

Primer parcial de Química – 1999: Explicado.

Problema 1: a) En un recipiente rígido de 28 dm^3 se coloca una cierta masa de H_2S (g) que contiene $1,2 \cdot 10^{24}$ át. de hidrógeno, $4,40 \text{ g}$ de CO_2 (g) y una cantidad desconocida de gas argón.

- 1) el nº de moles de moléculas de H_2S (g)
- 2) el nº de moles de moléculas de la mezcla gaseosa, si la temperatura del sistema es $21 \text{ }^\circ\text{C}$ y su presión es $1,81 \text{ atm}$.
- 3) el nº de átomos de argón que hay en el recipiente
- 4) la presión parcial del dióxido de carbono expresada en atm.
- 5) la fracción molar del argón
- 6) Indicar la densidad de la mezcla gaseosa en g/dm^3 ,
- 7) la presión del argón si se aumenta la temperatura del sistema al doble en grados Kelvin.

Datos: Ar: H = 1, S = 32, C = 12, O = 16, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Respuestas:

1) Reunamos los datos, necesarios, que nos indica el problema: $1,2 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno en determinada masa de H_2S .

En un mol tenemos $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas donde encontramos $1,204 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno. Como nos piden la masa relacionémosla con la cantidad de átomos de hidrógeno.

$1,204 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno _____ 1 mol de moléculas de H_2S .

$1,2 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno _____ $x = 0,997$ moles de moléculas

2) Sabemos que el volumen es de 28 dm^3 , la temperatura $294 \text{ }^\circ\text{K}$ ($21 + 273$) y $1,81 \text{ atm}$. Estos datos los aplicamos a la ecuación general de los gases para calcular n (el número de moles de la mezcla).

$$p \cdot v = nRT \Rightarrow n = \frac{p \cdot v}{RT} \Rightarrow n = \frac{1,81 \text{ atm} \cdot 28 \text{ dm}^3}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{dm}^3}{^\circ\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 294 \text{ }^\circ\text{K}} = 2,102 \text{ moles}$$

3) Para calcular el número de átomos de argón sencillamente determinamos el número de moles de moléculas de los otros dos compuestos, se los restamos a la cantidad de moles de la mezcla, y con ese valor realizamos una regla de tres simple para resolver el problema.

Sabemos que hay $0,997$ moles de H_2S y al haber $4,4 \text{ g}$ de CO_2 podemos calcular sus moles.

M_r de $\text{CO}_2 = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g} \rightarrow n = 4,4 : 44 = 0,1$ moles.

Entonces: $0,997$ moles de $\text{H}_2\text{S} + 0,1$ moles de $\text{CO}_2 = 1,097$ moles

$2,102$ moles de la mezcla – $1,097$ moles = $1,005$ moles de moléculas de argón.

Si necesitas ayuda para preparar parciales o finales puedes llamar 011–15–67625436.

El argón es un gas noble (no se combina) por lo tanto el número de moles de átomos es de 1,005. De allí que (utilizando el número de Avogadro) sabemos que hay $6,02 \cdot 10^{23}$ át. de Ar.

4) Para hallar la presión parcial del CO_2 aplicamos la ecuación general de los gases con los datos del problema: $V = 28 \text{ dm}^3$, $T = 294 \text{ °K}$, $n = 0,1$ moles (moles de CO_2):

$$p = \frac{n.R.T}{V} \Rightarrow p = \frac{0,1 \cdot 0,082 \cdot 294}{28} \text{ atm} = 8,61 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

5) Fracción molar del argón: $\frac{\text{moles de Ar}}{\text{N}^\circ \text{ total de moles}} = \frac{1,005}{2,102} = 0,478$

6) $\delta = \frac{m}{v} = \frac{4,4 \text{ g CO}_2 + 34 \text{ g H}_2\text{S} + 40,2 \text{ g Ar}}{28 \text{ dm}^3} = \frac{78,6 \text{ g}}{28 \text{ dm}^3} = 2,81 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$

7) $p = \frac{n.R.T}{V} \Rightarrow p = \frac{1,005 \cdot 0,082 \cdot 588}{28} \text{ atm} = 1,73061 \text{ atm}$

b) A partir de una solución de H_2SO_4 98,0 % m/m y $\delta = 1,84 \text{ g/cm}^3$, se desean preparar:

solución I: 1,00 L de solución 0,10 M

solución II: 1,00 L de solución 0,98 % m/v. Dato: $M_r = 98,0$. Indicar:

- 1) el volumen de solución concentrada requerido para preparar la solución I
- 2) el volumen de solución concentrada requerido para preparar la solución II
- 3) si la masa de soluto en la solución I es menor/ igual/ mayor que en la solución II.

