

OPCIÓN A

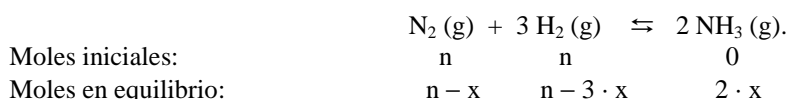
CUESTIÓN 3.- En un matraz vacío se introducen igual número de moles de H₂ y N₂ que reaccionan según la ecuación: N₂ (g) + 3 H₂ (g) ⇌ 2 NH₃ (g).

Justifica si, una vez alcanzado el equilibrio, las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Hay doble número de moles de amoníaco que los que había inicialmente de N₂.**
- La presión parcial de nitrógeno será mayor que la presión parcial de H₂.**
- La presión total será igual a la presión de amoníaco elevada al cuadrado.**

Solución:

a) Falsa. Si se introducen inicialmente “n” moles de nitrógeno e hidrógeno y reaccionan “x” moles de nitrógeno, de la estequiometría de la reacción se deduce que los moles de cada una de las especies, antes de la reacción y en el equilibrio son:



Si la reacción fuera completa habría doble número de moles de NH₃ que los iniciales de N₂, pues 1 mol de N₂ produce 2 moles de NH₃, pero al no ser completa, en el equilibrio nunca podrá haber doble número de moles de NH₃ que de N₂ iniciales.

b) Verdadera. Según Dalton, la presión parcial de un gas en una mezcla, es la que el gas ejercería si ocupase él solo todo el volumen. Como inicialmente había el mismo número de moles de N₂ e H₂, y según la estequiometría de la reacción por cada mol de N₂ reaccionan 3 moles de H₂, en el equilibrio habrá un mayor número de moles de N₂ que de H₂, por lo que la presión parcial del N₂ ha de ser mayor que la del H₂.

Al mismo resultado se llega utilizando la presión total en el equilibrio y las fracciones molares de los gases. En efecto; los moles totales en el equilibrio son $2 \cdot n - 2 \cdot x$, y las fracciones molares del nitrógeno e hidrógeno son:

$$\chi_{N_2} = \frac{\text{moles } N_2}{\text{moles totales}} = \frac{n-x}{2 \cdot n - 2 \cdot x}; \quad \text{y} \quad \chi_{H_2} = \frac{\text{moles } H_2}{\text{moles totales}} = \frac{n-3 \cdot x}{2 \cdot n - 2 \cdot x}.$$

Al ser la presión parcial de un gas, en una mezcla gaseosa, su fracción molar por la presión total de la mezcla, $P_{\text{gas}} = \chi_{\text{gas}} \cdot P_t$, es evidente que al ser la fracción molar del N₂ mayor que la del H₂, su presión parcial también ha de ser mayor.

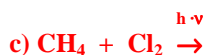
c) Falsa. La presión total en el equilibrio es la suma de las presiones parciales de los gases que componen la mezcla.

Como la fracción molar del amoníaco en la mezcla en equilibrio es:

$$\chi_{NH_3} = \frac{\text{moles } NH_3}{\text{moles totales}} = \frac{2 \cdot x}{2 \cdot n - 2 \cdot x}, \quad \text{la presión total de la mezcla en el equilibrio es:}$$

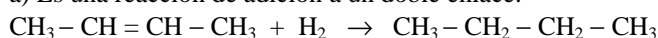
$$P_t = P_{\text{nitrógeno}} + P_{\text{hidrógeno}} + P_{\text{amoníaco}} = \frac{n-x}{2 \cdot n - 2 \cdot x} \cdot P_t + \frac{n-3 \cdot x}{2 \cdot n - 2 \cdot x} \cdot P_t + \frac{2 \cdot x}{2 \cdot n - 2 \cdot x} \cdot P_t = P_t.$$

CUESTIÓN 4.- Completa las siguientes reacciones y ajusta la que corresponda a una combustión:

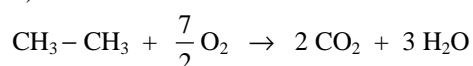


Solución:

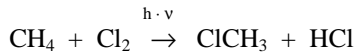
a) Es una reacción de adición a un doble enlace.



b) Es la reacción de combustión del etano:



c) Es una reacción de sustitución.



PROBLEMA 2.- Dada la siguiente reacción química: $2 \text{AgNO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + 2 \text{AgCl} + \frac{1}{2} \text{O}_2$,

calcula:

a) Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de AgNO_3 .

b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm Hg.

DATOS: $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{Ag}) = 108 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

$$M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{O}_2) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; P = 620 \frac{\text{mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{1 \text{ atm}}} = 0,816 \text{ atm};$$

$$T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

a) Siguiendo el procedimiento de resolución de este tipo de problemas, a partir de los gramos de AgNO_3 se determinan los moles de N_2O_5 , multiplicándolos por la relación mol AgNO_3 –gramos AgNO_3 (factor de conversión) y por la relación molar N_2O_5 – AgNO_3 (1 a 2):

$$20 \text{ g } \text{AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{AgNO}_3}{170 \text{ g } \text{AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{O}_5}{2 \text{ moles } \text{AgNO}_3} = 0,059 \text{ moles } \text{N}_2\text{O}_5.$$

b) Para obtener el volumen de oxígeno desprendido de la reacción hay que calcular sus moles, despejar el volumen de la ecuación de estado de los gases ideales, sustituir las variables y constante y operar.

