

BLOQUE PRIMERO.- (Contesta como máximo 4 preguntas)

CUESTIÓN 1.- Postulados del modelo atómico de Bohr.

Solución:

Los postulados de Bohr son tres:

1°.- El electrón gira alrededor del núcleo describiendo determinadas orbitas circulares (orbitas estacionarias) sin emitir energía en forma de radiación.

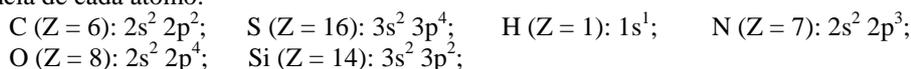
2°.- Las orbitas posibles son aquellas en las que se cumple que el electrón tiene un momento angular múltiplo entero de $\frac{h}{2 \cdot \pi}$.

3°.- La energía que se desprende cuando el electrón cae desde una orbita a otra de menor energía (más próxima al núcleo), se emite en forma de fotón cuya frecuencia viene dada por la expresión:
 $\Delta E = E_{\text{caída}} - E_{\text{llegada}} = h \cdot \nu$ ($E_{\text{caída}}$ es la orbita desde la que cae el electrón y E_{llegada} es la orbita a la que cae el electrón).

CUESTIÓN 2.- Describe de forma razonada las estructuras de Lewis de las siguientes sustancias: CS₂, HCN y SiO₄⁴⁻.

Solución:

a) Para poder representar las estructuras de Lewis hay que determinar los electrones de la capa de valencia de cada átomo:



y los siguientes 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: $s = v - c$.

Para la molécula CS₂ los números n, v, c y s son:

$$n = 8 e^- (1 C) + 2 \cdot 8 e^- (2 S) = 24 \text{ electrones}; \quad v = 4 e^- (1 C) + 2 \cdot 6 e^- (2 S) = 16 \text{ electrones};$$

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

Situando los pares de electrones compartidos y libres alrededor de los átomos de la molécula se obtiene la estructura de Lewis:

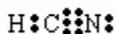


Para la molécula HCN los números n, v, c y s son:

$$n = 2 e^- (1 H) + 2 \cdot 8 e^- (1C y 1S) = 18 e^-; \quad v = 1 e^- (1 H) + 5 e^- (1N) + 4 e^- (1C) = 10 e^-;$$

$$c = n - v = 18 e^- - 10 e^- = 8 e^- = 4 \text{ pares de } e^-; \quad s = v - c = 10 e^- - 8 e^- = 2 e^- = 1 \text{ par.}$$

Situando los pares de electrones compartidos y libres alrededor de los átomos de la molécula se obtiene la estructura de Lewis:



Para la molécula SiO₄⁴⁻ los números n, v, c y s son:

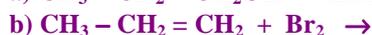
$$n = 8 e^- (1 Si) + 4 \cdot 8 e^- (4 O) = 40 e^-; \quad v = 4 e^- (1 Si) + 4 \cdot 6 e^- (4 O) = 32 e^-;$$

$$c = n - v = 40 e^- - 32 e^- = 8 e^- = 4 \text{ pares de } e^-; \quad s = v - c = 32 e^- - 8 e^- = 24 e^- = 12 \text{ pares.}$$

Situando los pares de electrones compartidos y libres alrededor de los átomos de la molécula se obtiene la estructura de Lewis:



CUESTIÓN 4.- Escribe los productos esperados en las siguientes reacciones:



Solución:

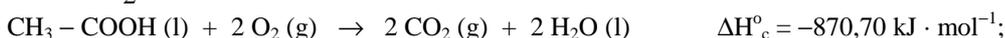
- a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH} + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{Br}$ (1-bromopropano) + H_2O .
- b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHBr} - \text{CH}_2\text{Br}$ (1,2-dibromopropano)
- c) $\text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{NH}_2 - \text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CO} - \text{NH} - \text{CH}_3$ (metilacetamida) + H_2O
- d) $2 \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{I} + 2 \text{Na} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (n-butano) + 2NaI .

