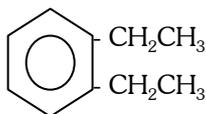


1. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:

o-dietilbenceno



butanoamida $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CONH}_2$
Nitrato de estroncio $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$

H Cl O₂

Ácido cloroso
Dioxoclorato(III) de hidrógeno

Hg F₂

Difluoruro de mercurio
Fluoruro de mercurio(II)
Fluoruro mercúrico

CH₃ CH₂ CO CH₂ CH₃
3-pentanona

2. a) Defina el concepto de energía de activación y explique qué papel juegan los catalizadores y los inhibidores en el desarrollo de la reacción.

b) Calcule el pH de una disolución 0,0001 M de NaOH en agua.

a) Energía de activación: Energía que es necesario suministrar a los reactivos de una reacción para que se rompan los enlaces entre los átomos de las moléculas de los reactivos, formándose el complejo activado, y permitiendo que se formen los productos. Por ejemplo, la chispa que inicia la combustión del gas butano de un mechero.

Para romper los enlaces en las moléculas de los reactivos es necesario un aporte de energía (el complejo activado intermedio tiene mayor energía que los reactivos). Luego, los nuevos enlaces formados desprenderán energía (energía de enlace). Si esa energía desprendida es mayor que la de activación, la reacción será exotérmica. Si, por el contrario, se desprende menos de la que se ha absorbido, los productos tendrán mayor energía que los reactivos (reacción endotérmica,).

Existen sustancias, llamadas **catalizadores**, que en contacto con los reactivos, hacen que disminuya la energía de activación necesaria, haciendo que la reacción pueda darse con mayor rapidez. Las sustancias reaccionan, pero el catalizador no, no se gasta (no aparece en la reacción como reactivo ni como producto), sólo mejora las condiciones para que la reacción se produzca. Los catalizadores son específicos de una reacción concreta.

Los **inhibidores** son sustancias que interfieren en el proceso de una reacción, bloqueándola e impidiendo que se formen los productos.

b) El pH indica el carácter ácido o básico de una disolución. Se calcula mediante la expresión $pH = -\log C(H^+)$

Al disolver hidróxido de sodio en agua, se disocia $\text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Vemos que se trata de una sustancia básica, que libera iones OH^- en la disolución.

Como se disocia completamente, si la concentración es 0,0001 M, también la concentración de OH^- será de 0,0001 M.

En el agua, la proporción entre protones e iones hidróxido viene dada por el producto iónico del agua

$C(H^+) \cdot C(OH^-) = 10^{-14}$ De este modo. $C(OH^-) = 0,0001 \text{ M} = 10^{-4} \text{ M}$

$C(H^+) = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ M}$ y el pH $pH = -\log C(H^+) = -\log 10^{-10} = 10$

Se trata de un $pH > 7$, como corresponde a una base.

(Nota: También puede hacerse calculando el pOH y luego despejando de $pH + pOH = 14$)

3. En la reacción entre el ácido nítrico y el cinc se produce nitrato de cinc y se desprende gas hidrógeno. Si se consumen 100 g de cinc:

a) Calcule qué volumen de hidrógeno se desprende, medido en c.n.

b) Calcule qué volumen de disolución de ácido nítrico al 60% en peso y de densidad 1,4 g/cm³ son necesarios para completar la reacción.

La reacción ajustada entre el ácido nítrico y el cinc es $2\text{HNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$

a) Sabemos que reaccionan completamente 100 g de cinc.

$M_m(\text{Zn}) = 65,4 \rightarrow 1 \text{ mol Zn} = 65,4 \text{ g Zn}$

Proporción en la reacción: por cada 1 mol de Zn que reacciona se produce 1 mol de H_2

1 mol de gas en condiciones normales ocupa 22,4 L.

$100 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L c.n.}}{1 \text{ mol H}_2} = 34,25 \text{ L H}_2 \text{ producidos}$

- b) $Mm(HNO_3) = 63 \rightarrow 1 \text{ mol } HNO_3 = 63 \text{ g } HNO_3$
 Proporción en la reacción: por cada 1 mol de Zn reacciona 2 moles de HNO_3
 60% en peso: 60 g HNO_3 por cada 100 g de disolución.
 Densidad: 1,4 g disolución por cada 1 mL de disolución.

$$100 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{63 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{100 \text{ g disol}}{60 \text{ g } HNO_3} \cdot \frac{1 \text{ mL disol}}{1,4 \text{ g disol}} = 229,36 \text{ mL disol necesarios}$$

4. Quemamos 195 g de benceno (C_6H_6) líquido en un recipiente cerrado que contiene 300 L de gas oxígeno a 900 mmHg y 30°C. En la reacción se produce dióxido de carbono y vapor de agua.

- a) Calcule qué cantidad (en gramos) de los reactivos queda sin reaccionar, suponiendo un rendimiento del 100%.
 b) Calcule la masa de CO_2 que se obtiene, suponiendo un rendimiento del 70%.

La reacción ajustada de combustión del benceno es $C_6H_6 + 15/2 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 3 H_2O$

- a) Nos dan datos sobre dos de los reactivos. Debemos conocer cuál de ellos es el que se consume completamente (reactivo limitante), para a continuación calcular qué cantidad sobra del otro reactivo. Para ello, pasamos ambos datos a moles, y, según la proporción que nos indica la reacción química, vemos cuál se consume completamente.

$$195 \text{ g } C_6H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78 \text{ g } C_6H_6} = 2,5 \text{ moles } C_6H_6$$

Para calcular los moles de oxígeno, aplicamos la ecuación de los gases ideales $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$P = 900 \text{ mmHg} = 1,184 \text{ atm}$$

$$T = 30 \text{ }^\circ\text{C} = 303 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 14,3 \text{ moles } O_2$$

Vemos que el número de moles de benceno es menor, pero en la reacción son necesarios 7,5 moles de oxígeno por cada mol de benceno. Para que reaccionaran los 2,5 moles de benceno serían necesarios

$$2,5 \text{ mol } C_6H_6 \cdot \frac{7,5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_6H_6} = 18,75 \text{ moles } O_2$$

. Como no tenemos esa cantidad de oxígeno, llegamos a la

conclusión de que no pueden consumirse completamente los 195 g de benceno. El oxígeno se consume antes y es, por tanto, el reactivo limitante.

Sabiendo que se consumen 14,3 moles de oxígeno, debemos calcular cuánto reacciona realmente de benceno.

$$14,3 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{7,5 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{78 \text{ g } C_6H_6}{1 \text{ mol } C_6H_6} = 148,72 \text{ g benceno reaccionan}$$

por lo tanto, quedan sin reaccionar $195 \text{ g} - 148,72 \text{ g} = \underline{46,28 \text{ g de benceno sin reaccionar}}$.

- b) Sabiendo que reaccionan completamente 14,3 moles de oxígeno, calculamos a partir de este dato la cantidad de CO_2 obtenida, teniendo en cuenta que en realidad sólo se producirán 70 g reales de cada 100 g teóricos, dado el rendimiento de la reacción.

Proporción en la reacción: por cada 7,5 moles de O_2 que reaccionan se producen 6 moles de CO_2

$$Mn(CO_2) = 44, \quad 1 \text{ mol } CO_2 = 44 \text{ g } CO_2$$

$$14,3 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{6 \text{ mol } CO_2}{7,5 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{70 \text{ g } CO_2 \text{ reales}}{100 \text{ g } CO_2 \text{ teóricos}} = 352,35 \text{ g } CO_2 \text{ obtenidos}$$

(Masas atómicas: C: 12, H: 1, O: 16, Zn: 65,4, N: 14)