

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Formula o nombra los siguientes compuestos: a) Peróxido de bario; b) Ácido clórico; c) 1,2-etanodiol; d) MnI_2 ; e) FeSO_4 ; f) $\text{CH} \equiv \text{CH}$.

Solución:

a) BaO_2 ; b) HClO_3 ; c) $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$; d) Yoduro de manganeso (II); e) sulfato de hierro (II); f) Etino.

CUESTIÓN 2.- Dado el elemento de $Z = 19$:

- Escribe su configuración electrónica.
- Indica a qué grupo y período pertenece.
- ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

Solución:

a) Los átomos del elemento $Z = 19$ poseen 19 electrones en su corteza, siendo su configuración electrónica: $Z = 19: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

b) Por ser el número cuántico principal del último nivel energético 4, el elemento pertenece al 4º período, y por ser la suma de los electrones del último nivel energético 1, se encuentra en el grupo 1, el de los elementos alcalinos.

c) Al tener el átomo un solo electrón en el último nivel energético, los valores de sus números cuánticos son: $n = 4$; $l = 0$; $m_l = 0$ y $m_s = 1/2$ (se supone que este es el número cuántico m_s del primer electrón que se sitúa en el orbital).

PROBLEMA 2.-Para la reacción en equilibrio $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, la constante $K_p = 2,4$, a 375 K.

A esta temperatura, se introducen 0,05 moles de SO_2Cl_2 en un recipiente cerrado de 1 L de capacidad. En el equilibrio, calcula:

- Las presiones parciales de cada uno de los gases presentes.
- El grado de disociación del SO_2Cl_2 a esa temperatura.

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

Solución:

a) Los moles iniciales y en el equilibrio de las distintas especies, siendo “x” los moles de SO_2Cl_2 que se descomponen, son:

	$\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{SO}_2(\text{g})$	$+$	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Moles iniciales:	0,05		0		0
Moles en el equilibrio:	$0,05 - x$		x		x

Al ser el volumen del reactor 1 L, las concentraciones de las especies en el equilibrio coinciden en valor con sus moles.

El valor de “x” se determina a partir del valor de K_c , que se obtiene de su relación con K_p :
 $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$ y como $\Delta n = 2 - 1 = 1$, $K_c = 2,4 \text{ atm} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 375 \text{ K})^{-1} = 0,078 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$; y sustituyendo las concentraciones de las especies en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]} \Rightarrow 0,078 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} = \frac{x^2}{0,05 - x} \Rightarrow x^2 + 0,078 \cdot x - 0,078 \cdot 0,05 = 0, \text{ que resuelta}$$

da dos soluciones, una negativa que se desprecia por carecer de sentido, y otra positiva que es la solución real: $x = 0,0345 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$, que corresponde a 0,0345 moles de SO_2 y Cl_2 en el equilibrio, siendo los moles de SO_2Cl_2 $0,05 - 0,0345 = 0,0155 \text{ moles}$.

Las presiones parciales de cada gas se obtienen de la ecuación de estado de los gases perfectos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,0155 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 375 \text{ K}}{1 \text{ L}} = 0,48 \text{ atm}.$$

$$P_{\text{SO}_2} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,0345 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \cancel{\text{L}} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} \cdot \cancel{\text{K}^{-1}} \cdot 375 \cancel{\text{K}}}{1 \cancel{\text{L}}} = 1,06 \text{ atm}.$$

b) El grado de disociación se obtiene dividiendo los moles disociados x entre los moles iniciales, y multiplicando el resultado obtenido por 100: $\alpha = \frac{0,0345}{0,05} \cdot 100 = 69 \%$.

Resultado: a) P (SO₂Cl₂) = 0,48 atm; P (SO₂) = P (Cl₂) = 1,06 atm; b) α = 69 %.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- Calcula:

- a) La masa en gramos, de una molécula de agua.
 - b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.
 - c) El número de moléculas que hay en 11,2 L de H₂, que están en condiciones normales.
- DATOS: A_r (H) = 1 u; A_r (O) = 16 u.**

