



Pruebas de Acceso a las  
Universidades  
de Castilla y León

QUÍMICA  
SEPTIEMBRE 2008

Texto para  
los alumnos  
2 páginas

### CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN.

El alumno deberá contestar a uno de los dos bloques A o B con sus problemas y cuestiones. Cada bloque consta de cinco preguntas. Cada una de las preguntas puntuará como máximo dos puntos.

La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

### DATOS GENERALES.

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en mol L<sup>-1</sup>. Constantes universales:

$$N_A = 6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$u = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\text{Masas atómicas: H= 1,008; N=14,01; O= 16,00; S= 32,07; Na= 22,99; Al= 27,00; Fe= 55,85; Ag= 107,90}$$

$$F = 96.485 \text{ C mol}^{-1}$$

$$1 \text{ atm} = 1,0133 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}$$

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

### BLOQUE A

- El amoníaco arde con el oxígeno del aire en condiciones adecuadas y en presencia de catalizadores para dar monóxido de nitrógeno y agua.
  - Ajuste la reacción de combustión. (hasta 0,7 puntos)
  - Determine el peso de oxígeno, en gramos, que se necesita para quemar 1 kg de amoníaco. (hasta 0,7 puntos)
  - Calcule el volumen de monóxido de nitrógeno obtenido a partir de las cantidades de reactivo del apartado b, medido en condiciones normales. (hasta 0,6 puntos)
- El sulfito sódico, Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, reacciona con el permanganato potásico, KMnO<sub>4</sub>, en medio ácido sulfúrico, dando, entre otros productos MnSO<sub>4</sub> y Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
  - Escriba ajustadas las semirreacciones de oxidación y de reducción. (hasta 0,8 puntos)
  - Ajuste, por el método del ión-electrón, las reacciones iónica y molecular (hasta 1,2 puntos)
- Calcule razonadamente las siguientes cuestiones:
  - La masa de hierro presente en 0,0374 moles de Fe. (hasta 0,6 puntos)
  - La masa de plata presente en 2,01 · 10<sup>22</sup> átomos de Ag. (hasta 0,7 puntos)
  - La masa de un átomo de aluminio, sabiendo que su masa atómica es 27,0 uma. (hasta 0,7 puntos)
- Para los compuestos iónicos:
  - Defina el concepto de energía de red. (hasta 0,5 puntos)
  - Establezca un ciclo de Born-Haber para la obtención de NaCl<sub>(s)</sub> a partir de Na<sub>(s)</sub> y Cl<sub>2(g)</sub> y, sabiendo que la  $\Delta H_f$  del cloruro sódico sólido es -411 kJ/mol, Calcule la energía de red,  $\Delta H_{RED}$ .  
Datos:  $\Delta H^0_1 = \Delta H^0_{\text{SUBLIMACIÓN}} \text{ sodio} = 107 \text{ kJ/mol}$  de átomos (hasta 1,5 puntos)  
 $\Delta H^0_2 = \Delta H^0_{\text{DISOCIACIÓN}} \text{ cloro} = 244 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H^0_3 = \text{Primera energía de ionización de sodio} = 496 \text{ kJ/mol}$  de átomos  
 $\Delta H^0_4 = \text{Afinidad electrónica de cloro} = -349 \text{ kJ/mol}$  de átomos
- Se dispone de una botella de un litro de disolución acuosa de ácido nítrico de composición desconocida y densidad, a 20 °C, igual a 1,36 g/cm<sup>3</sup>. Se toman 5 mL de la disolución de HNO<sub>3</sub> y se diluyen en un matraz aforado hasta un litro y la disolución resultante se valora con NaOH 0,1 M.
  - Determine la concentración, en % en peso, de la disolución de HNO<sub>3</sub> de la botella si en la valoración de 25 cm<sup>3</sup> de la disolución diluida se gastan 15,7 cm<sup>3</sup> de NaOH. (hasta 0,8 puntos)
  - Determine los gramos de NaOH que hay que pesar para preparar 100 cm<sup>3</sup> de disolución 0,1 M y explique cómo procedería en su preparación y el material de laboratorio que utilizaría. (hasta 1,2 puntos)

### SOLUCIONES

- El amoníaco arde con el oxígeno del aire en condiciones adecuadas y en presencia de catalizadores para dar monóxido de nitrógeno y agua.
  - Ajuste la reacción de combustión. (hasta 0,7 puntos)
  - Determine el peso de oxígeno, en gramos, que se necesita para quemar 1 kg de amoníaco. (hasta 0,7 puntos)
  - Calcule el volumen de monóxido de nitrógeno obtenido a partir de las cantidades de reactivo del apartado b, medido en condiciones normales. (hasta 0,6 puntos)



