



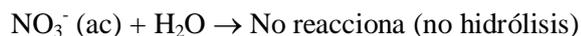
**Pares ácido-base:**  $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$  y  $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$

**b)**

- 1) Disolución resultante neutra ( $\text{pH} = 7$ ). La disolución de la sal dará lugar a los iones  $\text{Cl}^-$  que proviene del  $\text{HCl}$  que es un ácido fuerte y por lo tanto se comportará como una base conjugada débil que no reacciona con el agua. Por su parte el ion  $\text{Mg}^{2+}$  proviene del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  que es una base fuerte y se comporta como un ácido conjugado débil que no reacciona con el agua. Ninguno de los iones de la sal sufre hidrólisis.
- 2) La disolución acuosa de nitrato amónico dará lugar a los siguientes iones:



El ion nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) es la base conjugada de un ácido fuerte como es el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) y se comportará como una base débil incapaz de reaccionar con el agua:



Por otra parte, El ión amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) es el ácido conjugado de una base débil ( $\text{NH}_3$ ), por lo tanto, se comporta como un ácido fuerte capaz de reaccionar con el agua:



Por lo tanto la disolución resultante tendrá carácter **ácido** ( $\text{pH} < 7$ )

**3.- La combustión de 2,25 g de un compuesto orgánico que contiene C, H y O, produce 3,3 g de  $\text{CO}_2$  y 1,35 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Si sabemos que en estado gaseoso 2,25 g de dicho compuesto ocupa un volumen de 1,61 litros a  $250^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión. Determina:**

**a) Su fórmula empírica.**

**b) Su fórmula molecular.**

**c) Escribe una posible fórmula desarrollada de dicho compuesto y nómbralo.**

**Datos:** Masas atómicas **C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u**

**a)**

A partir de las masas de  $\text{CO}_2$  y de  $\text{H}_2\text{O}$  obtenidos en la combustión, y de sus respectivas masas moleculares, calculamos la masa de carbono y de hidrógeno contenida en el compuesto orgánico:

$$44 \text{ g de } \text{CO}_2 / 12 \text{ g de C} = 3,3 \text{ g de } \text{CO}_2 / x \text{ g de C; haciendo el cálculo tenemos } x = 0,9 \text{ g de C.}$$

$$18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} / 2 \text{ g de H} = 1,35 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} / x \text{ g de H; haciendo el cálculo tenemos } x = 0,15 \text{ g de H.}$$

Conocidas las masas de C y de H, la de O la calculamos por diferencia ya que se conoce la masa del compuesto orgánico:

$$\text{Masa de O} = \text{masa compuesto orgánico} - \text{masa de C} - \text{masa de H} = 2,25 - 0,9 - 0,15 = 1,2 \text{ g de O.}$$

A partir de las masas de C, H y O, dividiéndolas por sus respectivas masas atómicas, obtenemos la relación de átomos de cada uno de dichos elementos:

$$\text{Átomos de C} = 0,9 / 12 = 0,075; \text{ átomos de H} = 0,15 / 1 = 0,15; \text{ átomos de O} = 1,2 / 16 = 0,075$$

Una vez calculada la relación de átomos de cada elemento, se reducen sus valores a números enteros, para ello dividimos todos los resultados obtenidos entre el menor de ellos (0,075).

$$\text{Átomos de C} = 0,075 / 0,075 = 1; \text{ átomos de H} = 0,15 / 0,075 = 2; \text{ átomos de O} = 0,075 / 0,075 = 1.$$

A partir de lo hecho en el paso anterior queda determinada la fórmula empírica:  **$\text{CH}_2\text{O}$** .

Podemos ahora calcular la masa molecular de la fórmula empírica:  **$\text{MM}(\text{CH}_2\text{O}) = 30 \text{ g/mol}$**

**b)**

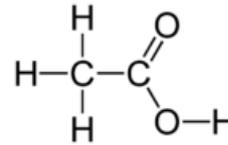
Por otra parte, a partir de los datos de P, V, T y masa del compuesto orgánico, aplicando la ley de los gases ideales, podemos determinar la masa molecular (de la fórmula molecular) del compuesto orgánico:

$$PV = nRT; PV = (n^\circ \text{ g} / \text{MM}) RT; \text{MM} = n^\circ \text{ g} R T / PV = 2,25 \cdot 0,082 \cdot 523 / 1 \cdot 1,61 = \mathbf{60 \text{ g/mol}}$$

