

b) Elige dos elementos que formen un compuesto cuyos átomos estén unidos por enlaces covalentes, y aplicando la regla del octeto, propón su fórmula molecular.

c) Obtén la estructura de Lewis del compuesto anterior, deduce su geometría y discute su polaridad.

d) Deduce razonadamente la fórmula de un compuesto formado por dos de los elementos propuestos que tengan carácter iónico e indica la carga de cada uno de los iones presentes en el mismo.

Solución:

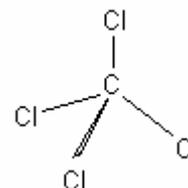
a) La configuración electrónica de los elementos es: A (Z = 6): $1s^2 2s^2 2p^2$; B (Z = 12): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; C (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

b) Los elementos que forman un compuesto covalente son el A, carbono y C, cloro. La regla del octeto es la tendencia de los átomos a conseguir configuración electrónica estable de gas noble. Como el carbono se aleja de esta regla y combina sus orbitales s y p para obtener 4 orbitales híbridos sp^3 con un electrón en cada uno de ellos, un átomo de carbono se une a cuatro átomos de cloro siendo la fórmula molecular del compuesto AC_4 , CCl_4 .

c) La estructura de Lewis para este compuesto es:



Los cuatro pares de electrones compartidos por el átomo de carbono, consiguen la mínima repulsión entre ellos, orientándose en el espacio hacia los vértices de un tetraedro, en cada uno de los cuales solapa un átomo de cloro. La geometría de la molécula es tetraédrica.



d) Un compuesto con carácter iónico es el que se forma por la unión entre átomos del elemento B y C. En este compuesto ambos átomos adquieren configuración electrónica de gas noble por la cesión-captación de electrones entre los átomos que se unen. Se forman los iones B^{2+} , Mg^{2+} , y C^- , Cl^- , y la atracción electrostática que se produce entre ellos constituye el enlace iónico. La fórmula del compuesto es $MgCl_2$.

PROBLEMA 1.- a) Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido nítrico, HNO_3 , del 20 % de riqueza (en peso) cuya densidad es $1,115 \text{ Kg} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcula el volumen de esta disolución necesario para preparar 250 mL de otra disolución de HNO_3 de concentración 0,5 M.

b) Calcula el pH de la disolución formada al mezclar los 250 mL de la disolución de HNO_3 de concentración 0,5 M y 500 mL de otra disolución de $NaOH$ de concentración 0,35 M.

DATOS: $A_r(N) = 14 \text{ u}$; $A_r(O) = 16 \text{ u}$; $A_r(H) = 1 \text{ u}$; $K_w = 10^{-14}$.

Solución:

a) La concentración molar de un litro de disolución es:

$$1,115 \frac{\text{Kg disolución}}{1 \text{L disolución}} \cdot \frac{20}{100} \cdot \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{63 \text{ g } HNO_3} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 3,54 \text{ M}$$

Los moles contenidos en los 250 mL de la disolución 0,5 M son:

$n(HNO_3) = M \cdot V = 0,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,125 \text{ moles}$, que son los que hay que tomar de la disolución inicial, contenidos en el volumen de disolución:

$$V = \frac{n \text{ (moles)}}{M \text{ (moles} \cdot \text{L}^{-1})} = \frac{0,125 \text{ moles}}{3,54 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,0353 \text{ L} = 35,3 \text{ mL}.$$

b) La reacción entre el ácido y la base es: $HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$, en la que la estequiometría indica que 1 mol de ácido reacciona con un mol de base.

Los moles de ácido y base mezclados son:

$$n(HNO_3) = M \cdot V = 0,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,125 \text{ moles};$$

$n'(NaOH) = M \cdot V = 0,35 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,500 \text{ L} = 0,175 \text{ moles}$. Luego, aparece un exceso de base de $0,175 - 0,125 = 0,050 \text{ moles}$ disueltos en un volumen total de 0,750 mL de disolución, siendo su

$$\text{concentración: } M = \frac{n \text{ (moles)}}{V \text{ (L)}} = \frac{0,050 \text{ moles}}{0,750 \text{ L}} = 0,067 \text{ M}.$$

Al tratarse de una base muy fuerte se encuentra totalmente ionizada, siendo su pOH:
 $pOH = -\log [OH^-] = -\log 6,7 \cdot 10^{-2} = 2 - \log 6,7 = 2 - 0,826 = 1,174$, y al ser $14 = pH + pOH$, se deduce que $pH = 14 - pOH = 14 - 1,174 = 12,83$.

