

OPCIÓN A

PROBLEMA 1.- Cuando se realiza la combustión de un compuesto orgánico que contiene exclusivamente carbono, hidrógeno y nitrógeno se obtienen como productos 1,32 g de CO₂, 0,81 g de H₂O y 0,46 g de NO₂. Determina:

- Su fórmula empírica.
- Su fórmula molecular sabiendo que 13,45 g del compuesto en estado gaseoso, a 400 °C y 2 atm ocupan un volumen de 6,29 L.

DATOS: A_r (H) = 1 u; A_r (C) = 12 u; A_r (O) = 16 u; A_r (N) = 14 u; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución:

a) En la combustión del compuesto todo el carbono pasa a CO₂, todo el hidrógeno a H₂O, y el nitrógeno a NO₂, obteniéndose de sus masas las de carbono, hidrógeno y nitrógeno. Para ello, las masas de CO₂, H₂O y NO₂ se multiplican por las relaciones de equivalencia mol-gramos, número de moles de átomos-mol de moléculas de compuesto y gramos-mol de átomos:

$$1,32 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol átomos C}} = 0,36 \text{ g C};$$

$$0,81 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ moles átomos H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol átomos H}} = 0,09 \text{ g H}.$$

$$0,46 \text{ g NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{46 \text{ g NO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos N}}{1 \text{ mol NO}_2} \cdot \frac{14 \text{ g N}}{1 \text{ mol átomos N}} = 0,14 \text{ g N}.$$

Los moles de cada elemento, si son números enteros, son los subíndices de la fórmula del compuesto, y si son decimales se dividen por el menor de ellos para convertirlos en entero:

$$\text{C: } 0,36 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,03 \text{ moles}; \quad \text{H: } 0,09 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,09 \text{ moles};$$

$$\text{N: } 0,14 \text{ g N} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} = 0,01 \text{ moles};$$

$$\text{Dividiendo por el menor: C: } \frac{0,03}{0,01} = 3 \quad \text{H: } \frac{0,09}{0,01} = 9; \quad \text{N: } \frac{0,01}{0,01} = 1.$$

La fórmula empírica del compuesto es: C₃H₉N₁.

b) Llevando los datos a la ecuación de estado de los gases ideales, después de despejar la masa molecular, sustituir variables por sus valores y operar, se obtiene el valor de la masa molecular. Masa molecular del compuesto 59 g · mol⁻¹.

b) La fórmula molecular del compuesto orgánico contiene n veces a la fórmula empírica (C₂H₅O)_n, y su masa molar es n veces mayor, es decir: M [(C₂H₅O)_n] = n · M(C₂H₅O).

PROBLEMA 2.- En un recipiente cerrado de 0,5 L de capacidad se introducen 40,7 g de yodo y 25,6 g de bromo. La mezcla se calienta a 200 °C y se alcanza el siguiente equilibrio: I₂ (g) + Br₂ (g) ⇌ 2 IBr (g). La constante de equilibrio de esta reacción K_c = 280. Calcula:

- Los moles de cada sustancia presentes en el equilibrio.
- La constante de presiones K_p.
- La presión total de la mezcla de gases en el equilibrio.

DATOS: A_r (I) = 127 u; A_r (Br) = 79,9 u; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución:

a) Los moles de yodo y bromo que se introducen inicialmente en el recipiente son:

$$n(\text{I}_2) = \frac{\text{gramos}}{M} = \frac{40,7 \text{ g I}_2}{254 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,16 \text{ moles}; \quad n(\text{Br}_2) = \frac{\text{gramos}}{M} = \frac{25,6 \text{ g Br}_2}{159,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,16 \text{ moles};$$

Llamando "x" a los moles de yodo y bromo que reaccionan, los moles de cada una de las especies al inicio y en el equilibrio son:



Las concentraciones de los gases en el equilibrio son:

$$[I_2] = [Br_2] = \frac{(0,16 - x) \text{ moles}}{0,5 L} \text{ M}; \quad [IBr] = \frac{2 \cdot x \text{ moles}}{0,5 L} \text{ M, que sustituidas en la constante de}$$

equilibrio K_c , sale para x el valor:

$$K_c = \frac{[IBr]^2}{[I_2] \cdot [Br_2]} \Rightarrow 280 = \frac{\frac{4 \cdot x^2}{0,25}}{\frac{0,16 - x}{0,5} \cdot \frac{0,16 - x}{0,5}} = \frac{4 \cdot x^2}{(0,16 - x)^2} \Rightarrow 48 \cdot x^2 - 20,8 \cdot x + 2,08 = 0,$$

que resuelta da para x los valores: $x_1 = 0,182$ moles, imposible por ser un valor superior a los moles de I_2 y Br_2 iniciales, y $x_2 = 0,143$ moles, que es la solución válida.

b) De la relación entre las constantes de equilibrio se obtiene K_p :

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \text{ y como } \Delta n = 2 - 2 = 0, \text{ resulta que } K_p = 280 \cdot (R \cdot T)^0 = 280 \cdot 1 = 280.$$

c) Los moles totales en el equilibrio son: $0,017 + 0,017 + 0,286 = 0,32$ moles, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales, despejando la presión total, sustituyendo las variables por sus valores y operando, se obtiene para la presión el valor:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,32 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 473 K}{0,5 L} = 24,82 \text{ atm.}$$

Resultado: a) 0,017 moles I_2 , 0,017 moles Br_2 y 0,286 moles IBr ; b) $K_p = 280$; c) $P_t = 24,82$ atm.