Como puede observarse, la masa molecular de la fórmula molecular es el doble de la masa molecular de la fórmula empírica, por lo tanto, si multiplicamos por 2 la relación de átomos que aparece en la fórmula empírica ya tendríamos la fórmula molecular:  $\mathbf{C_2H_4O_2}$ .

c) Una posible fórmula desarrollada de dicho compuesto sería:

Nombre: ácido etanoico (ácido acético)



4.- En un matraz de 2 litros se introducen 9,85 g de NOCl y se calienta a 350 °C. A dicha temperatura se establece el equilibrio:



Si el porcentaje de disociación del NOCl es del 25 %. Calcula:

- a) Las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$  a la temperatura dada.  
b) La presión parcial de cada gas en el equilibrio.

Datos: Masas atómicas N = 14 u; O = 16 u, Cl=35,5 u.; R=0,082 atm.l/mol.K

a) En primer lugar calculamos el número de moles iniciales del NOCl:

$$n^\circ \text{ de moles iniciales de NOCl} = n^\circ \text{ gramos/masa molecular} = 9,85 / 65,5 = 0,15 \text{ moles de NOCl.}$$

El equilibrio de disociación es:  $2 \text{NOCl (g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO (g)} + \text{Cl}_2 \text{(g)}$

Moles iniciales:	0,15	0	0
Moles disociados:	2x	2x	x
Moles equilibrio:	0,15-2x	2x	x

Escribimos la expresión de  $K_c$  para dicho equilibrio y sustituimos los valores:

$$K_c = [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2] / [\text{NOCl}]^2 = (2x/V)^2 (x/V) / (0,15-2x/V)^2 = 4x^3 / (0,15-2x)^2 V$$

Por otra parte, como conocemos el valor del grado de disociación  $\alpha = 0,25$ . A partir de él, y de su expresión que lo relaciona con los moles disociados, determinamos el valor de x:

$$\alpha = n^\circ \text{ moles disociados} / n^\circ \text{ moles iniciales} = 2x / 0,15. \text{ Sustituyendo el valor de } \alpha = 0,25 \text{ y despejando la x, tenemos que } x = 0,25 \cdot 0,15 / 2 = 0,01875.$$

Sustituyendo los valores de x y de V en la expresión de  $K_c$  podemos determinar el valor de dicha constante de equilibrio:

$$K_c = 4x^3 / (0,15-2x)^2 V = 4(0,01875)^3 / (0,15 - 2 \cdot 0,01875)^2 \cdot 2 = \mathbf{1,04 \cdot 10^{-3}}$$

Vamos a calcular el valor de la constante  $K_p$  a partir del valor de  $K_c$  teniendo en cuenta la relación entre ambas:  $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$  donde sustituyendo valores tendremos:  $K_p = 1,04 \cdot 10^{-3} (0,082 \cdot 623) = \mathbf{0,053}$ .

b)

Para el cálculo de las presiones parciales de los gases presentes en el equilibrio hacemos uso de la ley de los gases ideales ( $PV = nRT$ ) y la aplicamos a cada uno de dichos gases:

$$P_{\text{NOCl}} = nRT / V = (0,15-2x) RT/V = (0,15 - 2 \cdot 0,01875) \cdot 0,082 \cdot 623 / 2 = 2,87 \text{ atm.}$$

$$P_{\text{NO}} = nRT / V = 2x RT/V = 2 \cdot 0,01875 \cdot 0,082 \cdot 623 / 2 = 0,96 \text{ atm.}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = nRT / V = x RT/V = 0,01875 \cdot 0,082 \cdot 623 / 2 = 0,48 \text{ atm.}$$

5.- Ajusta por el método del ión-electrón, la siguiente reacción:



- a) ¿Cuál es la especie oxidante y cuál es la reductora? ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?  
 b) Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global.  
 c) Nombra los compuestos que participan en la reacción anterior.

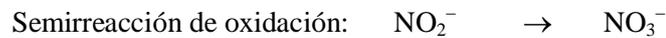
a) Para poder determinar la especie oxidante y reductora, y cual se oxida y cual se reduce, procedemos a determinar los número de oxidación de los elementos de las distintas especies químicas:



Podemos observar que el nitrógeno se oxida ya que su número de oxidación aumenta al pasar de 3+ a 5+, mientras que el elemento que se reduce es el cromo porque su número de oxidación se reduce de 6+ a 3+.

