

BLOQUE A

PROBLEMA 1.- Las lámparas antiguas de mineros funcionaban quemando gas acetileno que proporciona una luz blanca brillante. El acetileno se producía al reaccionar el agua (se regulaba gota a gota) con carburo de calcio, CaC_2 , según la siguiente reacción: $\text{CaC}_2 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{s})$. Calcula:

- La cantidad de agua (en gramos) que se necesita para reaccionar con 50 g de CaC_2 del 80 % de pureza.
- El volumen de acetileno (en L) medido a 30 °C y 740 mm Hg producido como consecuencia de la anterior reacción.
- La cantidad en gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ producida como consecuencia de la anterior reacción.

DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

$M(\text{CaC}_2) = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Los moles de CaC_2 puro en la masa de compuesto que se toma son:

$$50 \text{ g } \text{CaC}_2 \text{ impuro} \cdot \frac{80 \text{ g } \text{CaC}_2 \text{ puro}}{100 \text{ g } \text{CaC}_2 \text{ impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaC}_2}{64 \text{ g } \text{CaC}_2} = 0,625 \text{ moles } \text{CaC}_2.$$

De la ecuación química ajustada se deduce que por cada mol de CaC_2 que reacciona, se gastan 2 moles de agua, siendo los gramos de esta sustancia que se necesitan en la reacción:

$$0,625 \text{ moles } \text{CaC}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{CaC}_2} \cdot \frac{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 22,5 \text{ g } \text{H}_2\text{O}.$$

b) Al producirse un mol de acetileno, C_2H_2 , por mol de CaC_2 consumido, los moles de C_2H_2 que se obtienen en la reacción, se emplean para calcular su volumen en las condiciones propuestas:

$$0,625 \text{ moles } \text{CaC}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol } \text{CaC}_2} = 0,625 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_2, \text{ que llevados a la ecuación de estado de}$$

los gases ideales, despejando el volumen y operando sale para V:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,625 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{\frac{740 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 1 \text{ atm}} = 15,95 \text{ L}.$$

c) Como se forma un mol de hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, por mol de carburo de calcio, CaC_2 , que se consume, los gramos de hidróxido que se obtienen son:

$$0,625 \text{ moles } \text{CaC}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol } \text{CaC}_2} \cdot \frac{74 \text{ g } \text{Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2} = 46,25 \text{ g } \text{Ca}(\text{OH})_2.$$

Resultado: a) 22,5 g H_2O ; b) $V(\text{C}_2\text{H}_2) = 15,95 \text{ L}$; c) 46,25 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

BLOQUE A

PROBLEMA 4.- Cierta compuesto orgánico sólo contiene C, H y O, y cuando se produce la combustión de 4,6 g del mismo con 9,6 g de oxígeno, se obtiene 8,8 g de CO_2 y 5,4 g de agua. Además, se sabe que 9,2 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 5,80 L medidos a la presión de 780 mm Hg y 90 °C. Determina:

- La fórmula empírica de este compuesto.
- La fórmula molecular del compuesto.
- Nombra dos compuestos compatibles con la fórmula molecular obtenida.

DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) Los gramos de C, H y O que contiene los 4,6 g del compuesto que se quema son:

$$\text{gramos de C} = 8,8 \text{ g } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ g } \text{CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 2,4 \text{ g};$$

$$\text{gramos de H} = 5,4 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}}{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \cdot \frac{2 \text{ moles } \cancel{\text{H}}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \cdot \frac{1 \text{ g } \text{H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}}} = 0,6 \text{ g};$$

y los gramos de oxígeno es la diferencia entre la masa de compuesto combustionado y la suma de las masas de C e H, pues el oxígeno aportado sólo se emplea en la formación del CO_2 y H_2O , y nada tiene en relación con el procedente del compuesto, es decir, $\text{gramos O} = 4,6 \text{ g} - (2,4 \text{ g} + 0,6 \text{ g}) = 1,6 \text{ g}$.

Los subíndices de cada elemento en la fórmula empírica es su número de moles.

$$\text{C: } 2,4 \text{ g } \cancel{\text{C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}}{12 \text{ g } \cancel{\text{C}}} = 0,2 \text{ moles; } \quad \text{H: } 0,6 \text{ g } \cancel{\text{H}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ g } \cancel{\text{H}}} = 0,6 \text{ moles;}$$

$$\text{O: } 1,6 \text{ g } \cancel{\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{O}}{16 \text{ g } \cancel{\text{O}}} = 0,1 \text{ moles.}$$

