

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Formula o nombra los siguientes compuestos: a) Nitrito de hierro (II); b) Hidruro de berilio; c) Trimetilamina; d) TiO_2 ; e) KOH; f) HOCH_2COOH .

Solución:

- a) $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$; b) BeH_2 ; c) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$; d) Óxido de titanio (IV); e) Hidróxido de potasio; f) Ácido 2-hidroxiaacético.

CUESTIÓN 2.- Dadas las configuraciones electrónicas externas: $n s^1$; $ns^2 np^1$; $ns^2 np^6$:

- a) **Identifica el grupo del S. P. Al que pertenece cada una de ellas.**
b) **Para el caso de $n = 4$, escribe la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbralo.**

Solución:

a) La configuración electrónica externa ns^1 , un electrón en su último nivel de valencia, corresponde a los elementos del primer grupo del sistema periódico, los elementos alcalinos.

La configuración electrónica $ns^2 np^1$, tres electrones en su último nivel de valencia, la presentan los elementos del grupo 13, los situados inmediatamente después de los elementos de transición, los elementos boroides.

La configuración $ns^2 np^6$, ocho electrones en el nivel de valencia, es la que poseen los elementos situados en el grupo 18, los gases nobles.

b) La primera configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Potasio, K.

La segunda configuración será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$. Galio, Ga.

La tercera configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$. Criptón, Kr.

CUESTIÓN 4.- Calcula el número de átomos contenidos en:

- a) **10 g de agua.**
b) **0,2 moles de C_4H_{10} .**
c) **10 L de oxígeno en condiciones normales.**

DATOS: $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Solución:

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Para obtener el número de átomos se multiplican los gramos de agua por las relaciones de equivalencia (factores de conversión) gramos-mol, N_A -mol y nº átomos-molécula:

$$10 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } \text{H}_2\text{O}} = 10^{24} \text{ átomos.}$$

b) Los moles de butano se multiplican por las relaciones de equivalencia N_A -mol y nº átomos

$$\text{-molécula: } 0,2 \text{ moles } \text{C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{14 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } \text{C}_4\text{H}_{10}} = 1,69 \cdot 10^{24} \text{ átomos.}$$

c) Los litros, en condiciones normales, se pasan a moles multiplicándolos por la relación mol-volumen molar, y los moles por las relaciones de equivalencia N_A -mol y nº átomos-molécula:

$$10 \text{ L } \text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{22,4 \text{ L } \text{O}_2} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{O}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos } \text{O}}{1 \text{ molécula } \text{O}_2} = 5,38 \cdot 10^{23} \text{ átomos.}$$

Resultado: a) 10^{24} ; b) $1,69 \cdot 10^{24}$; c) $5,38 \cdot 10^{23}$.

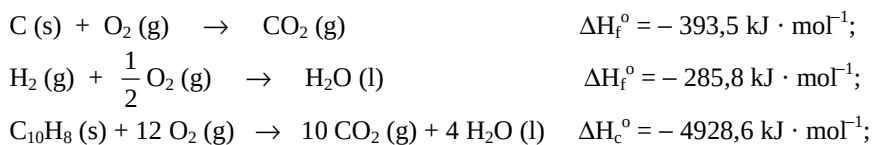
PROBLEMA 2.- a) Calcula la entalpía de formación estándar del naftaleno, C_{10}H_8 .

b) ¿Qué energía se desprende al quemar 100 g de naftaleno en condiciones estándar?

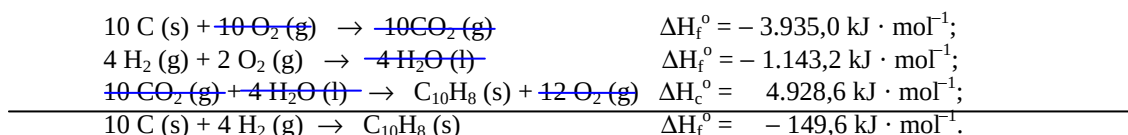
DATOS: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) = -4928,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Solución:

a) Se obtiene la entalpía de formación estándar, aplicando la ley de Hess a las reacciones de formación del CO_2 y H_2O , a partir de sus elementos, y la de combustión del naftaleno:



Se multiplica la ecuación de síntesis del CO_2 por 10, la del H_2O por 4, se invierte la ecuación de combustión del C_{10}H_8 , incluida la entalpía de combustión, se suman y se obtiene la ecuación de síntesis del naftaleno y su entalpía de formación estándar (ley de Hess):



b) De la ecuación química de combustión del naftaleno se deduce que al quemar 1 mol se desprenden 4.928,6 kJ, luego, multiplicando los 100 g de naftaleno por los correspondientes factores de conversión y por la relación ΔH_c° -mol de naftaleno, se obtiene el calor producido:

$$100 \text{ g C}_{10}\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{10}\text{H}_8}{128 \text{ g C}_{10}\text{H}_8} \cdot \frac{-4928,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_{10}\text{H}_8} = -3850,47 \text{ kJ}.$$

Resultado: a) – 149,6 kJ · mol⁻¹; b) – 3850,47 kJ.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- Dadas las especies químicas Cl_2 , HCl y ClC_4 :

- Indica el tipo de enlace que existirá en cada una.**
- Justifica si los enlaces están polarizados.**
- Razona si dichas moléculas serán polares o apolares.**

Solución:

a) En la molécula Cl_2 los átomos de cloro se unen por medio de un enlace covalente, aportando cada uno de los átomos un electrón a dicho enlace.