Por tanto, teniendo en cuenta lo dicho, podemos afirmar que la especie oxidante es el  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , al reducirse, mientras que la especie reductora sería el  $\text{KNO}_2$ , al oxidarse.

b) La semirreacciones serían:



Procedemos a ajustar estas reacciones, primero en masa y después en carga:



Habría que multiplicar la primera semirreacción por 3 para equilibrar los electrones y nos quedará que:



Sumando nos quedaría que:



Con lo cual tendríamos que:



Solo tendríamos que ajustar el número de átomos de K, para ello, añadimos un 2 delante de la fórmula del perclorato de potasio.

c) Nitrito potásico (Dioxonitrato (III) de potasio)

Dicromato potásico (Heptaoxidicromato (VI) de potasio)

Acido perclórico (Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno, Acido tetraoxoclorico (VII)

Perclorato cromoso (Tetraoxoclorato (VII) de cromo (III)

Nitrito potásico (Trioxonitrato (V) de potasio)

Perclorato potásico (Tetraoxoclorato(VII) de potasio)

Agua

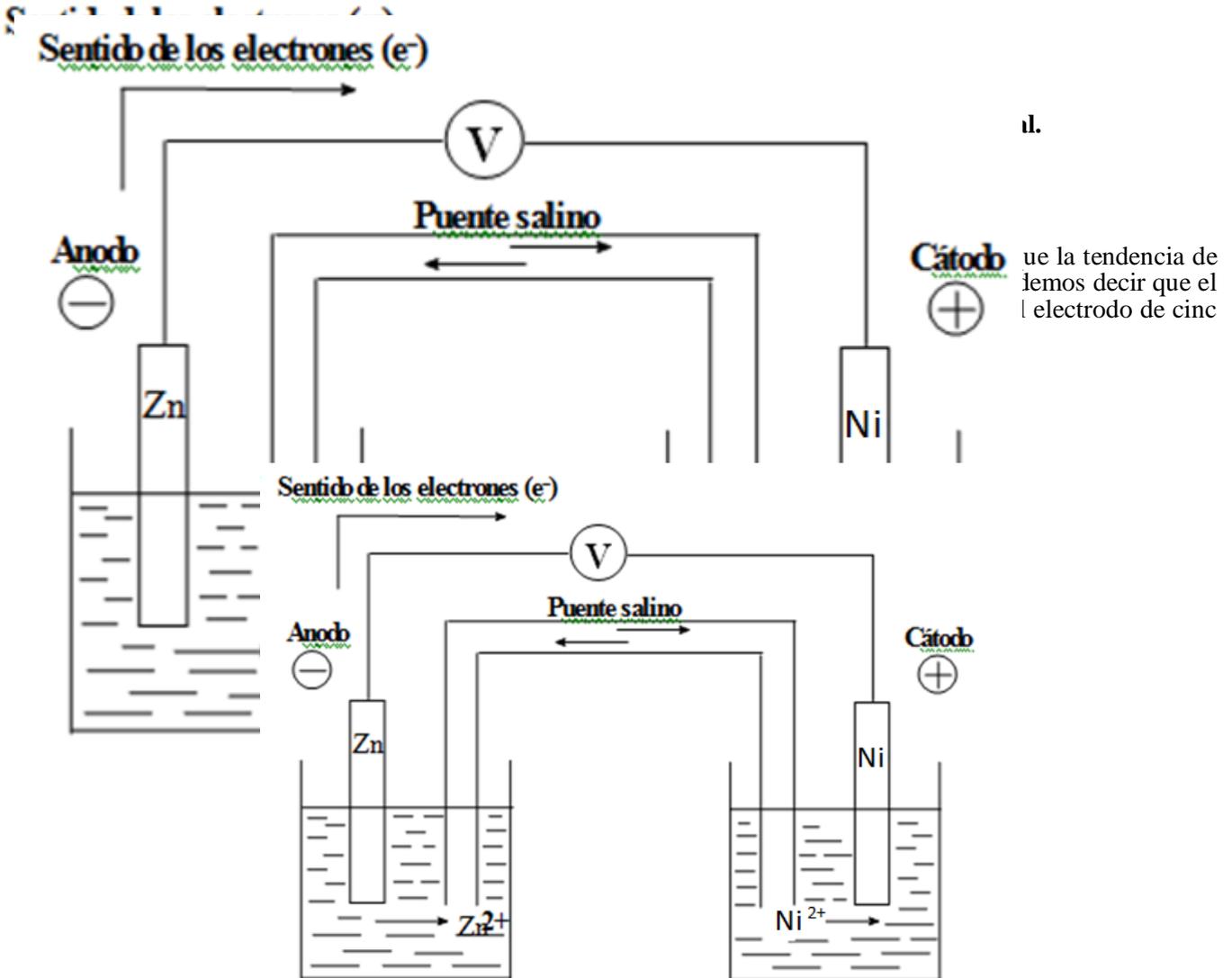
## PROPUESTA II

1.- El dióxido de nitrógeno es uno de los gases que contribuyen a la formación de la lluvia ácida, obteniéndose a partir del proceso:  $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g}) \quad \Delta H < 0$

