

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

QUÍMICA DEL CARBONO

El acetileno o etino (C_2H_2) se obtiene por reacción del carburo de calcio (CaC_2) con agua.

- Formule y ajuste la reacción de obtención del acetileno, si se produce además hidróxido de calcio.
- Calcule la masa de acetileno formada a partir de 200 g de carburo de calcio del 85 % de pureza.
- ¿Qué volumen de acetileno gaseoso se produce a 25 °C y 2 atm con los datos del apartado anterior?

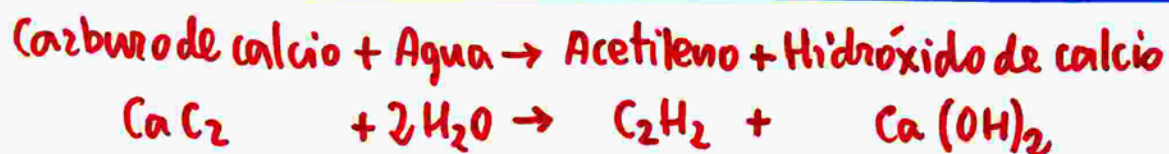
Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Masas atómicas (u): H = 1 , C = 12 , Ca = 40 .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2008)

SOLUCIÓN.-

La ecuación ajustada que representa este método de obtención del acetileno o etino es:



RESULTADO

Las masas molares son:

- Carburo de calcio: $1 \text{ mol} = 40 + (2 \times 12) = 64 \text{ g}$
- Acetileno: $1 \text{ mol} = (2 \times 12) + (2 \times 1) = 26 \text{ g}$.

Un carburo de calcio del 85% -en masa- de pureza contiene una cantidad de CaC_2 puro:

- $m(CaC_2) = \frac{85}{100} \times 200 = 170 \text{ g}$.
- $n(CaC_2) = \frac{170 \text{ g}}{64 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 2,66 \text{ mol}$.

En la ecuación ajuntada anterior vemos que el número de moles de carburo de calcio y el número de moles de acetileno son iguales -proporción: 1:1-; por lo que, refiriéndonos al **acetileno** obtenido encontramos:

- moles: $n = 2,66 \text{ mol}$

- masa: $m = 2,66 \text{ mol} \times 26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 69,06 \text{ g}$
RESULTADO

Con la ecuación de los gases ideales: $pV = nRT$:-

- Volumen:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{2,66 \times 0,082 \times (25 + 273)}{2} = 32,45 \text{ L}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

QUÍMICA DEL CARBONO

Si se somete al hidrocarburo $C_{10}H_{18}$ a combustión completa:

- Formule y ajuste la reacción de combustión que se produce.
- Calcule el número de moles de O_2 que se consumen en la combustión completa de 276 gramos de hidrocarburo.
- Determine el volumen de aire, a $25^\circ C$ y 1 atm, necesario para la combustión completa de dicha cantidad de hidrocarburo.

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

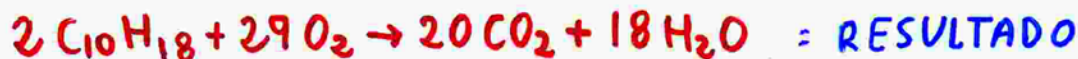
masas atómicas (u): $H = 1,0$, $C = 12,0$.

Considere que el aire en las condiciones dadas contiene el 20 % en volumen de oxígeno.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2001)

SOLUCIÓN:-

En la **combustión completa** de un hidrocarburo éste se combina con **oxígeno**, produciéndose **dióxido de carbono** y **agua**. En nuestro caso, la ecuación ajustada que representa este proceso es:



La masa molar del hidrocarburo vale:

$$1 \text{ mol } (C_{10}H_{18}) = (10 \times 12,0) + (18 \times 1,0) = 138,0 \text{ g}.$$

Por tanto, 276 g del hidrocarburo son:

$$n(C_{10}H_{18}) = \frac{276 \text{ g}}{138,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 2 \text{ moles}.$$

En la ecuación ajustada anterior vemos, precisamente, que:

En la combustión completa de dos moles de $C_{10}H_{18}$ se consumen 29 moles de O_2 .