Respuesta:

Se tiene una solución de H_2SO_4 98,0 % m/m, o sea que se tiene 98 g de soluto (ácido sulfúrico) por cada 100 g ó (utilizando la densidad) $54,348 \text{ cm}^3$ de solución.

1) Para preparar la solución I necesitamos 0,1 mol (9,8 g) de H_2SO_4 por cada litro (1000 cm^3) de solución. Con los 9,8 g de soluto podemos calcular el volumen requerido de la solución original.

98 g de soluto _____ $54,348 \text{ cm}^3$

9,8 g de soluto _____ $x = 5,435 \text{ cm}^3$

2) Para preparar la solución II necesitamos 0,98 g de H_2SO_4 por cada 100 cm^3 de solución. Tenemos 1 litro, o sea 1000 cm^3 de solución, hallemos la cantidad de soluto presente:

100 cm^3 _____ 0,98 g de soluto

1000 cm^3 _____ $x = 9,8$ g de soluto

Si necesitas ayuda para preparar parciales o finales puedes llamar 011-15-67625436.

Con los 9,8 g de soluto podemos calcular el volumen requerido de la solución original.

98 g de soluto _____ 54,348 cm³

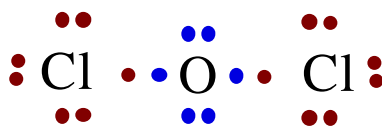
9,8 g de soluto _____ $x = 5,435 \text{ cm}^3$

Problema 2: Un átomo del elemento T que pertenece al segundo período forma con átomos del elemento R una molécula triatómica donde se cumple la regla del octeto. Además, un átomo de R produce un anión monovalente isoelectrónico con el ión Ca²⁺

1. Escribir el símbolo del elemento T
2. Indicar un halógeno cuyo radio atómico sea menor que el de T
3. Determinar el número de masa de un isótopo de R²⁷ que contenga 18 neutrones en su núcleo.
4. escribir la estructura de Lewis de la molécula triatómica.
5. Indicar el tipo de uniones involucradas.
6. Indicar la geometría de la molécula.
7. Escribir la fórmula de un compuesto que tenga alto punto de fusión y sea soluble en agua formado por R y uno de los siguientes compuestos H, K, N ó S.
8. Indicar el número de protones del anión divalente cuya CEE es 2s² 2p⁶
9. Nombrar todos los tipos de fuerzas de atracción que se ejercen entre las moléculas del compuesto HR en estado líquido.
10. Escribir el nombre IUPAC del compuesto formado por R y el magnesio.

Respuestas:

1. Ca²⁺ posee 18 electrones, así que R debe tener (al estar neutro) un electrón menos. R (como átomo) posee 17 electrones y 17 protones, por lo que deducimos que se trata del cloro (Cl). El cloro se combina en una molécula triatómica con el oxígeno (2 Cl y 1 O) formando monóxido de dicloro. De allí que T sea el oxígeno.
2. El único halógeno con menor radio del oxígeno es el fluor (F).
3. Ya dijimos que R es el cloro, por lo tanto tiene 17 protones, sumándole los 18 neutrones tenemos una masa de 25 uma.
4. Los círculos azules representan los electrones del oxígeno y los morados los del cloro.



Si necesitas ayuda para preparar parciales o finales puedes llamar 011-15-67625436.

5. Hay una unión covalente simple entre cada cloro y oxígeno.
6. Los electrones libres del oxígeno acercan y curvan a los cloros (extremos de la molécula) dando una forma angular de aproximadamente 109° a la molécula.
7. El compuesto debe tener alto punto de fusión y sea soluble en agua: Cl K (cloruro de potasio)
8. Tenemos un anión divalente (le sobran dos electrones) cuya CEE es $2s^2 2p^6$
Al completar la Configuración electrónica (CE) nos queda: $1s^2 2s^2 2p^4$
El elemento (ahora átomo ya que no tiene carga) posee ocho electrones, por lo tanto tiene **ocho protones**. (Demás está agregar que se trata del oxígeno).
9. HR es HCl (ácido clorhídrico).

Este compuesto es polar ($\mu \neq 0$) ya que el hidrógeno (representado por un protón por que su electrón está más cerca del cloro) tiene carga positiva y el cloro (por los electrones libres) es fuertemente negativo, entonces las fuerzas intermoleculares que actúan serán las de: London, y las dipolo – dipolo.

10. Nuevamente recordemos que R es Cl y que al combinarse en estas condiciones su valencia es I. $Cl^{-1} Mg^{+2}$ (para que el compuesto sea neutro la suma de los índices de oxidación deben dar cero, por lo tanto necesitamos dos cloros para ello), entonces $Cl_2 Mg$.

Lo nombraremos: cloruro de magnesio (II).

En realidad por tener una sola valencia no deberíamos indicar el número ya que queda sobreentendido cual es su valor.