

**FÍSICA Y QUÍMICA 1º BACHILLERATO. EXAMEN TEMA 5. REACCIONES QUÍMICAS.
SOLUCIÓN****20 -2-04**

Datos proporcionados en el examen:

Masas atómicas: Cl: 35,5 uma, Al: 27 uma, H: 1 uma, C: 12 uma, O: 16 uma, Fe: 56 uma

Energías de formación: (ΔH_f) Óxido de hierro(III): - 822,2 KJ/mol,
Dióxido de carbono: - 393,5 KJ/mol.**1. a) Definir la energía de activación de una reacción química y de qué forma puede reducirse.**

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.

b) Explicar el concepto de pH de una disolución. ¿qué relación existe entre los iones H^+ y OH^- en la disolución?

Para medir el nivel de acidez o basicidad de una disolución se usa el concepto de pH. Mide la concentración en la disolución de iones H^+ (protones), responsables de la acidez.

En el agua pura, las moléculas de agua chocan entre ellas y en algunos de esos choques se puede producir la rotura de la molécula en dos iones, H^+ y OH^- . La reacción sería $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$

En el equilibrio, la concentración de H^+ y OH^- en el agua es muy baja. Se cumple la siguiente relación:

$$C(H^+) \cdot C(OH^-) = 10^{-14}$$

Cuando ambas concentraciones son iguales (10^{-7} moles/l cada una) la disolución es neutra.

Si disolvemos un ácido, la concentración de H^+ aumenta, con lo que la de OH^- debe disminuir para que se cumpla la relación anterior. Al haber mayor cantidad de H^+ (mayor que 10^{-7} M), la disolución será ácida.

Al disolver una base, aumenta la concentración de OH^- , con lo que la de H^+ disminuirá, y será menor de 10^{-7} M. La disolución se dice que es básica.

Para evitar trabajar con potencias de 10, se define un concepto nuevo, el pH. El pH de una disolución se define como

$$pH = -\log [C(H^+)]$$

Así, si la disolución es neutra $C(H^+) = 10^{-7}$ M \rightarrow $pH = -\log(10^{-7}) = 7$

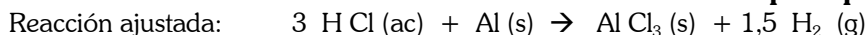
Para una disolución ácida, en la que, por ej. $C(H^+) = 0,001$ M = 10^{-3} M \rightarrow $pH = 3$

Para una disolución básica, en la que, por ej. $C(H^+) = 10^{-9}$ M \rightarrow $pH = 9$

Una disolución neutra tiene un $pH = 7$

Una disolución ácida tiene un $pH < 7$

Una disolución básica tiene un $pH > 7$

2. El ácido clorhídrico ataca al aluminio, produciendo cloruro de aluminio, y desprendiéndose hidrógeno.**Calcular:****a) Masa de aluminio que deberá reaccionar para producir 100 g de cloruro de aluminio.****b) Volumen de disolución de ácido clorhídrico 5 M necesario para que se produzca la reacción.**Masas moleculares: HCl : 35,5 uma Al : 27 uma AlCl₃ : 133,5 uma H₂ : 2 uma

- a) Nos dan un dato sobre uno de los productos. Debemos pasarlo a moles, y trabajar con la proporción que nos indica la reacción química para calcular los moles de Al que reaccionan. Posteriormente, pasamos el resultado a gramos de Al.

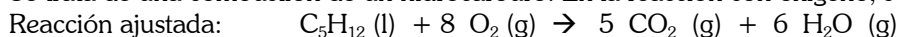
$$100 \text{ g AlCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AlCl}_3}{133,5 \text{ g AlCl}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol AlCl}_3} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 20,22 \text{ g Al reaccionan}$$

- b) de forma similar al anterior, a partir de los moles de cloruro de aluminio producidos, calculamos con la reacción los moles de HCl necesarios, para posteriormente obtener qué volumen de disolución contiene esos moles de HCl.

$$100 \text{ g AlCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AlCl}_3}{133,5 \text{ g AlCl}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol AlCl}_3} \cdot \frac{1 \text{ l disolución}}{5 \text{ mol HCl}} = 0,45 \text{ l disol 5M necesitamos}$$

3. Quemamos 200 g de pentano en un recipiente cerrado que contiene 300 litros de oxígeno, medidos en c.n.**Calcular:****a) Cantidad (en g) que sobra del reactivo que queda sin reaccionar completamente.****b) Volumen de vapor de agua obtenido, medido en c.n.**

Se trata de una combustión de un hidrocarburo. En la reacción con oxígeno, se formarán dióxido de carbono y agua.