Resultado: a) V = 35,3 mL; b) pH = 12,83.

PROBLEMA 2.- Sometida a altas temperaturas, la formamida, HCONH₂, se descompone en amoníaco, NH₃, y monóxido de carbono, CO, de acuerdo al equilibrio:

HCONH₂ (g) ⇌ NH₃ (g) + CO (g). En un recipiente de 10 L de volumen (en el que previamente se ha hecho el vacío) se depositan 0,2 moles de formamida y se calienta hasta alcanzar la temperatura de 500 K. Una vez se establece el equilibrio, la presión en el interior del reactor alcanza el valor de 1,56 atm. Calcula:

a) El valor de las constantes K_c y K_p.

b) ¿Cuál debería ser la concentración inicial de formamida para que su grado de disociación fuera 0,5 a esta temperatura?

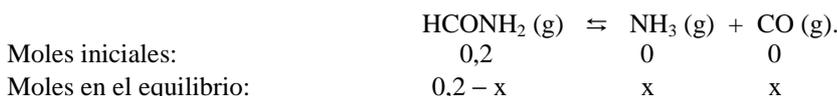
DATOS: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución:

$$M(SO_3) = 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{La concentración de la disolución es: } M = \frac{n(\text{moles})}{L(L)} = \frac{0,2 \text{ moles}}{10 L} = 0,02 M$$

a) Llamando “x” a los moles que se descomponen de HCONH₂, los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas especies son:



El número total de moles en el equilibrio es: $n_t = 0,2 - x + 2 \cdot x = 0,2 + x$, que llevado a la ecuación de estado de los gases ideales permite calcular x:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \Rightarrow x = \frac{1,56 \text{ atm} \cdot 10 L}{0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 500 K} - 0,2 = 0,18 \text{ moles.}$$

Luego, los moles de cada una de las especies en el equilibrio son:

$$n(\text{HCONH}_2) = 0,2 - 0,18 = 0,02 \text{ moles; } n(\text{NH}_3) = n(\text{CO}) = 0,18 \text{ moles; y la concentración de cada especie en el equilibrio es: } M(\text{HCONH}_2) = \frac{n(\text{moles})}{L(L)} = \frac{0,02 \text{ moles}}{10 L} = 0,002 M;$$

$$M(\text{NH}_3) = M(\text{CO}) = \frac{n(\text{moles})}{L(L)} = \frac{0,18 \text{ moles}}{10 L} = 0,018 M, \text{ y llevándolas a la constante de equilibrio } K_c, \text{ se}$$

$$\text{obtiene su valor: } K_c = \frac{[NH_3] \cdot [CO]}{[HCONH_2]} = \frac{0,018 M \cdot 0,018 M}{0,002 M} = 0,162 M$$

De la relación entre K_p y K_c, siendo Δn = 2 - 1 = 1, se determina el valor de K_p:
 $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0,162 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 500 K) = 6,64 \text{ atm.}$

b) Si el grado de ionización de la formamida ha de ser del 50%, 0,5, llamando C₀ a la concentración inicial de HCONH₂, la concentración de cada una de las especies en el equilibrio es [HCONH₂] = [NH₃] = [CO] = 0,5 · C₀, es decir:

	HCONH ₂ (g)	⇌	NH ₃ (g)	+	CO (g).
Concentración en el equilibrio:	0,5 · C ₀		0,5 · C ₀		0,5 · C ₀ ,

que llevadas a la constante de equilibrio K_c se obtiene el valor de C₀:

$$K_c = \frac{[NH_3] \cdot [CO]}{[HCONH_2]} \Rightarrow 0,162 = \frac{0,5 \cdot C_0 M \cdot 0,5 \cdot C_0 M}{0,5 \cdot C_0 M} = C_0 = \frac{0,162 \cdot 0,5}{0,5 \cdot 0,5} = 0,324 M.$$

Resultado: a) K_c = 0,162; K_p = 6,64; b) 0,324 M.