Como los subíndices han de ser números enteros, se dividen todos por el menor de ellos:

$$\text{O: } \frac{0,1}{0,1} = 1; \quad \text{H: } \frac{0,6}{0,1} = 6; \quad \text{C: } \frac{0,2}{0,1} = 2, \text{ siendo la fórmula empírica del compuesto } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}.$$

b) Para determinar la fórmula molecular del compuesto hay que conocer su masa molar, para lo cual, se despeja de la ecuación de estado de los gases ideales, se sustituyen las variables conocidas por sus valores y se opera:

$$P \cdot V = \frac{g}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{g \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{9,2 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \cancel{\text{L}} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \cancel{\text{K}}^{-1} \cdot 363 \text{ K}}{780 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 5,8 \cancel{\text{L}}} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La masa molar de la fórmula empírica es: $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, y de la relación entre las masas molares de las fórmulas empírica y molecular se obtiene ésta:

$$M[(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_n] = n \cdot M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \Rightarrow n = \frac{M[(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_n]}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} = \frac{46 \text{ g} \cdot \cancel{\text{mol}}^{-1}}{46 \text{ g} \cdot \cancel{\text{mol}}^{-1}} = 1, \text{ por lo que la fórmula}$$

molecular coincide con la empírica, es decir, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

c) Uno de los compuestos puede ser el etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) y el otro el dimetiléter (CH_3OCH_3).

Resultado: a) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$; b) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

BLOQUE B

CUESTIÓN 1.- El proceso de vaporización de un cierto compuesto A puede expresarse mediante la reacción química: $\text{A(l)} \rightleftharpoons \text{A(g)}$. Teniendo en cuenta que para la reacción anterior $\Delta H^\circ = 38,0 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta S^\circ = 112,9 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$:

- Indica si la reacción de vaporización del compuesto A es espontánea a 25°C .
- Calcula la temperatura a la cual el A(l) se encuentra en equilibrio con el A(g).

Solución:

a) Una reacción es espontánea cuando cumple que $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ < 0$, y como tanto ΔH° y ΔS° son positivos, siendo ΔS° muy inferior con respecto al valor de ΔH° , se comprueba fácilmente que la diferencia $\Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ > 0$, lo que pone de manifiesto que la vaporización del compuesto A no es un proceso espontáneo.

En efecto: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = 38,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 298 \text{ K} \cdot 112,9 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 4,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

b) Todo sistema se encuentra en equilibrio, a cierta temperatura, cuando $\Delta G^\circ = 0$, es decir, el compuesto A(l) se encuentra en equilibrio con A(g) cuando $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = 0$, y despejando la temperatura, sustituyendo las variables conocidas por sus valores y operando, sale la temperatura para la

que se establece el equilibrio: $T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{38,0 \text{ kJ} \cdot \cancel{\text{mol}}^{-1}}{112,9 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \cancel{\text{mol}}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 336,58 \text{ K} = 63,58^\circ\text{C}$.

Resultado: a) No es espontánea; b) $T = 336,58 \text{ K} = 63,58^\circ\text{C}$.

CUESTIÓN 2.- a) Explica cuales son las tendencias generales en las variaciones del tamaño atómico y de la primera energía de ionización en un período y en un grupo o familia de la tabla periódica.

b) Ordena los siguientes elementos según el tamaño creciente de sus átomos, justificando la respuesta: Si, Ne, F, Mg, S y K.

c) Ordena los siguientes elementos según el valor creciente de su primera energía de ionización, justificando las posibles anomalías, en su caso: Al, Ne, P, Mg, S y K.

DATOS: Z (F) = 9; Z (Ne) = 10; Z (Mg) = 12; Z (Al) = 13; Z (Si) = 14; Z (S) = 16; Z (K) = 19.

Solución:

a) El radio atómico es una propiedad periódica que disminuye al avanzar en un período y crece o aumenta al descender en un grupo.

La energía de ionización es una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período y disminuye al bajar en un grupo.

La razón de esta variación se encuentra en que al avanzar en un período, se produce un incremento de la carga nuclear y la ubicación del electrón diferenciador, electrón demás que tiene un átomo de un elemento respecto a otro átomo del elemento anterior, en el mismo nivel energético, lo que se traduce en un aumento de la fuerza atractiva núcleo-electrón y en consecuencia a una disminución del radio atómico y un aumento de la primera energía de ionización.

