

OPCIÓN A

CUESTIÓN 2.- Expresa en moles las siguientes cantidades de dióxido de carbono:

- a) 11,2 L, medidos en condiciones normales.
- b) $6,023 \cdot 10^{22}$ moléculas.
- c) 25 L medidos a 27 °C y 2 atmósferas.

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) En condiciones normales un mol de cualquier gas ocupan un volumen de 22,4 L, por lo que, multiplicando los litros propuestos por el factor de conversión mol-22,4 L, se obtienen los moles que se buscan:

$$11,2 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,5 \text{ moles.}$$

b) Un mol de cualquier gas contienen el número de Avogadro de moléculas, por lo que, si se multiplica el número de moléculas propuesto por el factor de conversión mol- N_A , se obtienen los moles correspondientes:

$$6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 0,1 \text{ mol.}$$

c) Despejando de la ecuación de los gases ideales el número de moles, sustituyendo las variables que se conocen por sus valores y operando, sale para el número de moles el valor:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 25 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 2,046 \text{ moles}$$

Resultado: a) 0,5 moles; b) 0,1 mol; c) 2,046 moles.

CUESTIÓN 4.- Justifica, mediante las ecuaciones correspondientes:

- a) Que le ocurre al equilibrio de hidrólisis que experimenta el NH_4Cl en disolución acuosa, cuando se añade NH_3 .
- b) El comportamiento anfótero de HCO_3^- en disolución acuosa.
- c) El carácter ácido o básico del NH_3 y SO_3^{2-} en disolución acuosa.

Solución:

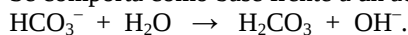
a) El catión NH_4^+ , ácido conjugado relativamente fuerte de la base débil NH_3 , en disolución acuosa sufre hidrólisis, mientras que la base conjugada Cl^- extremadamente débil del ácido muy fuerte HCl , no experimenta hidrólisis, siendo la ecuación de hidrólisis de catión amonio:

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, que al incrementar la concentración de iones oxonios, H_3O^+ , proporciona a la disolución un carácter ácido.

Pero si a la disolución se le adiciona amoníaco, NH_3 , el sistema evoluciona, para restablecer el equilibrio alterado, haciendo reaccionar el NH_3 con el H_3O^+ para producir NH_4^+ y agua, por lo que al disminuir la concentración de iones H_3O^+ , aumenta el pH de la disolución, es decir, la disolución se hace menos ácida.

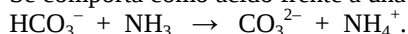
b) La especie HCO_3^- presenta un carácter anfótero por comportarse en unos casos como ácido, y en otros como base.

Se comporta como base frente a un ácido, siendo la ecuación correspondiente a este proceso:



Base ácido

Se comporta como ácido frente a una base, siendo la ecuación correspondiente a este proceso:



Ácido base

c) En disolución acuosa el NH_3 es una base débil cuya ecuación es: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, y el SO_3^{2-} es una base que en disolución produce la ecuación: $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$.

PROBLEMA 1.- Considera la reacción de hidrogenación del propino:



a) **Calcula la entalpía de la reacción, a partir de las entalpías medias de enlace.**

b) **Determina la cantidad de energía que habrá que proporcionar a 100 g de hidrógeno molecular para disociarlo completamente en sus átomos.**

DATOS: $\Delta H_{\text{C}-\text{C}} = 347 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{C} \equiv \text{C}} = 830 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{C}-\text{H}} = 415 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{H}-\text{H}} = 436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Solución:

a) La variación de entalpía de la reacción de hidrogenación se obtiene de la expresión:

$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_{\text{rotos}} - \sum b \cdot \Delta H_{\text{formados}}$, y como en el proceso se rompen 4 enlaces C – H, 1 enlace C – C, 1 enlace C $\equiv$ C y un 2 enlaces H – H, mientras que se forman 8 enlaces C – H, y 2 enlaces C – C, la expresión de la entalpía de reacción se transforma en:

$\Delta H_r^\circ = 4 \cdot \Delta H_{\text{C}-\text{H}} + \Delta H_{\text{C}-\text{C}} + \Delta H_{\text{C} \equiv \text{C}} + 2 \cdot \Delta H_{\text{H}-\text{H}} - (8 \cdot \Delta H_{\text{C}-\text{H}} + 2 \cdot \Delta H_{\text{C}-\text{C}})$ y sustituyendo valores y operando sale para la entalpía de reacción el valor:

$$\Delta H_r^\circ = [4 \cdot 415 + 347 + 830 + 2 \cdot 436 - (8 \cdot 415 + 2 \cdot 347)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -305 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

b) Multiplicando los gramos de H_2 por los factores de conversión mol-gramos y $\Delta H_{\text{H}-\text{H}}$ -mol, se obtiene la energía a aplicar:

$$100 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \cdot \frac{436 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2} = 21.800 \text{ kJ}.$$

Resultado: a) $\Delta H_r^\circ = -305 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) 21.800 kJ.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- a) Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

$1s^2 2s^2 2p^6$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. La primera energía de ionización de uno es $2.080 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y la del otro $496 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Asigna cada uno de estos valores a cada una de las configuraciones electrónicas y justifica la elección.

b) La segunda energía de ionización del átomo de helio ¿será mayor, menor o igual que la del átomo de hidrógeno? Razona la respuesta.

