

UNIVERSIDADES DE ASTURIAS / P.A.U. – LOGSE –SEPTIEMBRE 2008 / ENUNCIADOS

BLOQUE 1.- Dados los elementos A ($Z = 17$), B ($Z = 19$), C ($Z = 35$) y D ($Z = 11$). Se pregunta:

- Escribe las configuraciones electrónicas de cada uno de ellos en su estado fundamental.
- Razona que elementos se encuentran en el mismo período y cuales en el mismo grupo que el elemento A.
- Razona que elementos son más electronegativos y cuales tienen menor energía de ionización que el elemento A.

BLOQUE 2.- Dadas las moléculas: BeCl_2 , NH_3 y CH_4 . Se pregunta:

- Escribe sus estructuras de Lewis y deduce la geometría de sus moléculas en base a la teoría de repulsión de pares de electrones o de hibridación de orbitales.
- Razona si alguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno.
- Justifica si las moléculas BeCl_2 y NH_3 son polares o no polares.

BLOQUE 3.- Si se dispone de naftaleno, C_{10}H_8 , como combustible, se pregunta:

- Calcula su entalpía estándar de combustión.
- Calcula la energía que se desprenderá al quemar 100 g de naftaleno.
- Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - Toda reacción química es espontánea.
 - Todas las reacciones endotérmicas transcurren espontáneamente a altas temperaturas.
 - La constante de equilibrio disminuye con la presencia de un catalizador.
 - La constante de equilibrio es independiente de la temperatura.

DATOS: $\Delta H_f^\circ (\text{C}_{10}\text{H}_8) = -58,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -284,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $A_r (\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r (\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Resultado: a) $\Delta H_c^\circ = -5.016,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $Q = -3.918,91 \text{ kJ}$.

BLOQUE 4.- a) Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos orgánicos:

- Acetato (etanoato) de metilo.
- Metil-etil-éter.
- 1,3-diclorobenceno.
- 2-penteno.

b) Justifica cual de los compuestos formulados se puede obtener por una reacción simple de esterificación entre un ácido y un alcohol orgánicos, nombrando correctamente los nombres respectivos de ambos compuestos.

c) Escribe y nombra el compuesto que se forma al añadir Br_2 (disuelto en CCl_4) al 2-penteno en ausencia de luz. Explica brevemente por qué a este tipo de reacción orgánica se le denomina de adición.

BLOQUE 5.- Una disolución acuosa de amoníaco 0,20 M posee una constante de disociación como base de $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Se pregunta:

- Calcula la concentración de iones hidroxilo y valor del pH de la disolución.
- Calcula el grado de disociación (ionización) para el amoníaco acuoso.
- Si 20 mL de esa disolución 0,20 M se hacen reaccionar con 20 mL de disolución 0,20 M de HCl. Justifica y razona cualitativamente si el pH resultante de la mezcla sería ácido o básico.

Resultado: a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,26 \cdot 10^{-12} \text{ M}$; pH = 11,28; b) $\alpha = 0,95 \%$.

BLOQUE 6.- La reacción en disolución acuosa: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ constituye el fundamento de un método volumétrico (volumetría) que permite determinar el contenido en agua de Fe^{2+} procedente de la disolución de un mineral de hierro. Se pregunta:

- Qué especie es el oxidante y a que se reduce. Qué especie es el reductor y a que se oxida. Indica en cada caso si la especie pierde o gana electrones.
- Ajusta por el método del ión-electrón la ecuación molecular que tiene lugar entre el FeSO_4 y $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en presencia de H_2SO_4 para dar $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ y agua entre otras sustancias.
- Si 10 mL de la disolución acuosa de Fe^{2+} consumen 10 mL de dicromato de potasio 0,1 M. ¿Cuál sería la concentración molar de Fe^{2+} en esa disolución?

Resultado: c) $[\text{Fe}^{2+}] = 0,6 \text{ M}$.

