

## BLOQUE 1

**CUESTIÓN 1A.- Explica razonadamente, justificando la respuesta, si son ciertas las afirmaciones siguientes:**

- El  $\text{Cl}_2\text{O}$  es una molécula apolar.
- La primera energía de ionización del potasio es menor que la del litio.
- El triyoduro de boro,  $\text{BI}_3$ , es de geometría triangular plana, mientras que el triyoduro de fósforo,  $\text{PI}_3$ , es piramidal trigonal.

Solución:

a) Falsa. La estructura de Lewis para la molécula es  $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$  y la existencia en el átomo de

oxígeno, átomo central de la molécula, con dos pares de electrones libres, induce a que su geometría sea angular, debido a la orientación en el espacio de los pares de electrones enlazantes y libres, para conseguir que la repulsión entre ellos sea mínima. Esto, unido a que los enlaces  $\text{Cl} - \text{O}$  son polares, hace que el momento dipolar resultante de la molécula sea distinto de cero y, por tanto, que la molécula sea polar.

b) Verdadera. El potasio y el litio son dos metales alcalinos que se encuentran situados en el primer grupo del sistema periódico. El litio aparece en el período segundo y el potasio en el cuarto, por lo que, debido a que el último electrón se encuentra mucho más alejado del núcleo en el potasio que en el litio, la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo es mucho menor en el potasio que en el litio, necesitándose, por ello, mucha menos energía para arrancar el electrón del potasio que del litio.

c) Verdadera. En el triyoduro de boro el átomo central no posee ningún par de electrones libres, por lo que, la orientación en el espacio de los pares de electrones enlazantes se dirige hacia los vértices de un triángulo equilátero siendo, por ello la geometría de la molécula plana triangular.

Por el contrario el fósforo, en la molécula triyoduro de fósforo, aparece con un par de electrones no compartido, lo que provoca que la orientación de los pares de electrones enlazantes y libres se dirijan, partiendo del fósforo, hacia los vértices de un tetraedro. En los vértices de la base se ubican los átomos de yodo y en el superior el par de electrones no compartido, lo que proporciona a la molécula la geometría piramidal trigonal.

## BLOQUE 2

**PROBLEMA 2B.- La urea,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , es un compuesto de gran importancia industrial en la fabricación de fertilizantes. Se obtiene haciendo reaccionar amoníaco,  $\text{NH}_3$ , con dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , de acuerdo con la reacción:  $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Calcula:**

- La cantidad de urea (en gramos) que se obtendría al hacer reaccionar 30,6 g de amoníaco con 30,6 g de dióxido de carbono.
- La cantidad (en gramos) del reactivo inicialmente presente en exceso que permanece sin reaccionar una vez se ha completado la reacción.
- La cantidad (en Kg) de amoníaco necesaria para producir 1.000 Kg de urea al reaccionar con un exceso de dióxido de carbono.

**DATOS:**  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

Solución:

$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M[\text{CO}(\text{NH}_2)_2] = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) Los moles de amoníaco y dióxido de carbono que se hacen reaccionar son:

$$n(\text{NH}_3) = 30,6 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{17 \text{ g } \text{NH}_3} = 1,8 \text{ moles}; \quad n(\text{CO}_2) = 30,6 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ g } \text{CO}_2} = 0,7 \text{ moles.}$$

La reacción ajustada es:  $2 \text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

Al transcurrir la reacción consumiéndose 2 moles de  $\text{NH}_3$  y uno de  $\text{CO}_2$ , es obvio, que si se parte de 1,8 moles de  $\text{NH}_3$  se necesitarían 0,9 moles de  $\text{CO}_2$  para que la reacción fuera completa, pero si sólo se dispone de 0,7 moles de  $\text{CO}_2$ , reacciona todo el  $\text{CO}_2$  (reactivo limitante) y queda sin reaccionar de  $\text{NH}_3$ ,  $1,8 - 2 \cdot 0,7 = 0,4$  moles.