Los moles de O_2 se obtienen multiplicando los gramos de AgNO_3 por su relación mol–gramos, y por la relación molar de la ecuación química O_2 – AgNO_3 ($\frac{1}{2}$ a 2, o lo que es lo mismo, 1 a 4):

$$20 \text{ g } \text{AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{AgNO}_3}{170 \text{ g } \text{AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{4 \text{ moles } \text{AgNO}_3} = 0,029 \text{ moles } \text{O}_2, \text{ a los que corresponde un volumen:}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,029 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{0,816 \text{ atm}} = 0,85 \text{ L } \text{O}_2.$$

Resultado: a) 0,059 moles N_2O_5 ; b) 0,85 L O_2 .

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- En 0,5 moles de CO_2 , calcula:

a) Número de moléculas.

b) La masa de CO_2 .

c) Número total de átomos.

DATOS: $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) Como 1 mol de sustancia contiene siempre el número de Avogadro de moléculas, $6,023 \cdot 10^{23}$, cuando se conoce el número de moles, el número de moléculas se obtiene multiplicando los moles por la relación de equivalencia (factor de conversión) número de Avogadro (N_A)–mol:

$$0,5 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 3,012 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2.$$

b) Al ser la masa de un mol de sustancia los gramos que corresponden a su masa molecular, la masa de CO_2 se obtiene multiplicando los moles por la relación de equivalencia (factor de conversión) gramos–mol:

$$0,5 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 22 \text{ g } \text{CO}_2.$$

c) Conocido el número de moléculas, como una molécula se compone de tres átomos, el número de átomos se obtiene multiplicando el número de moléculas por la relación de equivalencia (factor de conversión) nº de átomos–molécula:

$$3,012 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } \text{CO}_2} = 9,036 \cdot 10^{23} \text{ átomos.}$$

Si no se conociese el número de moléculas, caso de ser el primer apartado, puede obtenerse el número de átomos multiplicando los moles por las correspondientes relaciones de equivalencia N_A –mol y nº de átomos–molécula:

$$0,5 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } \text{CO}_2} = 9,035 \cdot 10^{23} \text{ átomos.}$$

Resultado: a) $3,012 \cdot 10^{23}$ moléculas; b) 22 g; c) $9,035 \cdot 10^{23}$ átomos.

CUESTIÓN 3.- Razona, mediante un ejemplo, si al disolver una sal en agua:

- Se puede obtener una disolución de pH básico.
- Se puede obtener una disolución de pH ácido.
- Se puede obtener una disolución de pH neutro.

Solución:

a) Una sal puede formar disolución de pH básico, superior a 7, si esta formada por un anión, base conjugada fuerte de un ácido débil, que sufre hidrólisis con producción de iones OH^- . Es el caso del nitrito de potasio, KNO_2 , en el que el anión nitrito, NO_2^- sufre hidrólisis según la ecuación:

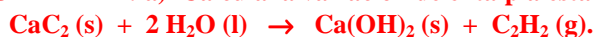
$\text{NO}_2^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{HNO}_2 (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$, que debido a la presencia de iones OH^- , el pH de su disolución es superior a 7.

b) Si la sal esta constituida por un catión que es ácido conjugado fuerte de una base débil, éste sufre hidrólisis con formación de iones H_3O^+ . Como ejemplo puede considerarse el cloruro de anilino, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$, cuyo catión anilino, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$, ácido conjugado relativamente fuerte de la base muy débil anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, experimenta hidrólisis, al disolver la sal en agua, según la ecuación:

$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$, que por producir iones H_3O^+ el pH de la disolución es inferior a 7.

c) La disolución con pH = 7, neutra, la producen las sales con un catión y anión que son ácido y base conjugados enormemente débiles, de una base y un ácido extraordinariamente fuertes, y que debido a su debilidad no reaccionan con el agua. El valor del pH es consecuencia de la igualdad existente en las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- , procedentes de la autodisociación del agua.

PROBLEMA 1.-a) Calcula la variación de entalpía estándar de la reacción:



b) Qué calor se desprende en la combustión de 100 dm³ de acetileno, medidos a 25 °C y 1 atm.

DATOS: $\Delta H_f^\circ (\text{CaC}_2) = -59 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_2) = 227 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{Ca}(\text{OH})_2] = -986 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

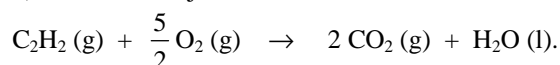
Solución:

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

$$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) + \Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_2) - [\Delta H_f^\circ (\text{CaC}_2) + \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O})]$$

$$= -986 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 227 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - [(-59) - 2 \cdot 285,8] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -128,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

b) La ecuación ajustada de la reacción de combustión del acetileno es:



Aplicando la expresión anterior, teniendo presente que los elementos químicos tienen entalpía cero, se obtiene el calor de combustión:

$$\Delta H_r^o = \sum a \cdot \Delta H_f^o \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^o \text{ reactivos} = [2 \cdot (-393,5) - 285,8] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 227 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -1299,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Este es el calor que se desprende en la combustión de 1 mol de acetileno en las condiciones indicadas.

Para obtener el calor que se desprende en la combustión de 100 L de acetileno, se pasan a moles aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, y se multiplican por la relación molar calor desprendido/mol de acetileno:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 100 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 4,09 \text{ moles de } C_2H_2.$$

$$\text{El calor producido en la combustión es: } 4,09 \text{ moles } C_2H_2 \cdot \frac{-1299,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_2H_2} = -5316,18 \text{ kJ}.$$

Resultado: a) $\Delta H_r^o = -128,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $Q = -5316,18 \text{ kJ}$.