RESULTADO

Con la ecuación de los gases ideales:

$$pV = nRT$$

calculamos el **volumen** ocupado por esos moles de **oxígeno**:

$$V(O_2) = \frac{nRT}{p} = \frac{29 \times 0,082 \times (25 + 273)}{1} = 708,64 \text{ L.}$$

Admitiendo que en la **composición volumétrica** del **aire** el **20%** corresponde al **oxígeno**, vemos que el **volumen de aire** necesario en la combustión completa del hidrocarburo es:

$$V(\text{aire}) = \frac{100}{20} V(O_2) = \frac{100}{20} \times 708,64 = 3.543,22 \text{ L}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

QUÍMICA DEL CARBONO

En una cámara cerrada de 10 L a la temperatura de 25 °C se introduce 0,1 mol de propano con la cantidad de aire necesaria para que se encuentre en proporciones estequiométricas con el O₂. A continuación se produce la reacción de combustión del propano en estado gaseoso, alcanzándose la temperatura de 500 °C.

- Ajuste la reacción que se produce.
- Determine la fracción molar de N₂ antes y después de la combustión.
- Determine la presión total antes y después de la combustión.

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

Composición del aire: 80 % N₂, 20 % O₂.

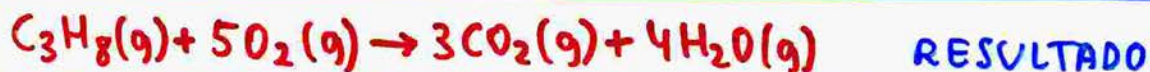
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2004)

SOLUCIÓN:-

En la combustión completa del propano:



este hidrocarburo se combina con oxígeno, produciéndose dióxido de carbono y agua. La ecuación ajustada que representa esta combustión completa es:



Según la proporción estequiométrica que indica la ecuación ajustada anterior, con 0,1 moles de C₃H₈ se combinan 0,5 moles de O₂, y se producen 0,3 moles de CO₂ y 0,4 moles de H₂O.

Por lo que se refiere al nitrógeno: N₂(g) presente en el aire, y que no interviene en la combustión, su número de moles vale:

$$n(\text{N}_2) = \frac{80\%}{20\%} n(\text{O}_2) = \frac{0,80}{0,20} \cdot 0,5 = 2,0 \text{ moles.}$$

Con la definición de **fracción molar** y la ecuación de los gases ideales, tenemos:

• **Antes de la combustión:**

- Mezcla de: C_3H_8 , O_2 y N_2 - a $25^\circ C$ -
- Moles totales: $n = 0,1 + 0,5 + 2,0 = 2,6 \text{ mol}$.
- **Fracción molar de N_2 :**

$$X_i(N_2) = \frac{n(N_2)}{n_{total,i}} = \frac{2,0 \text{ mol}}{2,6 \text{ mol}} = 0,77.$$

- **Presión total:**

$$P_{tot,i} = \frac{n_{tot,i} \cdot R \cdot T_i}{V} = \frac{2,6 \times 0,082 \times (25 + 273)}{10} = 6,35 \text{ atm}.$$

• **Después de la combustión:**

- Mezcla de: CO_2 , H_2O y N_2 - a $500^\circ C$ -
- Moles totales: $n = 0,3 + 0,4 + 2,0 = 2,7 \text{ mol}$.
- **Fracción molar de N_2 :**

$$X_f(N_2) = \frac{n(N_2)}{n_{total,f}} = \frac{2,0 \text{ mol}}{2,7 \text{ mol}} = 0,74.$$

- **Presión total:**

$$P_{tot,f} = \frac{n_{tot,f} \cdot R \cdot T_f}{V} = \frac{2,7 \times 0,082 \times (500 + 273)}{10} = 17,11 \text{ atm}.$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

QUÍMICA DEL CARBONO

Al quemar 2,34 g de un hidrocarburo se forman 7,92 g de dióxido de carbono y 1,62 g de vapor de agua. A 85 °C y 700 mm de mercurio de presión, la densidad del hidrocarburo gaseoso es 3,45 g·L⁻¹.

- Determine la masa molecular y la fórmula de dicho hidrocarburo.
- ¿Qué volumen de oxígeno gaseoso, a 85 °C y 700 mm de mercurio de presión, se necesita para quemar totalmente los 2,34 g de este hidrocarburo?