Luego, si 1 mol de  $\text{CO}_2$  produce 1 mol de urea  $[\text{CO}(\text{NH}_2)_2]$ , los gramos de urea que se obtienen de los 0,7 moles de  $\text{CO}_2$  son:  $0,7 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}(\text{NH}_2)_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{60 \text{ g } \text{CO}(\text{NH}_2)_2}{1 \text{ mol } \text{CO}(\text{NH}_2)_2} = 42 \text{ g } \text{CO}(\text{NH}_2)_2$ .

b) Inicialmente se encuentra en exceso el amoniac, concretamente 0,4 moles, siendo los gramos que le corresponden:  $0,4 \text{ moles } \text{NH}_3 \cdot \frac{17 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} = 6,8 \text{ g } \text{NH}_3$ .

c) Si se quieren obtener 1.000 Kg de urea, la cantidad de  $\text{NH}_3$  que se necesita utilizar es:  
 $1.000 \text{ Kg urea} \cdot \frac{1.000 \text{ g urea}}{1 \text{ Kg urea}} \cdot \frac{1 \text{ mol urea}}{60 \text{ g urea}} \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{NH}_3}{1 \text{ mol urea}} \cdot \frac{17 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ Kg } \text{NH}_3}{1.000 \text{ g } \text{NH}_3} = 566,67 \text{ Kg } \text{NH}_3$ .

**Resultado: a) 42 g  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ; b) 6,8 g  $\text{NH}_3$ ; c) 566,67 Kg.**

### BLOQUE 3

**CUESTIÓN 3A.- Considerando los metales Zn, Mg, Pb y Fe:**

a) **Ordénalos de mayor a menor facilidad de oxidación.**

b) **¿Cuál de estos metales puede reducir el  $\text{Fe}^{3+}$  a  $\text{Fe}^{2+}$ , pero no al  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}$ ?**

**Justifica las respuestas.**

**DATOS:  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ .**

Solución:

a) Es sabido que mientras más negativo, o menos positivo, es el potencial estándar de reducción de un par redox, mayor es el poder reductor de la forma reducida del par, es decir, con más facilidad se oxida (pierde electrones), por lo que el orden de mayor a menor facilidad de oxidación de los metales propuestos, según los valores dados de potenciales estándar de reducción es:  $\text{Mg} > \text{Zn} > \text{Fe} > \text{Pb}$ .

b) De lo expuesto en el apartado anterior, sólo el Pb, debido al valor del potencial estándar de reducción de su par, más negativo, puede reducir el  $\text{Fe}^{3+}$  a  $\text{Fe}^{2+}$  y no al  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}$ , pues el potencial estándar de reducción de este par es más negativo que el del plomo y se produciría la reducción del  $\text{Pb}^{2+}$  a  $\text{Pb}$ .

### BLOQUE 4

**PROBLEMA 4B.- Cuando el óxido de mercurio sólido,  $\text{HgO}$  (s), se calienta en un recipiente cerrado en el que se ha hecho el vacío, se disocia reversiblemente en vapor mercurio y oxígeno de acuerdo con el equilibrio:  $2 \text{ HgO} (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{ Hg} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ . Si tras alcanzarse el equilibrio la presión total es 0,185 atm a  $380^\circ\text{C}$ , calcula:**

a) **Las presiones parciales de cada uno de los componentes gaseosos.**

b) **Las concentraciones molares de los mismos.**

c) **El valor de las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ .**

**DATOS:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .**

Solución:

a) Al tratarse de un equilibrio heterogéneo, la presión total en el equilibrio es la suma de las presiones parciales de las especies gaseosas. Como las especies gaseosas son los productos de reacción  $\text{Hg}$  (g) del que se forman 2 moles y  $\text{O}_2$  (g) del que se forma un mol, es fácil comprender que la presión del mercurio es doble que la del oxígeno, por lo que sus presiones parciales son:

$$P_{\text{Hg}} + P_{\text{O}_2} = P_{\text{eq}} \Rightarrow 2 \cdot P_{\text{O}_2} + P_{\text{O}_2} = 0,185 \text{ atm} \Rightarrow 3 \cdot P_{\text{O}_2} = 0,185 \text{ atm} \Rightarrow P_{\text{O}_2} = \frac{0,185}{3} = 0,062 \text{ atm y la}$$

