

## OPCIÓN A

**PROBLEMA 1.-** En la neutralización de 200 mL de hidróxido de sodio 0,1 M se emplean 100 mL de ácido clorhídrico 0,5 M. Calcula:

- Los moles de ácido clorhídrico añadidos en exceso.
- El pH de la disolución resultante.

Solución:

a) La reacción de neutralización  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ , pone de manifiesto que 1 mol de NaOH reacciona con 1 mol de HCl, por lo que determinando los moles en cada uno de los volúmenes utilizados de las respectivas disoluciones, puede determinarse el que se encuentra en exceso:

Moles de NaOH:  $n = M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,02 \text{ moles}$ .

Moles de HCl:  $n = M \cdot V = 0,5 \text{ moles} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ moles}$ .

Los moles de HCl en exceso son los adicionados menos los consumidos:  
 $0,05 \text{ moles} - 0,02 \text{ moles} = 0,03 \text{ moles de HCl en exceso}$ .

b) El HCl es un ácido muy fuerte que se encuentra totalmente disociado, siendo su concentración la de los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Por estar los 0,03 moles disueltos en el volumen 0,3 L, la concentración del HCl y  $\text{H}_3\text{O}^+$  es:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,03 \text{ moles}}{0,3 \text{ L}} = 0,1$ , y el pH de la disolución:  $\text{pH} = -\log 0,1 = 1$ .

**Resultado: a) 0,03 moles de HCl en exceso; b) pH = 1.**

**CUESTIÓN 1.-** Dadas las configuraciones electrónicas de los elementos A, B, C y D:

A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ; B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ; C:  $1s^2 2s^1$ ; D:  $1s^2 2s^2 2p^2$ .

Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Los elementos B y D forman un enlace iónico.
- El elemento con mayor carácter metálico es el C y el de mayor electronegatividad el A.

Solución:

a) Falsa. Ambos elementos son no metales que cuando se unen lo hacen compartiendo electrones y no por cesión-captación de los mismos. El enlace es por ello covalente y no iónico.

b) Verdadera. El elemento C se ubica, según pone de manifiesto su configuración electrónica, en el grupo 1 de la tabla periódica, es un metal alcalino, mientras que los otros lo hacen en los grupos 14 el D, 16 el B y 17 el A. Como el carácter metálico de los elementos disminuye al avanzar en la tabla hacia la derecha, puede afirmarse que el elemento más metálico es el C.

La electronegatividad es la propiedad periódica que mide la tendencia de un átomo para atraer hacia sí los electrones del enlace que lo une a otro. En los períodos aumenta con el número atómico, mientras que en los grupos aumenta al disminuir dicho número. Por tanto, el de mayor electronegatividad es el A por encontrarse más a la derecha en el tercer período.

**CUESTIÓN 2.-** Considera la celda electroquímica en la que el ión  $\text{Cl}^-$  se oxida a  $\text{Cl}_2$  y el ión  $\text{Cu}^{2+}$  se reduce a Cu metal.

- Escribe la reacción química global de la celda.
- Indica si se trata de una celda galvánica o electrolítica.

**DATOS:**  $E^\circ (\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ .

Solución:

a) Las semirreacciones de oxidación-reducción que se produce en los electrodos son:

Semirreacción de oxidación:  $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

Semirreacción de reducción:  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ .

Reacción global:  $2 \text{Cl}^- + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Cu}$ .

b) En las pilas galvánicas, la forma oxidada del par de potencial normal de reducción menos negativo o más positivo se reduce, mientras que la forma reducida del par de potencial normal de reducción más negativo o menos positivo se oxida.

El proceso que transcurre en la celda propuesta es el contrario de lo anteriormente expuesto, la forma reducida del par de potencial normal de reducción más positivo se oxida, y la forma oxidada del par cuyo potencial normal de reducción es menos positivo se reduce; luego, la celda considerada no es galvánica, sino electroquímica.

