

		QUÍMICA GENERAL		134
		QUÍMICAS		09
			Examen Tipo Lectura óptica	Nacional y UE
Material: Calculadora n.p.	Febrero-2001	soluciones	1ª P.Presencial 1ª semana	Hoja 1 de 3

Los enunciados completos en formato en PDF pueden consultarse en www.calatayud.unedaron.org o www.barbastro.unedaron.org

RESPUESTAS DE LA PRUEBA OBJETIVA

1- B	6- A	11- B
2- B	7- D	12- C
3- D	8- C	13- D
4- D	9- C	14- D
5- C	10- C	15- D

PRUEBA DE ENSAYO

1,- (vale 3 puntos)

a) Tomando únicamente como dato el número atómico respectivo ($N = 7$ y $O = 8$), representar la configuración electrónica de las moléculas N_2 y O_2 .

En función de esas configuraciones:

- Señalar y justificar cuál tendrá mayor energía de enlace.
- Responder, justificándolo, si alguna será paramagnética.
- Responder, justificándolo, si el ion O_2^{2+} es más estable que la molécula de O_2 .

La configuración electrónica de ambos átomos es:

O: $1s^2 2s^2 2p^4$ por tanto, al unirse dos átomos formarán una molécula con 16 electrones, en el caso del O_2 , 14 electrones en el caso del O_2^{2+}

N: $1s^2 2s^2 2p^3$ por tanto, al unirse dos átomos formarán una molécula con 14 electrones,

El orden de enlace, que es el número de enlaces netos después de tener en cuenta la cancelación de enlaces y antienlaces, viene dado por la expresión:

$$\text{Orden de enlace} = \frac{N^{\circ} \text{ electrones enlazantes} - N^{\circ} \text{ electrones antienlazantes}}{2}$$

La distribución de los mismos en los orbitales moleculares que se forman es, por tanto:

$$O_2: \sigma_{1s}^2; \sigma_{1s}^{*2}; \sigma_{2s}^2; \sigma_{2s}^{*2}; \sigma_{2p_x}^2; \pi_{2p_y}^2 = \pi_{2p_z}^2; \pi_{2p_y}^{*1} = \pi_{2p_z}^{*1}; \text{O.E.} = \frac{10-6}{2} = 2$$

$$O_2^{2+}: \sigma_{1s}^2; \sigma_{1s}^{*2}; \sigma_{2s}^2; \sigma_{2s}^{*2}; \sigma_{2p_x}^2; \pi_{2p_y}^2 = \pi_{2p_z}^2; \text{O.E.} = \frac{10-4}{2} = 3$$

$$N_2: \sigma_{1s}^2; \sigma_{1s}^{*2}; \sigma_{2s}^2; \sigma_{2s}^{*2}; \sigma_{2p_x}^2; \pi_{2p_y}^2 = \pi_{2p_z}^2; \text{O.E.} = \frac{10-4}{2} = 3$$

El orden de enlace nos da idea de la estabilidad del enlace. Cuanto mayor sea el orden de enlace en una molécula o ion diatómico, mayor estabilidad tendrá, será más corta su longitud de enlace y mayor su energía de enlace (ésta es la cantidad de energía necesaria para descomponer un mol de enlaces, y mide, por tanto, la fuerza del enlace).

La energía de enlace será tanto mayor cuanto mayor sea el orden de enlace, por lo que la energía de estas

tres moléculas, en orden creciente será: $O_2 < O_2^{2+} = N_2$, por tanto, el ion O_2^{2+} será más estable que la molécula de O_2

El paramagnetismo lo presentarán aquellas moléculas que tengan electrones desapareados, en este caso solamente la molécula de O_2 tiene algún electrón desapareado, por tanto será la única que presente paramagnetismo.

b) En la reacción $A \rightarrow B$ se ha hallado experimentalmente que, para una concentración inicial de A de 0,02, 0,03 y 0,05 moles/ L, la velocidad de reacción resultó ser $4,8 \cdot 10^{-6}$; $1,08 \cdot 10^{-5}$; y $3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$, respectivamente. Calcule el orden de esa reacción.