$$P_{\text{Hg}} = 2 \cdot P_{\text{O}_2} = 2 \cdot 0,062 \text{ atm} = 0,124 \text{ atm.}$$

b) Los moles de mercurio y oxígeno que se obtiene por descomposición del óxido de mercurio sólido son, aplicando la ecuación de los gases ideales a cada gas:

$$n_{\text{Hg}} = \frac{P_{\text{Hg}} \cdot V}{R \cdot T}; \quad n_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2} \cdot V}{R \cdot T}; \quad \text{y como } P_{\text{Hg}} = 2 \cdot P_{\text{O}_2}, \text{ sustituyendo en la expresión de los moles de}$$

$$\text{Hg su presión parcial por } 2 \cdot P_{\text{O}_2} \text{ se tiene: } n_{\text{Hg}} = \frac{2 \cdot P_{\text{O}_2} \cdot V}{R \cdot T}.$$

Las concentraciones molares de las especies es el número de moles por litro, por lo que sus

$$\text{valores son: } [\text{Hg}] = \frac{\text{moles}}{\text{litro}} = \frac{\frac{2 \cdot P_{\text{O}_2} \cdot V}{R \cdot T}}{V} = \frac{2 \cdot P_{\text{O}_2}}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 0,062 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 653 \text{ K}} = 0,0023 \text{ M.}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{\text{moles}}{\text{litro}} = \frac{\frac{P_{\text{O}_2} \cdot V}{R \cdot T}}{V} = \frac{P_{\text{O}_2}}{R \cdot T} = \frac{0,062 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 653 \text{ K}} = 0,0012 \text{ M.}$$

c) Llevando a la constante de equilibrio,  $K_c$ , las concentración obtenidas anteriormente se tiene:  $K_c = [\text{Hg}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 0,0023^2 \cdot 0,0012 = 6,35 \cdot 10^{-9}$ .

Del mismo modo, llevando a la constante de equilibrio,  $K_p$ , los valores obtenidos en el apartado a), se tiene:  $K_p = P_{\text{Hg}}^2 \cdot P_{\text{O}_2} = 0,124^2 \cdot 0,062 = 9,53 \cdot 10^{-4}$ .

También se llega a este valor aplicando la relación entre  $K_c$  y  $K_p$ , es decir,  $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ , siendo  $\Delta n$  = suma de los moles gaseosos de los productos menos suma de los moles gaseosos de los reactivos = 3. **INTÉNTALO.**

**Resultado:** a)  $P_p(\text{Hg}) = 0,124 \text{ atm}$ ;  $P_p(\text{O}_2) = 0,062 \text{ atm}$ ; b)  $[\text{Hg}] = 0,0023 \text{ M}$ ;  $[\text{O}_2] = 0,0012 \text{ M}$ ;  
c)  $K_c = 6,35 \cdot 10^{-9}$ ;  $K_p = 9,53 \cdot 10^{-4}$ .

## BLOQUE 5

**CUESTIÓN 5B.- Completa las siguientes reacciones orgánicas indicando el nombre de todos los compuestos que en ellas aparecen.**

- $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$
- $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{Cl} + \text{KOH} (\text{ac}) \rightarrow$
- $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
- $n \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + (\text{catalizador} + \text{calor}) \rightarrow$

Solución:

- $$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$

propeno  propano
- $$\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH}$$

acetato de metilo  ácido acético  metanol
- $$\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{Cl} + \text{KOH} (\text{ac}) \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} + \text{KCl}$$

Cloruro de etilo  Hidróxido  1-propanol  cloruro de potasio   
 de potasio
- $$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CHCl} - \text{CH}_3$$

2 - buteno  Cloro  2,3 - diclorobutano
- $$n \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + (\text{catalizador} + \text{calor}) \rightarrow (\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2)_n -$$

eteno  polietileno (polímero)