Solución:

a) El primero de los átomos es el gas noble neón y el segundo el metal alcalino sodio, y por ser la configuración electrónica del gas noble la más estable, es por lo que su primera energía de ionización es la de mayor valor, la de $2.080 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, siendo la de menor valor la que corresponde al metal alcalino, pues su único electrón en capa o nivel de valencia, se encuentra menos fuertemente retenido por el núcleo que cualquiera de los electrones de valencia del gas noble, razón por la que la primera energía de ionización del metal alcalino es $496 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

b) Mayor. La razón se encuentra en que en el átomo de hidrógeno, el único electrón de su corteza se encuentra fuertemente retenido por el núcleo, pero en el átomo de neón ionizado, por ser la carga del núcleo mucho mayor que la del átomo de hidrógeno y encontrarse sometido el último electrón de la capa de valencia a un menor apantallamiento, el núcleo lo atrae con mucha mayor fuerza que en el caso del átomo de hidrógeno, por lo que la segunda energía de ionización del átomo de neón es superior a la del átomo de hidrógeno.

CUESTIÓN 4.- Dados los compuestos orgánicos; CH_3OH , $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CH}_2$ y $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CHCH}_3$, indica razonadamente:

a) **El que puede formar enlaces de hidrógeno.**

b) **Los que pueden experimentar reacciones de adición.**

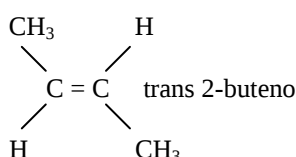
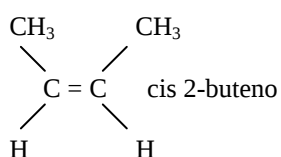
c) **El que presenta isomería geométrica.**

Solución:

a) El enlace de hidrógeno se produce cuando un átomo de hidrógeno se une, covalentemente, a un átomo pequeño y muy electronegativo, como son el F, O o N. Las moléculas formadas forman dipolos con la carga parcial positiva sobre el átomo de hidrógeno y la parcial negativa sobre el otro átomo. La atracción electrostática entre dos de estas moléculas dipolares es lo que constituye el enlace o puente de hidrógeno. Como en el único compuesto que aparece un átomo de hidrógeno unido covalentemente a un átomo de oxígeno es en el metanol, éste es el único compuesto en el que sus moléculas se unen entre sí mediante un enlace de hidrógeno.

b) Reacciones de adición las producen los compuestos que presentan enlaces doble o triple, que una vez rotos, los átomos de carbono que los soportaban se unen a otros átomos o grupos de átomos para formar nuevos compuestos. Estas reacciones las producen los compuestos etilénicos propeno y 2-buteno, los de fórmula $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ y $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$.

c) Un compuesto etilénico presenta isomería geométrica o de cis-trans, cuando los dos átomos que soportan el doble enlace, presentan, al menos, dos sustituyentes distintos cada uno de ellos. Este es el caso del compuesto 2-buteno, cuyos isómeros son:



PROBLEMA 2.- El cloruro de sodio reacciona con nitrato de plata precipitando totalmente cloruro de plata y obteniéndose además nitrato de sodio. Calcula:

a) La masa de cloruro de plata que se obtiene a partir de 100 mL de disolución de nitrato de plata 0,5 M y de 100 mL de disolución de cloruro de sodio 0,4 M.

b) Los gramos del reactivo en exceso.

DATOS: $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$; $A_r(\text{N}) = 14$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{Ag}) = 108 \text{ u}$.

Solución:

a) La ecuación correspondiente a la reacción es: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$, en la que la estequiometría indica que 1 mol de NaCl reacciona con un mol de AgNO_3 . Luego, por encontrarse ambas sales totalmente ionizadas en disolución, calculando los moles de NaCl y AgNO_3 en sus respectivas disoluciones, puede conocerse si la reacción es completa o hay algún reactivo en exceso.

Los moles de cada una de las sales son:

$$n(\text{NaCl}) = M \cdot V = 0,4 \text{ moles} \cdot 0,1 = 0,04 \text{ moles de NaCl};$$

$$n(\text{AgNO}_3) = M \cdot V = 0,5 \text{ moles} \cdot 0,1 = 0,05 \text{ moles de AgNO}_3.$$

Por ser el reactivo limitante, el que se encuentra por defecto, el NaCl, los moles de AgCl que se forman son 0,04 moles, sobrando 0,01 moles de AgNO_3 .

Multiplicando los moles de AgCl obtenidos por el factor de conversión gramos-mol, se obtienen

$$\text{los gramos de cloruro de plata: } 0,04 \text{ moles AgCl} \cdot \frac{143,5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 5,74 \text{ g de AgCl}.$$

b) Del mismo modo, multiplicando los moles de AgNO_3 sobrantes por el factor de conversión gramos-mol, se obtienen los gramos de AgNO_3 : $0,01 \text{ moles AgNO}_3 \cdot \frac{170 \text{ g AgNO}_3}{1 \text{ mol AgNO}_3} = 1,7 \text{ g de AgNO}_3$.

Resultado: a) 5,74 g AgCl; b) 1,7 g de AgNO₃.