

Selectividad Castilla y León - Septiembre 2006

BLOQUE B

B-1: Dados tres elementos del sistema periódico: A, B y C, cuyos números atómicos respectivos son 8, 16 y 19:

- Escriba sus configuraciones electrónicas e indique cuál de ellos presentará el valor mayor del primer potencial de ionización.
- Señale el tipo de enlace y aporte dos propiedades características de los posibles compuestos entre A y B

RESOLUCIÓN

A) Las configuraciones electrónicas de esos tres elementos son:

Nº 8: $1s^2 2s^2 2p^4$ ----- Se trata del OXÍGENO

Nº 16: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ----- Se trata del AZUFRE

Nº 19: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ----- Se trata del POTASIO

El Potencial o energía de ionización se define como la energía necesaria para arrancarle a un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental el electrón más débilmente retenido. En la tabla periódica aumenta de abajo a arriba (es mayor cuanto más pequeño es el átomo) y de izquierda a derecha (es mayor cuanto mayor sea el número de protones del núcleo: número atómico).

En el caso de los tres elementos dados, el mayor valor lo tendrá el OXÍGENO ($Z = 8$) por ser el que se encuentra más arriba y más a la derecha de la tabla periódica entre estos tres.

B) Los elementos A (Oxígeno) y B (Azufre) son dos no metales pertenecientes al periodo 16, por lo que entre ellos se formará un enlace de tipo covalente (parcialmente covalente al tratarse de dos elementos no metálicos diferentes), por lo que las propiedades características de los compuestos que se formen serán las de los compuestos covalentes, a saber:

- Están formados por verdaderas moléculas, las cuales serán muy estables.
- Sus temperaturas de fusión y ebullición son bajas. , serán gases a la presión y temperatura ordinarias
- Son insolubles en agua, aunque reaccionarán con ella para formar los correspondientes ácidos
- No conducen la corriente eléctrica ni fundidos ni en disolución.

B-2: El naftaleno ($C_{10}H_8$) es un compuesto aromático sólido que se vende en forma de bolitas para combatir la polilla. La combustión completa de este compuesto para producir $CO_{2(g)}$ y $H_2O_{(l)}$ a $25^\circ C$ produce 5154 kJ/mol .

a) Escriba las reacciones de formación del naftaleno a partir de sus elementos y la reacción de combustión.

b) Calcule la entalpía estándar de formación del naftaleno.

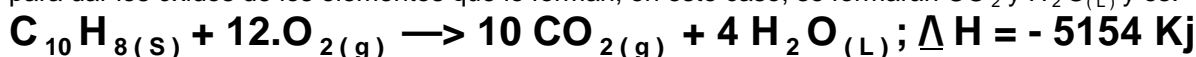
Datos a 298 K : $\Delta H_{CO_{2(g)}} = - 393,5 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_{H_2O_{(l)}} = - 285,8 \text{ kJ/mol}$.

RESOLUCIÓN

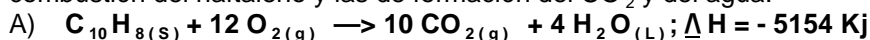
a) La reacción de formación de un compuesto se define como aquella en la cual se forma un mol del compuesto a partir de sus elementos componentes en su forma más estable a $25^\circ C$ y 1 atm . En este caso, se tratará de la reacción en la cual se forma un mol de naftaleno a partir de carbono - grafito sólido e Hidrógeno molecular gaseoso:

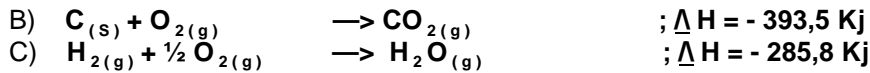
$$10 C_{(s)} + 4 H_{2(g)} \longrightarrow C_{10}H_{8(s)}$$

La reacción de combustión es aquella en la cual un mol del compuesto se combina con oxígeno para dar los óxidos de los elementos que lo forman, en este caso, se formarán CO_2 y $H_2O_{(L)}$ y es:

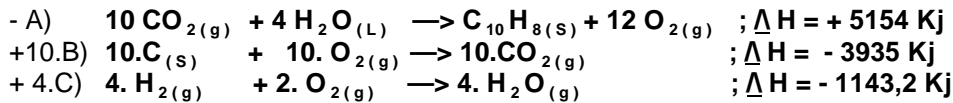


b) Para calcular la entalpía estándar de formación del naftaleno, que será la correspondiente a su reacción de formación, hemos de partir de las tres reacciones cuyos datos energéticos conocemos y que son las de combustión del naftaleno y las de formación del CO_2 y del agua:





Y de acuerdo con la ley de Hess, combinamos estas tres reacciones de forma que obtengamos la primera, para lo cual hemos de cogerlas de la forma siguiente:



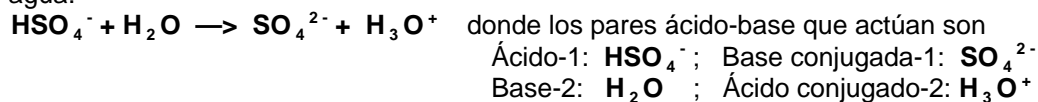
B-3: El ión hidrogenosulfato (HSO_4^-) es anfótero.

- Escriba y nombre todas las especies que participan en la reacción del anión hidrogenosulfato con agua cuando actúa como ácido.
- Escriba y nombre todas las especies que participan en la reacción del anión hidrogenosulfato con agua cuando actúa como base.
- Identifique los pares ácido-base para las dos reacciones anteriores.

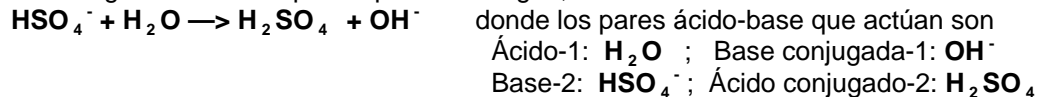
RESOLUCIÓN:

De acuerdo con la teoría de Brönsted y Lowry, un ácido es aquella especie que es capaz de ceder protones al disolvente, mientras que una base es aquella especie capaz de aceptar protones del disolvente.

A) Si el ion hidrogenosulfato se encuentra en disolución acuosa, actuará como ácido cuando le ceda el protón que tiene al agua:



B) Pero si este ion hidrogenosulfato acepta un protón del agua, actuará como base:



B-4: Una disolución acuosa al 8% en masa de amoníaco tiene una densidad de 0,96 g/ml.

- Calcule la molaridad, molalidad y la fracción molar del amoníaco.
- ¿Cómo prepararía 100 mL de dicha disolución en el laboratorio a partir de una disolución 4 M de amoníaco?
- Nombre y dibuje el material de laboratorio empleado.

RESOLUCIÓN

Para determinar esas expresiones de la concentración hemos de realizar varios cálculos previos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso el amoníaco:
 NH_3 : $\Rightarrow 1 \cdot 14,01 + 3 \cdot 1 = 17,01$

Para completar la tabla con los datos de la disolución, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	76,8 g = 4,52 moles	+ 883,2 g = 49,07 moles	= 960 g
Volumen	----	883,2 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,84 g/ml), que es:
 $m = v \cdot d = 1000 \cdot 0,96 = 960 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 8,0% es soluto y así: $g_{\text{soluto}} = 960 \cdot 0,08 = 76,8 \text{ g soluto amoniaco}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $960 - 76,8 = 883,2 \text{ g de agua}$.

Estos datos los colocamos en la tabla, expresándolos también en moles:

Soluto amoniaco: $n = 76,8/17,01 = 4,52 \text{ moles de amoniaco}$

Disolvente agua: $n = 883,2/18 = 49,07 \text{ moles de agua}$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya las expresiones de la concentración pedidas:

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{N^{\circ} \text{ moles soluto}}{\text{Litro disolucion}} = \frac{4,52}{1} = 4,52 \text{ MOLAR}$$

$$\text{MOLALIDAD: } M = \frac{N^{\circ} \text{ moles soluto}}{\text{Kg disolvente}} = \frac{4,52}{0,8832} = 5,12 \text{ MOLAL}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = \frac{N^{\circ} \text{ moles soluto}}{N^{\circ} \text{ total de moles}} = \frac{4,52}{4,52 + 49,07} = 0,084$$

Para preparar esta disolución a partir de otra 4 Molar, que es menos concentrada que ésta, deberíamos añadir la cantidad de soluto que sea necesaria. Si se tratara de otro soluto que no fuera un gas, como es el amoniaco, y no fuera volátil, como es el caso del NaCl, NaOH, etc, se podría concentrar la disolución calentado y evaporando parte del disolvente, pero en este caso si se calienta la disolución eliminaríamos el amoniaco antes de que se evaporara el agua con lo que conseguiríamos el efecto contrario al buscado.