El aumento del radio atómico y disminución de la primera energía de ionización al bajar en un grupo, se debe a que, aunque se va incrementando la carga nuclear, los electrones se van situando en niveles cada vez más alejados del núcleo y, por ello, la fuerza atractiva núcleo-electrón va haciéndose cada vez menor y ello provoca los efectos citados.

b) Siguiendo lo expuesto en el apartado anterior, es decir, el tamaño de los átomos disminuye al avanzar de izquierda a derecha en un período y crece cuando se baja en un grupo, el orden creciente del radio atómico de los elementos propuestos es:

radio (Ne) < radio (F) < radio (S) < radio (Si) < radio (Mg) < radio (K).

c) El orden creciente de la primera energía de ionización de los elementos que se proponen, teniendo presente que esta propiedad aumenta al avanzar en un período y disminuye al bajar en un grupo, es: E.I. (K) < E.I. (Al) < E.I. (Mg) < E.I. (S) < E.I. (P) < E.I. (Ne). Los valores anómalos de las energías de ionización de los elementos Mg y P, se deben a que las estructuras electrónicas de la capa de valencia subnivel lleno (Mg $3s^2$) y subnivel semilleno (P $3s^2 3p^3$) presentan una gran estabilidad.

CUESTIÓN 4.- En la reacción: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$, en un determinado momento, el hidrógeno está reaccionando a la velocidad de $0,09 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$. Se pregunta:

a) La velocidad a la que está reaccionando el nitrógeno.

b) La velocidad con la que se está formando el amoníaco en el mismo momento.

c) De cuáles de las siguientes magnitudes depende la constante de velocidad de una reacción, justificando la respuesta: 1º.- de las concentraciones de los reactivos; 2º.- de las concentraciones de los productos; 3º.- de la temperatura.

Solución:

a) La velocidad de reacción es la rapidez con la que desaparecen los reactivos o se forman los productos de la reacción en la unidad de tiempo. En general, la expresión de la velocidad para la reacción propuesta es:

$$v = k \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3, \text{ y en función de reactivos y productos, } v = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[H_2]}{3 \cdot \Delta t} = \frac{\Delta[NH_3]}{2 \cdot \Delta t}.$$

De la ecuación química se deduce que, por cada mol de nitrógeno que desaparece se consumen 3 de hidrógeno, luego, la velocidad de reacción del nitrógeno será 3 veces inferior a la del hidrógeno, es decir:

$$\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[H_2]}{3 \cdot \Delta t} \text{ o lo que es lo mismo, } v_{N_2} = \frac{v_{H_2}}{3}$$

Sustituyendo valores y operando, sale para la velocidad de reacción del nitrógeno:

$$v_{N_2} = \frac{0,09 \frac{\text{mol} \cdot L^{-1}}{s}}{3} = 0,03 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}.$$

b) También se deduce de la ecuación química que, por cada tres moles de hidrógeno que se consumen se forman 2 moles de amoníaco, por lo que, la velocidad de reacción de formación del amoníaco será dos tercios de la del hidrógeno, luego:

$$\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = \frac{2 \cdot \Delta[H_2]}{3 \cdot \Delta t} \text{ o lo que es lo mismo, } v_{NH_3} = \frac{2 \cdot v_{H_2}}{3}$$

Sustituyendo valores en la expresión anterior y operando, sale para la velocidad del amoníaco:

$$v_{NH_3} = \frac{2 \cdot 0,09 \frac{\text{mol} \cdot L^{-1}}{s}}{3} = 0,06 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}.$$

c) Según Arrhenius, la constante de velocidad depende de la temperatura y energía de activación.

De su ecuación $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$, se deduce que la constante de velocidad k depende, además de la energía de activación E_a , de la temperatura. En efecto, si se aumenta la temperatura, aumenta el exponente $\frac{-E_a}{R \cdot T}$,

aumenta el factor $e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$, y en consecuencia aumenta k. Lo contrario ocurre si se disminuye la temperatura.

CUESTIÓN 6.- a) Formula los siguientes compuestos orgánicos:

a₁) 3,4-dimetilpentano; a₂) 4-cloropentanal; a₃) metilbenceno (tolueno);
a₄) etilpropiléter; a₅) etilmetilamina.

b) Nombra los siguientes compuestos orgánicos:

b₁) $CH_3CH(CH_3)CH(CH_3)CH = CH_2$; b₂) $CH_3CH(CH_3)CHOHCH_3$;
b₃) $CH_3CH(CH_3)CH_2COOH$; b₄) $CH_3CH_2COOCH_2CH_2CH_3$;
b₅) $CH_3CH_2-O-CH_2CH_2CH_3$.

Solución:

a) a₁) $CH_3CH_2CH(CH_3)CH(CH_3)CH_3$; a₂) $CH_3CHClCH_2CH_2CHO$; a₃) $C_6H_5CH_3$.
a₄) $CH_3CH_2-O-CH_2CH_2CH_3$; a₅) $CH_3CH_2-NH-CH_3$;

b) b₁) 3,4-dimetilpenteno-1; b₂) 3-metil-2-butanol; b₃) 3-metilbutanoico;
b₄) propanoato de propilo; b₅) etilpropiléter.