3. Calcule razonadamente las siguientes cuestiones:

- a) La masa de hierro presente en 0,0374 moles de Fe. (hasta 0,6 puntos)  
 b) La masa de plata presente en  $2,01 \cdot 10^{22}$  átomos de Ag. (hasta 0,7 puntos)  
 c) La masa de un átomo de aluminio, sabiendo que su masa atómica es 27,0 uma. (hasta 0,7 puntos)

SOLUCIÓN

En los tres casos hemos de tener presente la relación entre los conceptos de mol  $\rightarrow$  molécula (o átomo)  $\rightarrow$  masa, así como la relación entre gramo y UMA.

A) 1 mol de Fe ----- 6,023.10<sup>23</sup> átomos de Fe ----- 55,85 g  
 0,0374 moles ----- X ----- Y De donde:

$$Y = 0,0374 \cdot 55,85 = 2,09 \text{ gramos de Fe}$$

B) 1 mol de Ag ----- 6,023.10<sup>23</sup> átomos de Ag ----- 107,90 g  
 X ----- 2,01.10<sup>22</sup> átomos de Ag ----- Y De donde:

$$Y = \frac{2,01 \cdot 10^{22} \cdot 107,90}{6,023 \cdot 10^{23}} = 3,60 \text{ gramos de Ag}$$

C) En este caso hemos de tener presente la equivalencia entre el gramo y la UMA, que nos la dan y es:  
 1 UMA =  $1,6605 \cdot 10^{-27}$  Kg, por lo que la masa en Kilogramos de un átomo de aluminio será:

$$M = 27,00 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-27} = 4,48 \cdot 10^{-26} \text{ gramos}$$

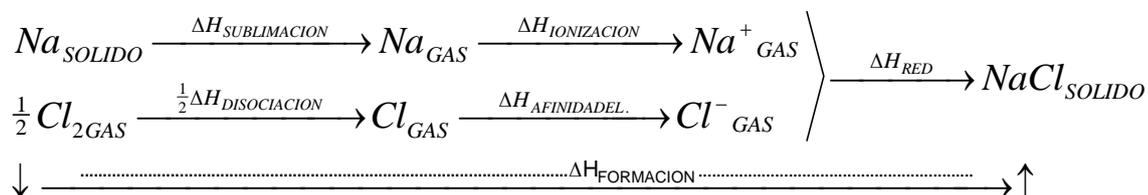
4. Para los compuestos iónicos:

- a) Defina el concepto de energía de red. (hasta 0,5 puntos)  
 b) Establezca un ciclo de Born-Haber para la obtención de NaCl<sub>(s)</sub> a partir de Na<sub>(s)</sub> y Cl<sub>2(g)</sub> y, sabiendo que la  $\Delta H_f$  del cloruro sódico sólido es -411 kJ/mol, Calcule la energía de red,  $\Delta H_{RED}$ .  
 Datos:  $\Delta H^{\circ}_1 = \Delta H^{\circ}_{\text{SUBLIMACIÓN}} \text{ sodio} = 107 \text{ kJ/mol de átomos}$  (hasta 1,5 puntos)  
 $\Delta H^{\circ}_2 = \Delta H^{\circ}_{\text{DISOCIACIÓN}} \text{ cloro} = 244 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H^{\circ}_3 = \text{Primera energía de ionización de sodio} = 496 \text{ kJ/mol de átomos}$   
 $\Delta H^{\circ}_4 = \text{Afinidad electrónica de cloro} = -349 \text{ kJ/mol de átomos}$

SOLUCIÓN

A) La energía de red o energía reticular es la cantidad de energía que se necesita para separar un mol de la sustancia iónica sólida en sus iones gaseosos. Para este caso, viene representada por la reacción: NaCl<sub>SOLIDO</sub>  $\rightarrow$  Na<sup>+</sup><sub>GASEOSO</sub> + Cl<sup>-</sup><sub>GASEOSO</sub>

B) El ciclo de Born-Haber para este proceso es:



Por tanto, la relación entre las diferentes energías que se intercambian en el proceso es:

$$\Delta H_{\text{FORMACIÓN}} = \Delta H_{\text{SUBLIMACION Na}} + \Delta H_{\text{IONIZACION Na}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{DISOCIACION Cl}} + \Delta H_{\text{AFIN. ELECTR. Cl}} + \Delta H_{\text{RED NaCl}}$$