Datos: Masas atómicas (u): C = 12,0 , O = 16,0.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1998)

SOLUCIÓN.-

El volumen que ocupan 2,34 g del hidrocarburo es:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{2,34 \text{ g}}{3,45 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,68 \text{ L}$$

Supuesto que el hidrocarburo es gaseoso a 85 °C y 700 mm de mercurio de presión, el número de moles de dicho hidrocarburo es:

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{\frac{700}{760} \text{ atm} \cdot 0,68 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (85 + 273) \text{ K}} = 0,02 \text{ moles}$$

La masa molar es, entonces:

$$1 \text{ mol} = \frac{2,34 \text{ g}}{0,02 \text{ mol}} = 117 \text{ g} \quad , \quad \text{y en definitiva:}$$

masa molecular = 117 u : RESULTADO

En la combustión completa del hidrocarburo se forman dióxido de carbono -que contiene todo el carbono del hidrocarburo- y agua -que contiene todo el hidrógeno del hidrocarburo.

La masa molar del CO_2 es: $1\text{mol} = \frac{12,0}{\text{C}} + \frac{2 \times 16,0}{\text{O}} = 44,0\text{g}$.

Por tanto, la masa de **carbono** que hay en 7,92 g de CO_2 es:

$$m(\text{C}) = \frac{12,0 \times 7,92}{44,0} = 2,16\text{g}.$$

Y la masa de **hidrógeno** que hay en los 2,34 g del hidrocarburo vale:

$$m(\text{H}) = 2,34 - 2,16 = 0,18\text{g}.$$

Dado que: 1 mol de átomos de C = 12,0 g

1 mol de átomos de H = 1,0 g

la fórmula empírica del hidrocarburo sería:

$$\left(\frac{\text{C}_{2,16}}{12,0} \quad \frac{\text{H}_{0,18}}{1,0} \right)_n = (\text{C}_{0,18} \text{H}_{0,18})_n ;$$

dividiendo los dos subíndices entre 0,18 :

$$\left(\frac{\text{C}_{0,18}}{0,18} \quad \frac{\text{H}_{0,18}}{0,18} \right)_n = (\text{CH})_n .$$

Puesto que la masa de **CH** es: $12,0 + 1,0 = 13,0\text{u}$, queda:

$$n = \frac{117}{13} = 9, \text{ y entonces:}$$

Fórmula molecular del hidrocarburo: C_9H_9 : RESULTADO

La ecuación ajustada que representa la combustión completa de este hidrocarburo es:



De ahí vemos que para quemar 0,02 moles del hidrocarburo hace falta la siguiente cantidad de **O_2 (9)**:

$$n = \frac{0,02 \times 45}{4} = 0,225\text{ mol} ; \quad pV = nRT$$

Volumen: $V(\text{O}_2) = \frac{nRT}{P} = \frac{0,225 \times 0,082 \times (85 + 273)}{\frac{700}{760}} = 7,17\text{ L} : \text{RESULTADO}$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

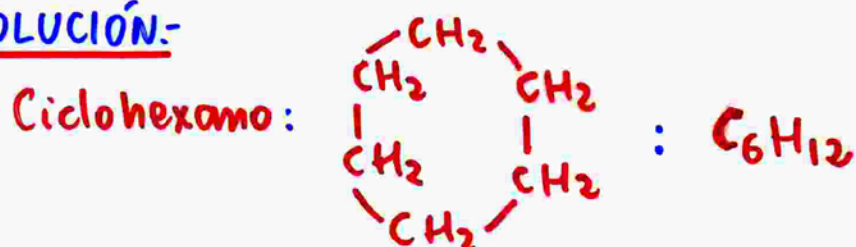
QUÍMICA DEL CARBONO

El ácido adípico (hexanodioico) es una de las materias primas que se utilizan en la fabricación del *nylon*. Se obtiene comercialmente oxidando el ciclohexano con oxígeno, formándose también agua.

- Formule y ajuste la reacción correspondiente.
- Si se utilizan 50,0 g de ciclohexano, ¿qué cantidad teórica de ácido adípico debería obtenerse?
- Si en la reacción anterior se obtienen 67,0 g de ácido adípico, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

Datos: Masas atómicas (u): H = 1,0, C = 12,0, O = 16,0.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1999)

SOLUCIÓN:-

Ácido adípico (hexanodioico):



La ecuación ajustada que representa la obtención del ácido adípico es:



Las masas molares son:

$$1 \text{ mol (ciclohexano)} = (6 \times 12,0) + (12 \times 1,0) = 84,0 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol (ácido adípico)} = (6 \times 12,0) + (10 \times 1,0) + (4 \times 16,0) = 146,0 \text{ g}$$