BLOQUE 1.- Dados los elementos A (Z = 17), B (Z = 19), C (Z = 35) y D (Z = 11). Se pregunta:

- Escribe las configuraciones electrónicas de cada uno de ellos en su estado fundamental.**
- Razona que elementos se encuentran en el mismo período y cuales en el mismo grupo que el elemento A.**
- Razona que elementos son más electronegativos y cuales tienen menor energía de ionización que el elemento A.**

Solución:

- a) A (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; B (Z = 19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$;
C (Z = 35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$; D (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

b) El período al que pertenece un elemento químico viene dado por el número cuántico principal, **n**, de su último nivel energético, es decir, de su capa de valencia, mientras que el grupo al que pertenece se asigna en función del número de electrones s, d o p. Si la capa de valencia la constituye sólo el orbital s, el grupo al que pertenece el elemento es el 1 o el 2, según posea el átomo 1 o 2 electrones en el orbital; si se está completando un orbital d, el grupo al que pertenece el átomo viene dado por los electrones d más 2, es decir, grupo = 2 + $n^o e^- d$; Si el orbital que se está completando es el p, el elemento pertenece al grupo 12 más número de electrones p, es decir, grupo = 12 + $n^o e^- p$.

Luego, el elemento A se encuentra situado en el período 3º, ($n = 3$), grupo 17 (12 + 5 $e^- p$), y al mismo período pertenece el elemento D ($n = 3$); perteneciendo a su mismo grupo el elemento C.

c) Electronegatividad es la tendencia que tienen los átomos de un elemento para atraer hacia sí los electrones del enlace que lo une a otro átomo. Esta es una propiedad periódica que aumenta cuando se avanza en un período de izquierda a derecha y cuando se sube en un grupo. Luego, el elemento más electronegativo, por encontrarse más a la derecha en su período y más arriba en su grupo es el A, siendo los otros elementos menos electronegativos.

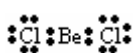
Energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle su último electrón y convertirlo en un catión gaseoso y en su estado electrónico fundamental. Es también una propiedad periódica, que aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha y disminuye al bajar en un grupo, por lo que, los elementos de menor energía de ionización, en el orden de mayor a menor son: C > D > B.

BLOQUE 2.- Dadas las moléculas: BeCl₂, NH₃ y CH₄. Se pregunta:

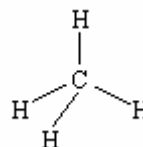
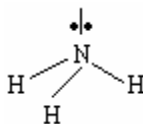
- Escribe sus estructuras de Lewis y deduce la geometría de sus moléculas en base a la teoría de repulsión de pares de electrones o de hibridación de orbitales.**
- Razona si alguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno.**
- Justifica si las moléculas BeCl₂ y NH₃ son polares o no polares.**

Solución:

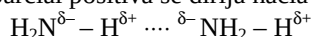
a) En la molécula BeCl₂, el átomo de berilio, después de promocionar uno de sus electrones 2s a uno de sus orbitales vacíos 2p, se combinan linealmente para formar 2 orbitales híbridos sp, en cada uno de los cuales se sitúa un electrón que es el que emplea para unirse a cada átomo de cloro; en la molécula NH₃, el átomo de nitrógeno combina linealmente los orbitales 2s y 2p para formar 4 orbitales híbridos sp³, con un par de electrones de no enlace en uno de ellos y un electrón en cada uno de los otros tres para unirse a los tres átomos de hidrógeno; finalmente, en la molécula CH₄, el átomo de carbono, después de promocionar uno de sus electrones 2s al orbital vacío 2p, se combinan linealmente para formar 4 orbitales híbridos sp³, en cada uno de los cuales se sitúa un electrón que es el que emplea para unirse a cada uno de los 4 átomos de hidrógeno. Las estructuras de Lewis de estas moléculas son:



Al emplear los átomos centrales de estas moléculas, BeCl₂, NH₃ y CH₄ orbitales híbridos en sus enlaces con los átomos periféricos, las moléculas adoptan la geometría correspondientes a los mismos, es decir, lineal, piramidal trigonal (tetraédrica distorsionada por la presencia del par de electrones de no enlace sobre el átomo de nitrógeno) y tetraédrica regular. Sus representaciones son:



b) El enlace de hidrógeno se produce cuando un átomo de H se une, covalentemente, a un átomo de radio pequeño y muy electronegativo, como son flúor, oxígeno o nitrógeno. El par de electrones del enlace N – H en la molécula de amoníaco se encuentra muy desplazado hacia el átomo de nitrógeno, apareciendo sobre éste una carga parcial negativa y sobre el átomo de hidrógeno otra parcial positiva, lo que hace que las moléculas de amoníaco se orienten, unas hacia otras, de forma que el átomo con carga parcial positiva se dirija hacia el de carga parcial negativa, formándose así el enlace de hidrógeno.



c) La molécula NH_3 es la que, por su geometría, posee un momento bipolar resultante (suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces), por lo que es una molécula polar, mientras que la molécula BeCl_2 de geometría lineal, presenta momento dipolar resultante nulo y, por ello, la molécula es apolar.

BLOQUE 3.- Si se dispone de naftaleno, C_{10}H_8 , como combustible, se pregunta:

- Calcula su entalpía estándar de combustión.
- Calcula la energía que se desprenderá al quemar 100 g de naftaleno.
- Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - Toda reacción química es espontánea.
 - Todas las reacciones endotérmicas transcurren espontáneamente a altas temperaturas.
 - La constante de equilibrio disminuye con la presencia de un catalizador.
 - La constante de equilibrio es independiente de la temperatura.

DATOS: $\Delta H_f^\circ (\text{C}_{10}\text{H}_8) = -58,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -284,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $A_r (\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r (\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

a) La reacción de combustión del naftaleno ajustada es: $\text{C}_{10}\text{H}_8 + 12 \text{ O}_2 \rightarrow 10 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$.

A partir de la expresión que determina la entalpía estándar de reacción se obtiene la entalpía estándar de combustión:

$\Delta H_c^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = 10 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 (\text{g}) + 4 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} (\text{l}) - \Delta H_f^\circ \text{ C}_{10}\text{H}_8 (\text{l})$
y sustituyendo las variables por sus valores y operando, sale para la entalpía estándar de combustión el valor: $\Delta H_c^\circ = [10 \cdot (-393,6) + 4 \cdot (-284,7) - (-58,6)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -5.016,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

b) Al ser esta energía la desprendida en la combustión de un mol de naftaleno, cuando se queman 100 g desprenderá: $100 \text{ g } \text{C}_{10}\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_{10}\text{H}_8}{128 \text{ g } \text{C}_{10}\text{H}_8} \cdot \frac{-5016,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_{10}\text{H}_8} = -3.918,91 \text{ kJ}$.

c) i.- Falsa. Si la reacción es endotérmica, $\Delta H > 0$, y la variación de entalpía es negativa, $\Delta S < 0$, hay un aumento del orden molecular, la variación de energía libre, ΔG , nunca puede ser menor que cero sea cual sea la temperatura, pues de la expresión $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, se deduce que al sumar una cantidad positiva a otra, el resultado siempre es positivo.

ii.- Falsa. Esto sólo se cumple para aquellas reacciones endotérmicas en las que su variación de entropía es positiva, es decir, se produce un incremento del desorden molecular. En efecto, a temperaturas elevadas el sustraendo es superior al minuendo y la diferencia, ΔG es negativa y, por ello, la reacción es espontánea. Si la variación de entropía es negativa, aumenta el orden molecular, nunca puede ser espontánea una reacción endotérmica, pues es el caso anterior.

iii.- Falsa. Un catalizador únicamente actúa aumentando las velocidades de reacción directa e inversa, por lo que, no sólo no altera el equilibrio químico, sino que jamás provoca una modificación del valor de su constante.

iv.- Falsa. Toda reacción química ha de ser endotérmica o exotérmica, por lo que una alteración del calor absorbido o desprendido desplaza el equilibrio, en uno u otro sentido, provocando un cambio en el valor de la constante de equilibrio.

Resultado: a) $\Delta H_c^0 = - 5.016,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $Q = - 3.918,91 \text{ kJ}$.