - 0,00125 \text{ moles} = 0,00025 \text{ moles}$  de ácido en exceso, correspondiendo a la disolución

formada la concentración:  $M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{0,00025 \text{ moles HNO}_3}{0,1 \text{ L}} = 0,0025 \text{ M}$ , que es la concentración

de  $\text{H}_3\text{O}^+$  por tratarse de un ácido muy fuerte y estar totalmente disociado, siendo el pH de la disolución:  $\text{pH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,0025 = 2,6$ .

**Resultado: a) pH = 12,7; b) pH = 2,6.**