Masas moleculares: C₅H₁₂: 72 uma O₂: 32 uma CO₂: 44 uma H₂O: 18 uma

- a) Nos dan datos sobre dos de los reactivos. Debemos conocer cuál de ellos es el que 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.

$$200 \text{ g C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}}{72 \text{ g C}_5\text{H}_{12}} = 2,78 \text{ moles C}_5\text{H}_{12} \qquad 300 \text{ l O}_2 \text{ c.n.} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ l O}_2 \text{ c.n.}} = 13,39 \text{ moles O}_2$$

Vemos que el número de moles de pentano es menor, pero en la reacción son necesarios 8 moles de oxígeno por cada mol de pentano. Para que reaccionaran los 2,78 moles de pentano serían necesarios $8 \cdot 2,78 = 22,32$ moles O₂. Como no tenemos esa cantidad de oxígeno, llegamos a la conclusión de que no pueden consumirse completamente los 200 g de pentano. El oxígeno se consume antes y es, por tanto, el reactivo limitante.

Sabiendo que se consumen 13,39 moles de oxígeno, debemos calcular cuánto reacciona realmente de pentano.

$$13,39 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}}{8 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{72 \text{ g C}_5\text{H}_{12}}{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}} = 120,51 \text{ g pentano reaccionan}$$

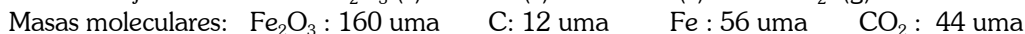
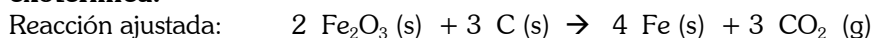
por lo tanto, quedan sin reaccionar $200 \text{ g} - 120,51 \text{ g} = \underline{79,49 \text{ g de pentano sin reaccionar}}$.

- b) Sabiendo que reaccionan 13,39 moles de oxígeno, podemos calcular fácilmente con la reacción los moles de vapor de agua que se obtienen, y a partir de ahí, el volumen que ocupa en condiciones normales.

$$13,39 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{8 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ l H}_2\text{O c.n.}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 224,95 \text{ l H}_2\text{O c.n. producidos}$$

4. El óxido de hierro (III) reacciona con carbono para dar lugar a hierro puro, desprendiéndose dióxido de carbono.

- a) Partiendo de 100 g de óxido de hierro (III), calcular el volumen de dióxido de carbono obtenido, medidos a 900 mmHg y 300 °C, suponiendo que el rendimiento de la reacción es del 75 %.
- b) Calcular la energía de reacción de este proceso, y razonar si será una reacción endotérmica o exotérmica.



- a) Nos dan un dato sobre uno de los reactivos (100 g Fe_2O_3). El rendimiento de la reacción es del 75%, por lo que no reaccionará completamente, sólo reaccionarán 75 g de Fe_2O_3 . (el 75%).
Teniendo en cuenta esto, pasamos el dato a moles, calculamos con la proporción que nos indica la reacción el número de moles de dióxido de carbono formados, y posteriormente calculamos el volumen que ocupa, usando la ley de los gases ideales ($P \cdot V = n \cdot R \cdot T$). Pasamos previamente los datos de presión y temperatura:

$$900 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1,18 \text{ atm} \qquad 300 \text{ }^\circ\text{C} = 300 + 273 = 573 \text{ K}$$

Trabajamos con la reacción:

$$100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 0,94 \text{ moles CO}_2 \text{ producidos}$$

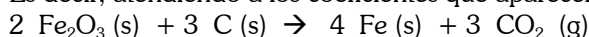
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \rightarrow \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,94 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 573 \text{ K}}{1,18 \text{ atm}} = 37,43 \text{ l CO}_2 \text{ producidos}$$

- b) Para resolver este apartado, en el que nos piden la energía de reacción, debemos usar la ley de Hess:

La energía absorbida o desprendida en una reacción (ΔH_r) se calcula a partir de las energías de formación de las diferentes sustancias que intervienen en la reacción (ΔH_f), mediante la expresión:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_{f\text{PROD}} - \sum \Delta H_{f\text{REAC}}$$

Es decir, atendiendo a los coeficientes que aparecen en la reacción ajustada:



$$\Delta H_r = [4 \cdot \Delta H_f(\text{Fe}) + 3 \cdot \Delta H_f(\text{CO}_2)] - [2 \cdot \Delta H_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3 \cdot \Delta H_f(\text{C})]$$

Teniendo en cuenta que nos dan los datos de las energías de formación del óxido de hierro y del dióxido de carbono, y que las energías de formación de Fe y C son cero (elementos en estado puro), la energía de reacción será

$$\Delta H_r = \left[4 \text{ mol} \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 3 \text{ mol} \cdot \left(-393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) \right] - \left[2 \text{ mol} \cdot \left(-822,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 3 \text{ mol} \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] = 463,9 \text{ kJ}$$

Como la energía de reacción obtenida es positiva, significa que la energía de los productos es mayor que la de los reactivos. En esta reacción se absorbe energía. Es, por lo tanto, una reacción endotérmica.