Por tanto, 50,0 g de ciclohexano son:

$$n = \frac{50,0 \text{ g}}{84,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,60 \text{ moles}$$

En la ecuación ajustada anterior vemos que coinciden los números de moles de ciclohexano y de ácido adípico, es decir:

$$n(\text{ácido adípico}) = 0,60 \text{ moles} \text{ -teóricos-}$$

La masa de ácido adípico que teóricamente se debería obtener es:

$$m_{\text{teórica}}(\text{ácido adípico}) = 0,60 \text{ mol} \times 146,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 86,9 \text{ g}$$

RESULTADO

Sin embargo, la masa obtenida realmente es inferior:

$$m_{\text{real}} = 67,0 \text{ g} \quad ;$$

por lo que el rendimiento del proceso es:

$$\text{Rendimiento} = \frac{m_{\text{real}}}{m_{\text{teórica}}} = \frac{67,0 \text{ g}}{86,9 \text{ g}} = 0,77 \leftrightarrow 77,10\%$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

QUÍMICA DEL CARBONO

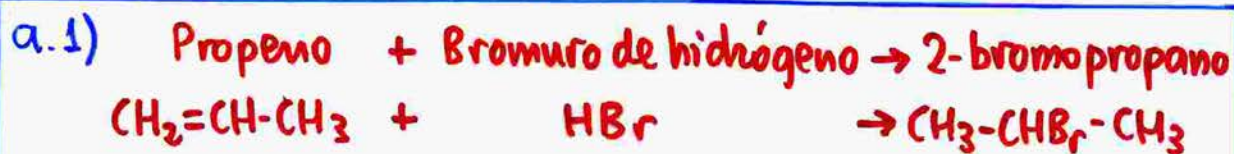
- a) Complete y formule la siguiente secuencia de reacciones y nombre los compuestos obtenidos:
- 1) Propeno + HBr $\rightarrow$
 - 2) 1-Bromopropano + NaOH $\rightarrow$
 - 3) 1-Propanol -en medio ácido sulfúrico concentrado- $\rightarrow$
- b) Calcule los gramos de propeno que reaccionarían con hidrógeno, para dar 100 litros de propano en condiciones normales, suponiendo que el rendimiento de la reacción es del 60 %.

Datos: Masas atómicas (u): H = 1,0 , C = 12,0 .

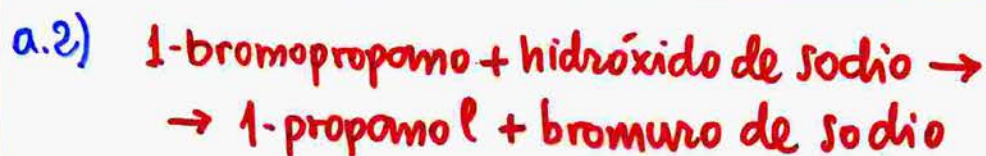
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1998)

SOLUCIÓN.-

Las cuatro reacciones propuestas son:



Es una reacción de adición electrófila al doble enlace en la que se obtiene 2-bromopropano como producto mayoritario, según la regla de Markownikoff.



Es una reacción de sustitución nucleófila, que entra en competencia con otra reacción, ésta de eliminación:



RESULTADO



Es una reacción de **eliminación - deshidratación**.



Es una reacción de **adición electrofílica al doble enlace**.

RESULTADO

Con la ecuación de los gases ideales: $pV = nRT$
encontramos los moles de propano obtenidos:

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \times 100 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 273 \text{ K}} = 4,47 \text{ moles.}$$

según la última ecuación ajuntada anterior, teóricamente:

$$n_{\text{teórico}}(\text{C}_3\text{H}_6) = n(\text{C}_3\text{H}_8) = 4,47 \text{ mol};$$

pero si la reacción tiene un **rendimiento** del 60%:

$$n_{\text{real}}(\text{C}_3\text{H}_6) = \frac{100 \times n_{\text{teórico}}}{60} = \frac{100 \times 4,47}{60} = 7,45 \text{ mol.}$$

La masa molar del propeno vale:

$$1 \text{ mol}(\text{C}_3\text{H}_6) = (3 \times 12,0) + (6 \times 1,0) = 42,0 \text{ g} \quad ; \text{ y:}$$

la masa de propeno necesaria es:

$$m(\text{C}_3\text{H}_6) = 7,45 \text{ mol} \times 42,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 312,70 \text{ g} : \text{RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