En la molécula HCl , el hidrógeno y el cloro se unen por un enlace covalente, aportando el hidrógeno al enlace su único electrón, y el cloro uno de los 5 electrones 3p.

En la molécula ClC_4 , el átomo de carbono se une mediante cuatro enlaces covalentes a los cuatro átomos de cloro, aportando el carbono un electrón a cada uno de los enlaces, y cada cloro uno de sus cinco electrones 3p.

b) La polaridad de un enlace covalente se debe a la diferencia de electronegatividad de los átomos que forman la molécula del compuesto.

En la molécula de cloro, al tener los dos átomos que se unen la misma electronegatividad, el enlace es apolar.

En la molécula de cloruro de hidrógeno, el átomo de cloro es muy electronegativo, mientras que el átomo de hidrógeno es poco electronegativo, por lo que el enlace es muy polar.

En la molécula de tetracloruro de carbono, la diferente electronegatividad entre los átomos de cloro y de carbono hace que los enlaces covalentes que los unen, se encuentren polarizados.

c) La polaridad de una molécula depende de que la suma de los momentos dipolares de los enlaces sea distinta de cero. Esta polaridad es consecuencia directa de la geometría de la molécula.

Al ser el enlace de la molécula de cloro apolar, la molécula también es apolar.

La molécula cloruro de hidrógeno tiene un solo enlace covalente polar, por lo que ella también es polar.

La molécula tetracloruro de carbono tiene una geometría tetraédrica, siendo nula la suma de los momentos dipolares de los enlaces, por lo que ella es apolar.

**CUESTIÓN 3.- La ecuación de velocidad: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$, corresponde a la ecuación química:
 $A + B \rightarrow C$.**

- Indica si la constante k es independiente de la temperatura.**
- Razona si la reacción es de primer orden con respecto de A y de primer orden con respecto de B, pero de segundo orden para el conjunto de la reacción.**

Solución:

a) La constante k es directamente proporcional a la temperatura absoluta como se aprecia en la ecuación de Arrhenius, $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$. Si aumenta T se incrementa el exponente $\frac{-E_a}{R \cdot T}$, se incrementa la potencia $e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$ y, por consiguiente aumenta el valor de k . Si disminuye T , disminuye el exponente, la potencia y, por ello, el valor de k . Luego, k es totalmente dependiente de la temperatura.

b) El orden de una reacción respecto de uno de los reactivos es el exponente al que se encuentra elevada la concentración de éste en su ecuación de velocidad.

El orden global de una reacción es la suma de los exponentes de las concentraciones de cada uno de los reactivos en la ecuación de velocidad.

De estas definiciones se deduce que los órdenes parciales y el global propuestos son incorrectos, siendo los reales, 2 para el reactivo A, 1 para el reactivo B y 3 para el global de la reacción.

PROBLEMA 1.- Una disolución acuosa de amoníaco 0,1 M tiene un pH de 11,11. Calcula:

- La constante de disociación del amoníaco.**
- El grado de disociación del amoníaco.**

Solución:

a) Si el pH de la disolución es 11,11, la concentración de iones H_3O^+ es: $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,11} = 10^{0,89} \cdot 10^{-12} = 7,76 \cdot 10^{-12} M$, y como $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, se deduce que la concentración de iones OH^- en la disolución de amoníaco es: $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{7,76 \cdot 10^{-12}} = 1,3 \cdot 10^{-3} M$.

En el equilibrio de ionización del amoníaco las concentraciones de cada una de las especies son:

Concentraciones en el equilibrio: $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
 $0,1 - 0,0013 = 0,0987$ $0,0013$ $0,0013$
 que llevadas a la constante K_b y operando sale: $K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{0,0013^2 M^2}{0,0987 M} = 1,7 \cdot 10^{-5} M$.

b) El grado de disociación es el cociente entre la concentración de la especie iónica y la inicial multiplicado por 100: $\alpha = \frac{0,0013}{0,1} \cdot 100 = 1,3 \%$.

Resultado: a) $K_b = 1,7 \cdot 10^{-5}$; b) $\alpha = 1,3 \%$.