RESOLUCIÓN

La ecuación de velocidad referida al reactivo A viene dada por la expresión: $V = k \cdot [A]^n$, donde **V** es la velocidad de reacción, **k** es la constante de velocidad **[A]** es la concentración inicial del reactivo A y **n** es el orden de reacción.

En los tres casos dados, la constante de velocidad ha de tener el mismo valor, por lo que vamos a calcular este valor suponiendo que la reacción es de orden 1, 2, 3, etc hasta encontrar uno que nos dé el mismo valor para la constante.

El valor de esta constante, despejado de la anterior ecuación de velocidad es: $k = \frac{V}{[A]^n}$

Concen- tración inicial [A]	Velocidad de reacción v	Constante de velocidad: k		
		Orden 1: $k = \frac{V}{[A]}$	Orden 2: $k = \frac{V}{[A]^2}$	Orden 3: $k = \frac{V}{[A]^3}$
0,02	$4,8 \cdot 10^{-6}$	$2,4 \cdot 10^{-4}$	0,012	0,6
0,03	$1,08 \cdot 10^{-5}$	$3,6 \cdot 10^{-4}$	0,012	0,4
0,05	$3,0 \cdot 10^{-5}$	$6,0 \cdot 10^{-4}$	0,012	0,24

Donde, como podemos comprobar, la constante de velocidad tiene el mismo valor cuando se trata de una reacción de **orden 2**, siendo su ecuación de velocidad: $V = k \cdot [A]^2$

c) Dados los compuestos orgánicos etilamina ($CH_3 - CH_2 - NH_2$) y etano ($CH_3 - CH_3$), ¿cuál de ellos tendrá mayor punto de ebullición?, ¿por qué?

La etilamina tiene polarizados los enlaces N - H, por lo que es capaz de formar enlaces por puente de Hidrógeno con las moléculas vecinas, teniendo, por tanto, una temperatura de ebullición mayor que en el caso del etano el cual, además de ser más ligero, no formará enlaces intermoleculares por puente de hidrógeno

2.- (vale 2 puntos)

a) La reacción de combustión de carbono sólido a dióxido de carbono (gas) tiene una entalpía de - 94,1 kcal/mol, mientras que en la combustión del hidrógeno (gas) a agua en estado líquido la entalpía es de -63,3 kcal/mol . Por otra parte, el calor que se absorbe en el proceso: $CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow CH_{4(g)} + 2O_{2(g)}$ es de 212,8 kcal/mol _ Calcúlese el calor de formación del metano (CH_4) a partir de carbono sólido e hidrógeno gas.

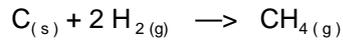
b) ¿Qué utilidad tiene aquí, desde el punto de vista práctico, la aplicación de la ley de Hess? Responda escuetamente.

RESOLUCIÓN

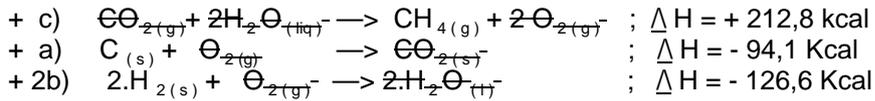
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:

- a) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(s)} ; \Delta H = - 94,1 \text{ Kcal}$
 b) $H_{2(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} ; \Delta H = - 63,3 \text{ Kcal}$
 c) $CO_{2(g)} + 2H_2O_{(liq)} \rightarrow CH_4(g) + 2 O_{2(g)} ; \Delta H = + 212,8 \text{ kcal}$

La reacción cuya entalpía hemos de calcular es la reacción de formación del ácido acético líquido, y es:



Para obtenerla, hemos de partir de la reacción c) y sumarle una vez la reacción a), para eliminar el CO_2 y 2 veces la reacción b), para eliminar el H_2O y:



La ley de Hess nos permite "sumar" las reacciones que nos dan para obtener de esta forma la reacción pedida, Lo cual significa que la entalpía final de la reacción es la misma tanto si transcurre de forma directa como si lo hace por etapas siguiendo lo indicado en las reacciones que sumamos.