QUÍMICA DEL CARBONO

- a) A una muestra de 100 g de un hidrocarburo lineal: C_4H_2 (A) se le adiciona hidrógeno. Calcule el volumen de hidrógeno, medido a 700 mm de mercurio de presión y a una temperatura de 50 °C que habría reaccionado si el producto obtenido fuese C_4H_6 (B).
- b) Calcule cuántos moles de ácido bromhídrico habría que añadir al C_4H_6 obtenido para que desaparezcan totalmente los dobles enlaces (C).
- c) Formule y nombre los productos: A, B y C y escriba las reacciones que tienen lugar en los apartados a) y b).

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1997)

SOLUCIÓN:-

Las reacciones que tienen lugar son:

- 1) Butadieno ("A") + Hidrógeno $\rightarrow$ 1,3-Butadieno ("B")
 $CH \equiv C - C \equiv CH + 2H_2 \rightarrow CH_2 = CH - CH = CH_2$
- 2) 1,3-Butadieno + Bromuro de hidrógeno $\rightarrow$ 2,3-dibromobutano ("C")
 $CH_2 = CH - CH = CH_2 + 2HBr \rightarrow CH_3 - CHBr - CHBr - CH_3$

RESULTADO

Los dos procesos son reacciones de adición electrofílica a enlaces múltiples, y en la segunda se obtiene como producto **mayoritario**: 2,3-dibromobutano, según la **regla de Markownikoff**.

La masa molar del butadieno vale:

$$1 \text{ mol } (C_4H_2) = (4 \times 12) + (2 \times 1) = 50 \text{ g} ;$$

entonces: 100 g de $C_4H_2 = 2$ moles.

Según la primera de las ecuaciones ajustadas anteriores, el número de moles de H_2 es el doble que el número de moles de C_4H_2 , es decir:

• Moles de hidrógeno: $n(\text{H}_2) = 4$ moles.

• Volumen de hidrógeno:

Con la ecuación de los gases ideales:

$$pV = nRT, \text{ despejamos:}$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{4 \times 0,082 \times (50 + 273)}{\frac{700}{760}} = 115,02 \text{ L} : \text{RESULTADO}$$

En la primera ecuación ajustada vemos que a partir de **dos moles** de C_4H_2 se obtienen **dos moles** de C_4H_6 , y en la segunda ecuación ajustada comprobamos que con esos dos moles de C_4H_6 :

reaccionan cuatro moles -el doble- de HBr.

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

QUÍMICA DEL CARBONO

Al tratar 2-buteno con ácido clorhídrico se obtiene un compuesto *A* de fórmula: C_4H_9Cl . Al tratar este compuesto *A* con hidróxido de potasio se obtiene un producto *B* de fórmula: $C_4H_{10}O$, que por reacción con ácido sulfúrico en caliente origina dos compuestos de fórmula: C_4H_8 , siendo el producto mayoritario el 2-buteno.

- Escriba las reacciones de la secuencia que se indica en el problema y nombre todos los compuestos orgánicos implicados.
- Calcule los gramos de *B* que se obtendrían a partir de 1,5 gramos de 2-buteno, sabiendo que en la formación de *A* el rendimiento ha sido del 67 % y en la formación de *B*, del 54 %.

Datos: Masas atómicas (u): H = 1,0 , C = 12,0 , O = 16,0.

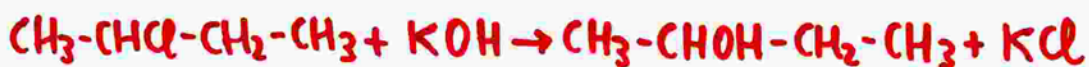
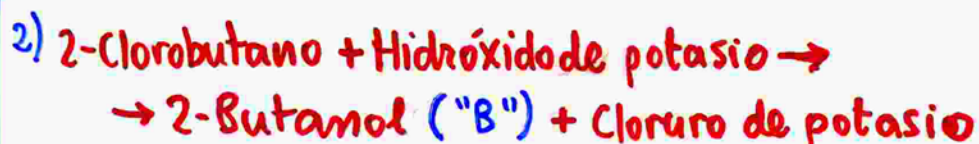
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2000)

SOLUCIÓN.-

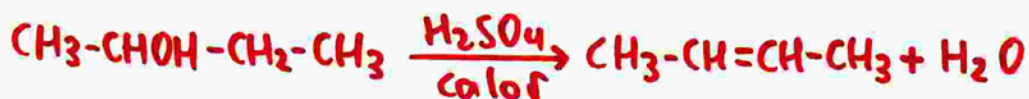
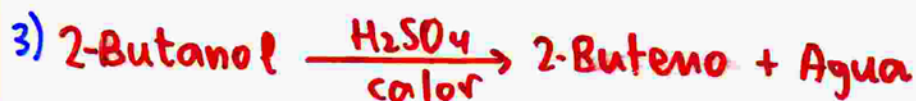
Las tres reacciones propuestas están representadas por:



Es una adición electrofílica al doble enlace.