En este caso, se tomarían 100 mL de la disolución 4 Molar y le añadiríamos el NH_3 que se necesite. Para determinar cual es esta cantidad, calculamos la cantidad de NH_3 que hay en los 100 mL de la disolución 4 Molar, así como los que tiene que haber en la disolución a preparar, que es 4,52 Molar, partiendo de la expresión de la

$$\text{Molaridad: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}};$$

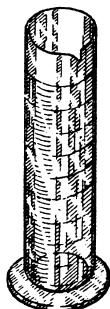
$$\text{Disolución a preparar: } 4,52 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{17,01,0,1}; g_{\text{soluto}} = 7,688 \text{ g de NH}_3$$

$$\text{Disolución de partida: } 4 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{17,01,0,1}; g_{\text{soluto}} = 6,804 \text{ g de NH}_3$$

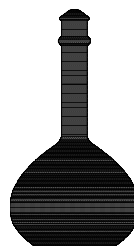
Por tanto hemos de añadirle a esos 100 mL $7,688 - 6,804 = 0,884 \text{ g de NH}_3$ deben añadirse

Dado que el NH_3 es un gas, no es fácil añadir dicha cantidad, tendríamos que utilizar una bombona que contuviera dicho gas y dejar burbujear esa cantidad.

** En nuestra opinión se trata de un error en las cantidades dadas, ya que lo normal, y más en este caso que el soluto es volátil, es preparar una disolución a partir de otra más concentrada añadiendole la cantidad necesaria de disolvente agua. En este caso necesitaríamos una probeta para medir la cantidad necesaria de la disolución dada y un matraz aforado de 100 mL el el cual se vierte esa cantidad, enrasándolo después con más agua:



PROBETA



MATRAZ
AFORADO

B-5: a) Calcule los moles de cloruro de sodio y de ácido sulfúrico que hay en 500 g de cloruro de sodio del 71 % de riqueza y en 100 mL de ácido sulfúrico del 98 % de riqueza y densidad 1,83 g/ml.

b) ¿Qué cantidad de cloruro de hidrógeno, dado en gramos, podemos obtener si se hacen reaccionar, en caliente, los compuestos antes mencionados y en las cantidades indicadas?

DATOS: Pesos atómicos: Cl = 35,45 ; H = 1,00 ; Na = 23,00 ; O = 16,00 ; S = 32,06

RESOLUCIÓN

a) Para calcular el nº de moles de cada uno, previamente hemos de determinar los respectivos pesos moleculares, que son:

$$\text{NaCl} = 23,00 + 35,45 = 58,45$$

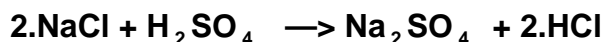
$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1,00 + 32,06 + 4 \cdot 16,00 = 98,06$$

$$\text{g de NaCl} = 500 \cdot \frac{71}{100} = 355 \text{ g de NaCl puro ; } N^\circ \text{ moles} = \frac{\text{gramos}}{Pm} = \frac{355}{58,45} = \mathbf{6,07 \text{ moles de NaCl}}$$

La masa de los 100 mL de H_2SO_4 es: $m = V \cdot d = 100 \cdot 1,83 = 183$ g totales, de los cuales el 98% es ácido sulfúrico

$$\text{puro: } 183 \cdot \frac{98}{100} = 179,34 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro; } N^\circ \text{ moles} = \frac{\text{gramos}}{Pm} = \frac{179,34}{98,06} = \mathbf{1,83 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4}$$

La reacción que tiene lugar entre ambos compuestos es:



en la cual vemos que para cada mol de ácido sulfúrico se necesitan 2 moles de cloruro de sodio. Dado que tenemos 1,83 moles de ácido sulfúrico, necesitaremos $2 \cdot 1,83 = 3,66$ moles de cloruro de sodio, y tenemos 6,07. Por tanto el reactivo limitante será el ácido sulfúrico ya que es el reactivo que se consume completamente.

También podemos ver en la reacción dada que por cada molde H_2SO_4 que reacciona se forman 2 moles de HCl, por lo que en este caso **se formarán = $2 \cdot 1,83 = 3,66$ moles de HCl**

Y si el peso molecular del HCl es = $1,00 + 35,45 = 36,45$, tendremos que

gramos de HCl formados: = $3,66 \cdot 36,45 = \mathbf{133,41 \text{ g de HCl se formarán}}$