Expresión en la cual al sustituir las diferentes energías por sus valores, nos permite calcular la energía de red o energía reticular del NaCl:

$$-411 = 107 + 496 + \frac{1}{2} \cdot 244 - 349 + \Delta H_{\text{RED NaCl}} ; \Delta H_{\text{RED NaCl}} = -787 \text{ kJ/mol}$$

- 5º - Se dispone de una botella de un litro de disolución acuosa de ácido nítrico de composición desconocida y densidad, a 20 °C, igual a 1,36 g/cm<sup>3</sup>. Se toman 5 mL de la disolución de HNO<sub>3</sub> y se diluyen en un matraz aforado hasta un litro y la disolución resultante se valora con NaOH 0,1 M.
- a) Determine la concentración, en % en peso, de la disolución de HNO<sub>3</sub> de la botella si en la valoración de 25 cm<sup>3</sup> de la disolución diluida se gastan 15,7 cm<sup>3</sup> de NaOH. (hasta 0,8 puntos)
- b) Determine los gramos de NaOH que hay que pesar para preparar 100 cm<sup>3</sup> de disolución 0,1 M y explique cómo procedería en su preparación y el material de laboratorio que utilizaría. (hasta 1,2 puntos)

#### SOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar entre el ác. Nítrico y el hidróxido de sodio es:

$\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  en la cual vemos que reaccionan mol a mol, por tanto en los 25 mL de la disolución diluida del ácido habrá el mismo número de moles que en los 15,7 mL de la disolución 0,1 Molar de NaOH que se ha utilizado para valorarlos, los cuales podemos calcular utilizando la fórmula de la Molaridad:

$$M = \frac{N^\circ \text{ moles}}{\text{Litro}} : N^\circ \text{ moles NaOH} = 0,0157 \cdot 0,1 = 0,00157 \text{ moles de NaOH}$$

y por tanto, serán también 0,00157 moles de HNO<sub>3</sub> las que había en esos 25 mL valorados.

Dado que se habían cogido de un volumen total de 1 litro (que es la cantidad de disolución que se había preparado), el número total de moles de ác. Nítrico que había en ese litro será:

$$N^\circ \text{ moles de HNO}_3 \text{ en 1 litro de disolución diluida} = \frac{0,00157}{25} \cdot 1000 = \mathbf{0,0628 \text{ moles de HNO}_3}$$

Puesto que ese litro de la disolución diluida se preparó diluyendo 5 mL de la disolución inicial con agua, resultará que esas 0,0628 moles de HNO<sub>3</sub> serán también las existentes en los 5 mL iniciales, por lo que para la disolución de la botella problema tenemos:

$$\text{DISOLUCIÓN: Volumen: 5 mL, y su masa es: } d = \frac{m}{V}; 1,36 = \frac{m}{5}; m = 6,8 \text{ gramos de disolución}$$

$$\text{SOLUTO HNO}_3 = 0,0628 \text{ moles} = 0,0628 \cdot 63 = 3,96 \text{ gramos de Solute HNO}_3$$

$$\text{Por tanto la concentración en \% es: \%} = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{g_{\text{DISOLUCION}}} \cdot 100 = \frac{3,96}{6,8} \cdot 100 = \mathbf{58,2 \%}$$

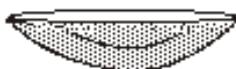
B) Para preparar esa disolución de NaOH, se determina la cantidad necesaria utilizando la fórmula de la

$$\text{Molaridad de una disolución: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}}: 0,1 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{40,01}, \text{ y son: Gramos de NaOH} = \mathbf{0,4}$$

### gramos de NaOH se necesitan

Se pesaría una cantidad ligeramente superior a esos 0,4 g de NaOH sobre un vidrio de reloj, los cuales se lavarían ligeramente con agua destilada para eliminarle el posible carbonato que pueda haberse formado en la superficie de las lentejas de NaOH debido a la reacción que siempre ocurre con el CO<sub>2</sub> del aire. Se vierten en un matraz aforado de 100 mL utilizando un embudo cónico. Se le añaden unas 50 mL de agua destilada y se agita hasta la completa disolución de las lentejas de NaOH, enrasando finalmente el matraz.

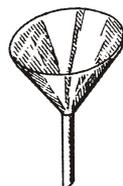
El material de laboratorio necesario es: Balanza, vidrio de reloj, Frasco lavador, Embudo cónico y matraz aforado de 100 mL



Vidrio de reloj



Frasco lavador



Embudo cónico



Matraz aforado