Es una sustitución nucleofílica.



Es una reacción de eliminación -deshidratación-.

RESULTADO

En la última reacción se obtiene **2-buteno** como **producto mayoritario**, de acuerdo a la **regla de Saytzeff**. Como **producto minoritario** se obtiene **1-buteno**: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

La masa molar del 2-buteno es:

$$1 \text{ mol} = (4 \times 12,0) + (8 \times 1,0) = 56 \text{ g}.$$

Por tanto, los moles iniciales de 2-buteno son:

$$n(\text{C}_4\text{H}_8) = \frac{1,5 \text{ g}}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,027 \text{ mol}.$$

Teóricamente, en el primer proceso deberían obtenerse igual cantidad de moles de $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$, pero al ser el rendimiento del 67% se obtienen realmente:

$$n(\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}) = \frac{67}{100} \times 0,027 = 0,018 \text{ mol}.$$

De manera similar, en el segundo proceso deberían obtenerse teóricamente 0,018 moles de $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, pero con un rendimiento del 54% realmente obtenemos:

$$n(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) = \frac{54}{100} \times 0,018 = 0,010 \text{ mol}.$$

La masa molar del 2-butanol vale:

$$1 \text{ mol } (\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) = (4 \times 12,0) + (10 \times 1,0) + 16,0 = 74,0 \text{ g};$$

y, en definitiva, la **masa de 2-butanol** obtenida es:

$$m(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) = 0,010 \text{ mol} \times 74,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,72 \text{ g} : \text{RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

QUÍMICA DEL CARBONO

Sea la reacción:



- Complete la reacción e indique el nombre de los reactivos y del producto mayoritario.
- Calcule ΔH de la reacción.
- Calcule la temperatura a la que la reacción será espontánea.

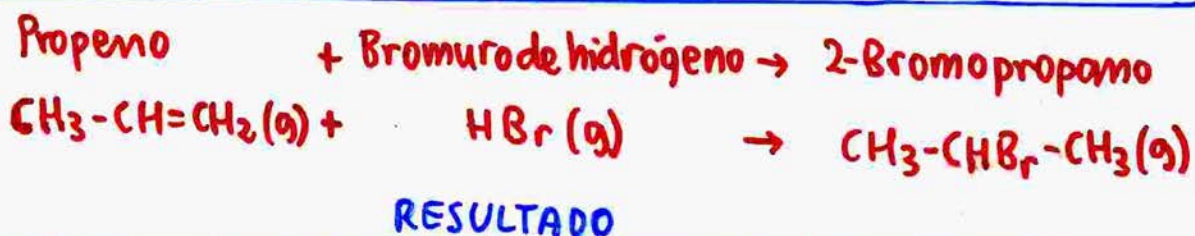
Datos:

$\Delta S_{\text{reacción}}^0$	=	$-114,5 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
$\Delta H_f^0(\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2)$	=	$20,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
$\Delta H_f^0(\text{HBr})$	=	$-36,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
$\Delta H_f^0(\text{producto mayoritario})$	=	$-95,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2008)

SOLUCIÓN.-

El proceso es una **adición electrofílica al doble enlace**, en la que, según la **regla de Markownikoff**, se obtiene **mayoritariamente: 2-bromopropano**:



Dado que la **entalpía: H** es una **función de estado**, su variación en la reacción la podemos calcular así:

$$\Delta H_{\text{reacción}}^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^0(\text{reactivos})$$

Sustituyendo tenemos, en la página siguiente:

$$\begin{aligned}\Delta H^{\circ}_{\text{reacción}} &= \Delta H^{\circ}_f(\text{CH}_3\text{-(HBr)-CH}_3) - \\ &\quad - [\Delta H^{\circ}_f(\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2) + \Delta H^{\circ}_f(\text{HBr})] = \\ &= -95,6 - [20,4 + (-36,4)] = -79,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\end{aligned}$$

RESULTADO

Para que la reacción sea espontánea su variación de energía libre de Gibbs: $\Delta G^{\circ}_{\text{reacción}}$ ha de ser negativa.