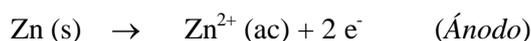
Explica razonadamente, tres formas distintas de actuar sobre dicho equilibrio que reduzcan la formación del dióxido de nitrógeno.

Si queremos reducir la formación del  $\text{NO}_2$ , habría que buscar la forma de desplazar el equilibrio hacia la izquierda, lo cual se puede conseguir de las siguientes formas:

- 1) Mediante una disminución de la presión. Una disminución de la presión desplaza el equilibrio hacia donde hay mayor número de moles gaseosos, como hay mayor número de moles gaseosos en los reactivos, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda (reactivos) consumiendo  $\text{NO}_2$ .
- 2) Aumentando la temperatura. Como la reacción es exotérmica (en sentido directo), si aumentamos la temperatura el equilibrio se desplazará en el sentido de compensar dicho aumento, es decir, desplazándose en sentido endotérmico, que es en nuestro caso hacia la izquierda, lo que supone el consumo del  $\text{NO}_2$ .
- 3) Eliminando  $\text{NO}$  o bien  $\text{O}_2$ . Si reducimos la concentración molar del  $\text{NO}$  o del  $\text{O}_2$ , el equilibrio tenderá a desplazarse en el sentido de compensar dicha reducción, formando más  $\text{NO}$  y  $\text{O}_2$ , es decir, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda consumiendo por tanto  $\text{NO}_2$ .



b) Las reacciones en cada electrodo y la reacción global serán:





c)  $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{anodo}} = -0,25 - (-0,76) = 0,51 \text{ V.}$

3.- Si cuando se forma 1,0 gramo de metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) se desprenden 7,46 Kilojulios. Calcula:

a) ¿Cuál será el valor de su entalpía de formación?

b) ¿Cuál será la entalpía estándar de combustión del metanol utilizando la Ley de Hess?

Datos: Masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u.

Entalpías estándar de formación del  $\text{CO}_2$  (g) y del  $\text{H}_2\text{O}$  (l) respectivamente: -393,8 kJ /mol y -285,8 kJ/mol.

a)

Para el cálculo de la entalpía de formación partimos de la cantidad de calor que se desprende cuando se forma un gramo de metanol y lo convertimos a valores de un mol.

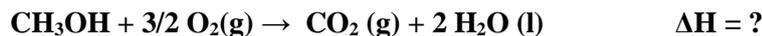
$$\text{MM}(\text{CH}_3\text{OH}) = 1 (12) + 4 (1) + 1 (16) = 32 \text{ g/mol}$$

1 g de  $\text{CH}_3\text{OH}$  / -7,46 KJ = 32 g de  $\text{CH}_3\text{OH}$  / x KJ; haciendo el cálculo tenemos x = -238,72 KJ/mol.

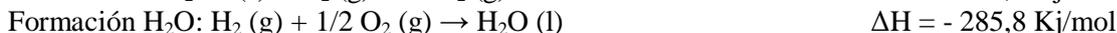
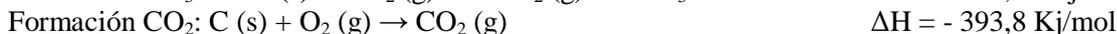
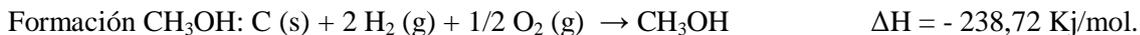
$$\Delta H_f (\text{CH}_3\text{OH}) = - 238,72 \text{ KJ/mol}$$

b)

Para calcular la entalpía de combustión del  $\text{CH}_3\text{OH}$  haciendo uso de la ley de Hess, primero planteamos la ecuación de la reacción de combustión de dicho compuesto:



Las ecuaciones que corresponden a los datos que se indican son:



Aplicando la Ley de Hess, tendremos que invertir el sentido de la reacción de formación del metanol; multiplicar por 2 la reacción de formación del  $\text{H}_2\text{O}$  y dejar igual la reacción de formación del  $\text{CO}_2$ .