### OPCIÓN B

**PROBLEMA 1.- El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico, HNO<sub>3</sub>, a óxido de estaño (IV), Sn<sub>2</sub>O, reduciéndose aquel a su vez a dióxido de nitrógeno, NO<sub>2</sub>. Asimismo, también se obtiene agua en la reacción anterior.**

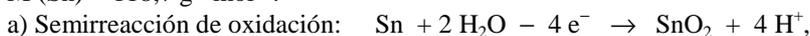
a) **Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ión electrón.**

b) **Calcula los gramos de estaño que reaccionan con 2 L de disolución de ácido nítrico 2 M.**

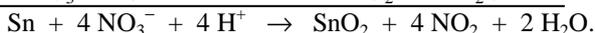
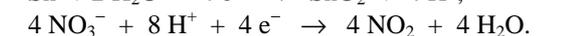
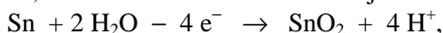
**DATOS: A<sub>r</sub>(Sn) = 118,7 u.**

Solución:

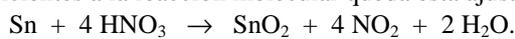
$$M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



Multiplicando la semirreacción de reducción por 4 para igualar los electrones y sumándolas para eliminarlos, se obtiene la reacción iónica ajustada:



Llevando estos coeficientes a la reacción molecular queda ésta ajustada:



b) La estequiometría de la reacción indica que 1 mol de átomos de Sn reacciona con 4 moles de HNO<sub>3</sub>, por lo que, calculando los moles de HNO<sub>3</sub> en los dos litros de disolución, multiplicándolos por la estequiometría de la reacción (1 mol Sn/4 moles HNO<sub>3</sub>) y por la relación de equivalencia (factor de conversión) gramos-mol, se obtienen los gramos de Sn que reaccionan:

Los moles de HNO<sub>3</sub> son:  $n = M \cdot V = 2 \text{ moles} \cdot \cancel{2 \text{ L}} = 4 \text{ moles}$ .

Reacciona 1 mol de átomos de Sn, que son:  $1 \cancel{\text{ mol Sn}} \cdot \frac{118,7 \text{ g Sn}}{1 \cancel{\text{ mol Sn}}} = 118,7 \text{ g de Sn}$ .

**Resultado: b) 118,7 g Sn.**

**CUESTIÓN 1.- Para las moléculas de NH<sub>3</sub> y BCl<sub>3</sub>, indica razonadamente:**

a) **La hibridación que presentan los átomos de N y B en los compuestos.**

b) **La forma geométrica de cada molécula.**

c) **Se trata de moléculas polares o apolares.**

Solución:

a) Las configuraciones electrónicas de los elementos N y B son:



En el nitrógeno el orbital 2s y los tres orbitales 2p se combinan linealmente para formar cuatro orbitales híbridos sp<sup>3</sup>, en uno de los cuales se sitúa el par de electrones no compartidos y en los otros tres un electrón en cada uno.

El boro promociona un electrón 2s a uno de los orbitales 2p vacío, y por combinación lineal de los orbitales 2s y los dos 2p semiocupados se forman tres orbitales híbridos sp<sup>2</sup>.

b) La geometría que corresponde a la hibridación sp<sup>3</sup> es tetraédrica, pero debido a que en uno de estos orbitales se sitúa el par de electrones no compartidos del átomo de nitrógeno, la geometría de la molécula NH<sub>3</sub> es piramidal trigonal.

La hibridación  $sp^2$  dirige los tres orbitales hacia los vértices de un triángulo equilátero, por lo que la molécula  $BCl_3$  es triangular plana.

c) En la molécula  $NH_3$  la resultante de los momentos dipolares de enlace y par de electrones libres es mayor que cero, por lo que dicha molécula es polar.

La geometría de la molécula  $BCl_3$  hace que la resultante de los momentos dipolares de enlace sea cero, siendo dicha molécula apolar.

**CUESTIÓN 3.- Escribe la base conjugada de cada uno de los siguientes ácidos de Brønsted-Lowry:  $NH_4^+$ ;  $HCO_3^-$ ;  $H_2O$ ;  $H_2S$ .**

Solución:

Las bases conjugadas de los ácidos propuestos son:

$NH_3$  para el  $NH_4^+$ ;  $CO_3^{2-}$  para el  $HCO_3^-$ ;  $OH^-$  para el  $H_2O$ ; y  $HS^-$  para el  $H_2S$ .