SEGUNDO BLOQUE.- (Contesta a un máximo de 2 preguntas)

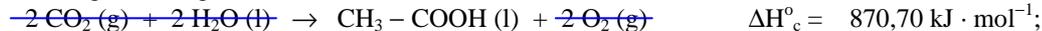
PROBLEMA 1.- Sabiendo que los calores de combustión de C (s), H_2 (g) y $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ (l) son $-393,13$, $-285,8$ y $-870,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, respectivamente, calcula el calor de formación a presión constante del ácido acético. Teniendo en cuenta estos datos termodinámicos: ¿será un compuesto estable?; ¿qué datos se necesitan para saber si la reacción es espontánea? ¿Qué datos se necesitan para conocer su velocidad?

Solución:

Las reacciones de combustión del C , H_2 y $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ con sus respectivas entalpías son:



Multiplicando las ecuaciones de combustión del C e H por 2, incluida sus entalpías, invirtiendo la ecuación de combustión del $\text{CH}_3 - \text{COOH}$, cambiando el signo a su entalpía, y sumándolas, ley de Hess, se obtiene la ecuación de síntesis del ácido acético con el valor de su entalpía:



Por ser un proceso exotérmico, el compuesto obtenido, ácido acético es estable.

Para conocer si la reacción es o no espontánea se necesita conocer el cambio entrópico de la reacción, mientras que para conocer la velocidad de reacción se necesita conocer, además de la ecuación de velocidad, las concentraciones de los reactivos que intervienen y la constante de velocidad.

$$\text{Resultado: } \Delta H_f^\circ = -487,16 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

PROBLEMA 2.- Se añaden 7 g de amoníaco en la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución. Calcula:

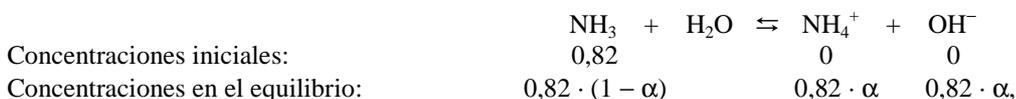
- a) El pH de la disolución resultante ($K_b = 1,85 \cdot 10^{-5} \text{ M}$).
- b) El volumen de ácido sulfúrico 0,1 M necesario para neutralizar 250 mL de la disolución anterior.

Solución:

$$M (\text{NH}_3) = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{a) La concentración de la disolución es: } M = \frac{\text{moles}}{\text{Litros}} = \frac{\frac{\text{gramos}}{M(\text{NH}_3)}}{V} = \frac{\frac{7 \text{ g}}{17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{0,5 \text{ L}} = 0,82 \text{ M}.$$

Las concentraciones iniciales y en el equilibrio de disociación de las distintas especies, siendo α el grado de disociación (tanto por 1), son:



y llevando estos valores a la constante básica del NH_3 , despreciando α frente a 1 en el denominador y operando, se tiene para α el valor:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,82^2 \cdot \alpha^2}{0,82 \cdot (1-\alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,82}} = 4,74 \cdot 10^{-3}, \text{ por lo}$$

que la concentración de OH^- es: $[\text{OH}^-] = 0,82 \cdot 4,74 \cdot 10^{-3} = 3,89 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, correspondiendo un pOH a la disolución: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 3,89 \cdot 10^{-3} = 3 - \log 3,89 = 3 - 0,59 = 2,41$.

De la expresión $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ se obtiene el valor del pH de la disolución:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,41 = 11,59.$$

b) La reacción de neutralización es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NH}_4^+ \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, en la que se observa que por cada mol de ácido sulfúrico que se consume se emplean dos moles de ión amonio, por lo que, si se conocen los moles de NH_4^+ empleados en la neutralización, se determinan los moles de H_2SO_4 que se consumen, y de la expresión de molaridad se obtiene el volumen de disolución 0,1 M de H_2SO_4 necesario:

Moles de NH_4^+ empleados: $n(\text{NH}_4^+) = M \cdot V = 0,82 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,205 \text{ moles}$, siendo los moles de ácido que se necesitan para la neutralización:

$$0,205 \text{ moles } \text{NH}_4^+ \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles } \text{NH}_4^+} = 0,1025 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4, \text{ que han de estar contenidos en el volumen}$$

de disolución problema que se tome, y cuyo valor es:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} \Rightarrow V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,1025 \text{ moles}}{0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 1,025 \text{ L}.$$

Resultado: a) pH = 11,59; b) V = 1,025 L.