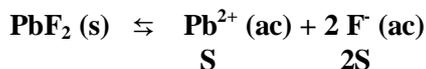
Sumando tendremos que la entalpía de combustión del  $\text{CH}_3\text{OH}$  es - 726,68 KJ/mol

$$\Delta H_c (\text{CH}_3\text{OH}) = - 726,68 \text{ KJ/mol}$$

4.-a) Sabiendo que a 25 °C, la solubilidad molar del fluoruro de plomo (II) ( $\text{PbF}_2$ ) vale  $2,1 \cdot 10^{-3}$  mol/L. Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad de dicho compuesto.

b) Teniendo en cuenta que a 25 °C, la constante del producto de solubilidad del hidróxido de hierro (III) ( $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ) vale  $1,0 \cdot 10^{-36}$ . Calcula la solubilidad molar de dicho compuesto.

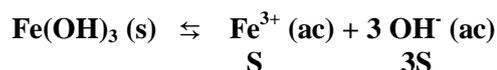
a) El equilibrio de solubilidad del  $\text{PbF}_2$  es:



Escribimos la expresión de la constante del producto de solubilidad en función de la solubilidad:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = S (2S)^2 = 4 S^3 = 4 (2,1 \cdot 10^{-3})^3 = 3,7 \cdot 10^{-3}$$

b) El equilibrio de solubilidad del  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  es:



Escribimos la expresión de la constante del producto de solubilidad en función de la solubilidad:

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 = S (3S)^3 = 27 S^4$$

Despejando S y sustituyendo  $K_s$  por su valor, tenemos que:  $S =$

$$\sqrt[4]{\frac{K_s}{27}} = 4 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

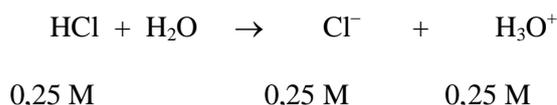
### 5.- Calcula el pH:

a) De una disolución acuosa de ácido clorhídrico (HCl) 0,25 M.

b) De una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) 0,50 M

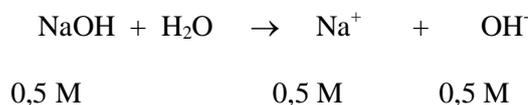
c) De la mezcla resultante de añadir 250 mL de disolución de ácido clorhídrico 0,25 M a 100 mL de disolución de hidróxido de sodio 0,5 M. Considera los volúmenes aditivos

a) Como se trata de un ácido fuerte, el HCl estará totalmente dissociado y por lo tanto la concentración de iones hidronio  $\text{H}_3\text{O}^+$  será prácticamente igual a la concentración del ácido.



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,25 = 0,6$$

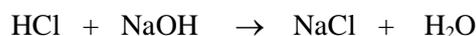
b) Como se trata de una base fuerte, el NaOH estará totalmente dissociado y por lo tanto la concentración de iones hidronio  $\text{OH}^-$  será prácticamente igual a la concentración de la base.



$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,5 = 0,3$$

Como  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ ; despejando el pH tenemos:  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,3 = 13,7$

c) En este caso tenemos una reacción de neutralización:



Por lo tanto, para calcular el pH de la disolución resultante habrá que calcular los moles de  $\text{H}_3\text{O}^+$  que se neutralizan con moles  $\text{OH}^-$  y ver cuál de ellos queda en exceso, ya que será el que determine el pH. Como el HCl es un ácido fuerte y el NaOH es una base fuerte la concentración de los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y la concentración de iones  $\text{OH}^-$  será prácticamente igual a la concentración de dichas especies químicas. Por lo tanto:

$$\text{moles de } \text{H}_3\text{O}^+ = V \times M = 0,25 \times 0,25 = 0,0625$$

$$\text{moles de } \text{OH}^- = V \times M = 0,1 \times 0,5 = 0,05$$

$$\text{moles en exceso de ácido} = 0,0625 - 0,05 = 0,0125 \text{ moles de } \text{H}_3\text{O}^+$$

Para calcular la concentración molar de los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  suponemos que los volúmenes son aditivos.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0125 / 0,25 + 0,1 = 0,0125 / 0,35 = 0,036 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,036 = 1,44$$