A temperatura constante tenemos:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{reacción}} = \Delta H^{\circ}_{\text{reacción}} - T\Delta S^{\circ}_{\text{reacción}} < 0 \quad ;$$

por lo que la reacción será espontánea para temperaturas:

$$T < \frac{|\Delta H^{\circ}_{\text{reacción}}|}{|\Delta S^{\circ}_{\text{reacción}}|} = \frac{79.600 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}}{114,5 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}} = 695,20 \text{ K}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

QUÍMICA DEL CARBONO

Se hacen reaccionar 12,2 L de cloruro de hidrógeno, medidos a 25 °C y 1 atm, con un exceso de 1-buteno para dar lugar a un producto *P*.

- Indique la reacción que se produce, nombre y formule el producto *P* mayoritario.
- Determine la energía de Gibbs estándar de reacción y justifique que la reacción es espontánea.
- Calcule el valor de la entalpía estándar de reacción.
- Determine la cantidad de calor que se desprende al reaccionar los 12,2 L de HCl.

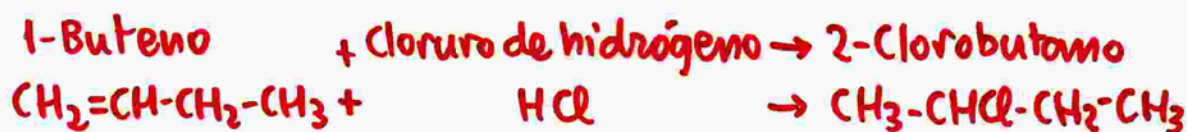
Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

	$\Delta H_f^\circ \text{ (kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	$\Delta G_f^\circ \text{ (kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
1-Buteno	-0,54	70,4
HCl	-92,3	-95,2
Producto <i>P</i>	-165,7	-55,1

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2007)

SOLUCIÓN:-

El proceso es una **adición electrofílica al doble enlace**, en la que, según la **regla de Markownikoff**, se obtiene mayoritariamente: **2-clorobutano ("P")** :

**RESULTADO**

La entalpía: H y también la **energía libre de Gibbs: G** son **funciones de estado**, por lo que podemos calcular sus **variaciones en la reacción así**:

- $\Delta G_{\text{reacción}}^\circ = \sum \Delta G_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta G_f^\circ (\text{reactivos})$
- $\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$

- Variación de energía libre de Gibbs estándar:

$$\begin{aligned}\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ} &= \Delta G_f^{\circ}(\text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_2\text{-CH}_3) - \\ &\quad - [\Delta G_f^{\circ}(\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3) + \Delta G_f^{\circ}(\text{HCl})] = \\ &= -55,1 - [70,4 + (-95,2)] = -30,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}.\end{aligned}$$

Al ser $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ} < 0$ el proceso es espontáneo.

- Variación de entalpía estándar:

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} &= \Delta H_f^{\circ}(\text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_2\text{-CH}_3) - \\ &\quad - [\Delta H_f^{\circ}(\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3) + \Delta H_f^{\circ}(\text{HCl})] = \\ &= -165,7 - [-0,54 + (-92,3)] = -72,86 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}.\end{aligned}$$

Al ser $\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} < 0$ el proceso es exotérmico.

RESULTADO

Con la ecuación de los gases ideales: $pV=nRT$ calculamos el número de moles de cloruro de hidrógeno (gaseoso):

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \times 12,2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} (25+273) \text{ K}} = 0,50 \text{ mol},$$

y entonces:

$$Q = n \times \Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} \text{ (a presión constante)}$$

$$Q = 0,50 \text{ mol} \times (-72,86 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = -36,38 \text{ kJ}.$$

Se desprenden 36,38 kJ en forma de calor: RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

QUÍMICA DEL CARBONO

Se parte de 150 g de ácido etanoico, y se quiere obtener 176 g de etanoato de etilo por reacción con etanol.