CUESTIÓN 3.- Ajusta por el método del ión-electrón la siguiente reacción:



- ¿Cuál es la especie oxidante y cuál la reductora? ¿qué especie se oxida y cuál se reduce?
- Ajusta la reacción iónica y la reacción global.
- Nombra los siguientes compuestos de la reacción anterior: $NaNO_2$, $NaMnO_4$, $MnSO_4$ y $NaNO_3$.

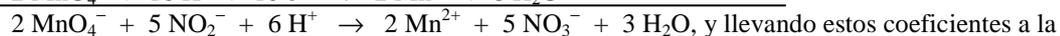
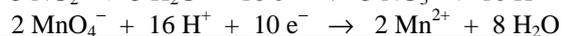
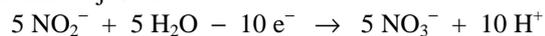
Solución:

a) Especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra. En este caso, el permanganato sódico, que se reduce, es el oxidante por oxidar al nitrito sódico, que es la especie reductora.

b) Las semirreacciones de oxido-reducción son:



d) Partiendo de las semirreacciones de oxidación-reducción del apartado anterior, multiplicando la de oxidación por 5, la de reducción por 2 y sumándolas para eliminar los electrones, se obtiene la reacción iónica ajustada:



ecuación molecular se obtiene esta ajustada.



c) Nitrito de sodio o sódico; permanganato de sodio o sódico; sulfato de manganeso (II); nitrato de sodio o sódico.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Cuando se hace reaccionar el monóxido de carbono con un exceso de oxígeno tiene lugar la siguiente reacción: $2 \text{CO (g)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2 \text{(g)}$ $\Delta H < 0$.

- Si la variación de entropía fuera $\Delta S > 0$, ¿se puede asegurar que esta reacción será siempre espontánea? Justifica la respuesta.
- Si nos dicen que la cinética de la reacción inversa es de “orden 2”, ¿a qué se refieren?
- Justifica la geometría de la molécula CO_2 . ¿Se puede asegurar que esta molécula será apolar? Razona la respuesta.

Solución:

a) Si. La espontaneidad de una reacción viene determinada por el valor negativo de su variación de energía libre, es decir, $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$. Luego, si la variación de entropía es positiva, el término $T \cdot \Delta S$ es positivo y al restarlo a una cantidad negativa, ΔH , el valor de $\Delta G < 0$, lo que indica que la reacción es siempre espontánea.

b) El orden de una reacción es la suma de los exponentes a los que se encuentran elevadas la concentración de los reactivos en la expresión de la velocidad. Si la reacción es la inversa, es decir, el CO_2 se descompone en CO más O_2 , el orden 2 quiere decir que la concentración del CO_2 , en la ecuación de la velocidad, se encuentra elevada al cuadrado, es decir, $v = k \cdot [\text{CO}_2]^2$.

c) La molécula CO_2 presenta dos doble enlace entre el carbono y los oxígenos, y el método de repulsión de pares de electrones del nivel de valencia, RPENV, indica que los átomos de oxígeno se unen a ambos lados del átomo de carbono, es decir, la molécula es lineal y simétrica, y como la polarización de los enlaces es la misma y se dirigen en sentido contrario, su suma vectorial es cero, lo que pone de manifiesto que la molécula es apolar.

PROBLEMA 1.- a) La constante del producto de solubilidad del CaF_2 a 20°C es $3,9 \cdot 10^{-11}$. ¿Cuál será su solubilidad a esa temperatura, expresada en moles/L?

b) Si se toma una muestra de calcita, que está formada exclusivamente por carbonato de calcio (CaCO_3) y se determina su solubilidad en agua a 25°C , se obtiene un valor de $7,08 \cdot 10^{-3}$ g/L. Calcula la constante del producto de solubilidad del CaCO_3 .

DATOS: $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$; $A_r(\text{F}) = 19 \text{ u}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

a) La ionización del CaF_2 en disolución acuosa es: $\text{CaF}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2 \text{F}^-$,

De donde se deduce que la solubilidad del ión F^- es doble que la del ión Ca^{2+} , siendo la solubilidad de la

$$\text{sal: } P_s = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 4 \cdot S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{P_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,9 \cdot 10^{-11}}{4}} = 2,136 \cdot 10^{-3} \text{ M (moles} \cdot \text{L}^{-1}\text{)}.$$

b) El equilibrio de ionización de la sal CaCO_3 es: $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$.

Expresada en moles $\cdot \text{L}^{-1}$ la solubilidad de la sal es $7,08 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 7,08 \cdot 10^{-5} \text{ M}$,

siendo el producto de solubilidad de la sal: $P_s = S \cdot S = S^2 = (7,08 \cdot 10^{-5})^2 = 5 \cdot 10^{-9} \text{ M}$.

Resultado: a) $S = 2,136 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; b) $P_s = 5 \cdot 10^{-9} \text{ M}$.

PROBLEMA 2.- Se disuelven 3,4 gramos de amoníaco (NH_3) en agua suficiente como para obtener 250 mL de disolución, estableciéndose el equilibrio: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4 + \text{OH}^-$. Calcula:

- La concentración de OH^- presentes en la disolución.
- El pH de la disolución.
- Los gramos de hidróxido de sodio (NaOH) necesarios para obtener 2 L de disolución acuosa de igual pH

DATOS: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $N = 14 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