Solución:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) 1 mol de agua tiene una masa de 18 g y contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas. Para obtener los gramos de una molécula de agua se multiplica la masa molar del agua por la relación de equivalencia mol

$$-N_A: \quad 18 \frac{\cancel{\text{g H}_2\text{O}}}{1 \cancel{\text{mol H}_2\text{O}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol H}_2\text{O}}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g} \cdot \text{molécula}^{-1}.$$

b) Los gramos se pasan a moles, los moles a número de moléculas, y como 1 molécula contiene 2 átomos de hidrógeno, multiplican los gramos de agua por las relaciones de equivalencia mol-gramos, N_A-mol y n° átomos H-molécula, se obtiene el número de átomos:

$$2 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol H}_2\text{O}}}{18 \cancel{\text{g H}_2\text{O}}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \cancel{\text{moléculas H}_2\text{O}}}{1 \cancel{\text{mol H}_2\text{O}}} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \cancel{\text{molécula H}_2\text{O}}} = 1,34 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}.$$

c) En condiciones normales de presión y temperatura, 1 mol de cualquier gas ocupan un volumen de 22,4 L y contiene $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, por lo que la mitad del volumen contendrá la mitad del número de moléculas, es decir, $3,012 \cdot 10^{23}$. En efecto, multiplicando el volumen dado por las relaciones de equivalencia mol-volumen molar (22,4 L) y N_A-mol:

$$11,2 \cancel{\text{L H}_2} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol H}_2}}{22,4 \cancel{\text{L H}_2}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \cancel{\text{moléculas H}_2}}{1 \cancel{\text{mol H}_2}} = 3,012 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2.$$

Resultado: a) $2,99 \cdot 10^{-23}$ g; b) $1,34 \cdot 10^{23}$ átomos; c) $3,012 \cdot 10^{23}$ átomos.

CUESTIÓN 3.- Justifica las siguientes afirmaciones:

- a) A 25 °C y 1 atm, el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas.
- b) El etanol es soluble en agua y el etano no lo es.
- c) En condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo sólido

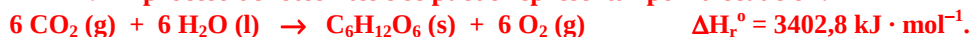
Solución:

a) La razón por la que el agua es líquida a 25 °C y 1 atm de presión se encuentra en los enlaces por puente de hidrógeno que forman las moléculas de agua entre sí. Estos enlaces se deben a la unión del hidrógeno con un átomo muy electronegativo y de pequeño volumen como es el oxígeno. En el H₂S estos enlaces no se dan y las moléculas se unen por débiles fuerzas de Van der Waals siendo, por ello, una sustancia gaseosa y no líquida.

b) El etanol es soluble en agua debido a que sus moléculas forman con el agua enlaces por puentes de hidrógeno, mientras que el etano, molécula apolar, no forma este tipo de enlace con el agua y es por ello insoluble en ella.

c) Las fuerzas de Van der Waals son muy débiles y su valor se acrecienta con el volumen y masa molecular de las sustancias covalentes, razón por la que al descender en un grupo en el sistema periódico, su valor se incrementa y, por ello, el flúor y cloro son gases (se encuentran al principio del grupo), el bromo es líquido (se encuentra en el centro del grupo) y el yodo sólido (es el de mayor masa molecular y volumen del grupo, es decir, el que se encuentra en la parte más baja del grupo).

PROBLEMA 1.- El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:



Calcula:

a) La entalpía de formación estándar de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

b) La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis.

DATOS: $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{g})] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

Solución:

a) La entalpía de formación estándar del proceso de fotosíntesis de la glucosa se obtiene de la expresión general $\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = \Delta H_f^\circ (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^\circ (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$, despejándola, sustituyendo los valores de las variables conocidas, recordando que los elementos simples (átomos o moléculas) no tienen entalpía de formación, y operando:

$$3402,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = \Delta H_f^\circ (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) - [6 \cdot (-393,5) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 6 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}] \Rightarrow \\ \Delta H_f^\circ (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 3402,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + [6 \cdot (-393,5) \text{ kJ} + 6 \cdot (-285,8) \text{ kJ}] = -673 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

b) Multiplicando los gramos de glucosa a obtener por la relación gramos-mol y entalpía-mol, se obtiene la energía que se necesita:

$$500 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{3402,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 9452,2 \text{ kJ}.$$

Resultado: a) $\Delta H_f^\circ = -673 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $Q = 9.452,2 \text{ kJ}$.