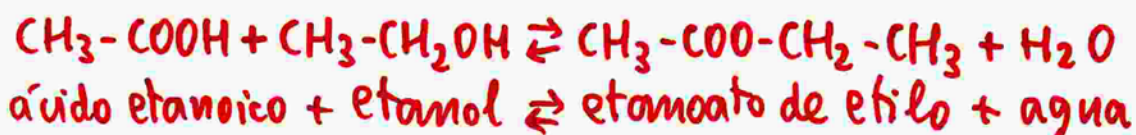
- Escriba la reacción de obtención del etanoato de etilo, indicando de qué tipo es.
- Sabiendo que K_c vale 5, calcule los gramos de alcohol que hay que utilizar.
- Calcule las fracciones molares de cada uno de los cuatro compuestos presentes en el equilibrio.

Datos: Masas atómicas (u): H = 1, C = 12, O = 16.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2010 -Fase Específica-)

SOLUCIÓN.-

Estamos ante una **reacción de esterificación** -condensación-, en la que reaccionan un ácido orgánico y un alcohol, produciéndose un éster y agua:



RESULTADO

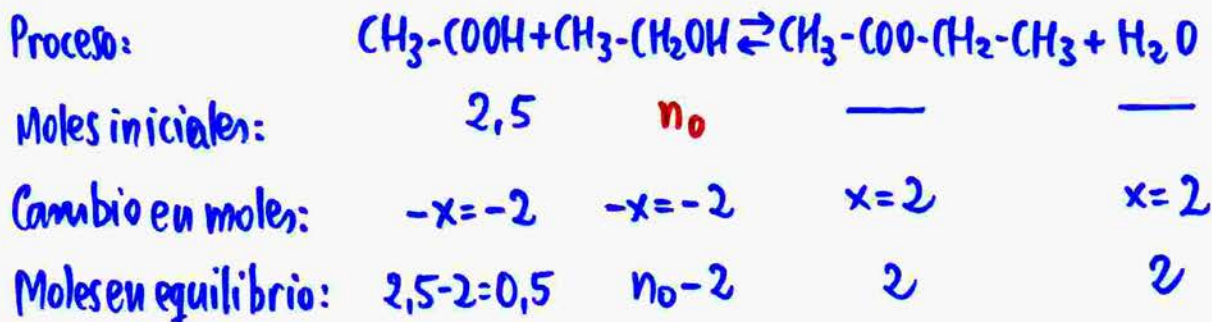
La masa molar de cada sustancia es:

- ácido etanoico: $1 \text{ mol} = (2 \times 12) + (4 \times 1) + (2 \times 16) = 60 \text{ g}$
- etanol: $1 \text{ mol} = (2 \times 12) + (6 \times 1) + 16 = 46 \text{ g}$
- etanoato de etilo: $1 \text{ mol} = (4 \times 12) + (8 \times 1) + (2 \times 16) = 88 \text{ g}$
- agua: $1 \text{ mol} = (2 \times 1) + 16 = 18 \text{ g}$.

Por consiguiente:

- ácido etanoico: $150 \text{ g} = \frac{150 \text{ g}}{60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,5 \text{ mol}$
- etanoato de etilo: $176 \text{ g} = \frac{176 \text{ g}}{88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2 \text{ mol}$.

Tenemos:



Si V es el volumen ocupado por el sistema, la **constante de equilibrio** en función de las concentraciones: K_c vale:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}] \cdot [\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}]} = \frac{\frac{2}{V} \cdot \frac{2}{V}}{\frac{0,5}{V} \cdot \frac{n_0 - 2}{V}} = \frac{4}{0,5(n_0 - 2)} = 5 \quad ;$$

de donde: $n_0 = 3,6 \text{ mol}$ y la masa de etanol es:

$$m(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}) = 3,6 \text{ mol} \cdot 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 165,6 \text{ g} : \text{RESULTADO}$$

El número de **moles totales** en el equilibrio es:

$$n_{\text{total}} = 0,5 + (3,6 - 2) + 2 + 2 = 6,1 \text{ mol} \quad ;$$

y las **fracciones molares** en el equilibrio valen:

$$\bullet X(\text{CH}_3\text{-COOH}) = \frac{n(\text{CH}_3\text{-COOH})}{n_{\text{total}}} = \frac{0,5}{6,1} = 0,082$$

$$\bullet X(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}) = \frac{n(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH})}{n_{\text{total}}} = \frac{3,6 - 2}{6,1} = 0,262$$

$$\bullet X(\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3) = X(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n}{n_{\text{total}}} = \frac{2}{6,1} = 0,328 \quad .$$

RESULTADO