

UNED – QUÍMICA GENERAL CIENCIAS QUÍMICAS
Febrero 2008 – 1ª semana

Los enunciados en PDF pueden verse en www.calatayud.unedragon.org o www.barbastro.unedragon.org –

SOLUCIONES

1- C	6- C	11- C
2- B	7- B	12- B
3- C	8- C	13- B
4- B	9- A	14- A
5- A	10- D	15- D

PRUEBA DE ENSAYO

1. (vale 2,5 puntos)

a) (vale 0,5 puntos)

Una mezcla que contiene 0,50 moles y tiene una masa de 6,50 g está formada por metano e hidrógeno ¿cuántos moles hay de cada gas?

Dato: Masas atómicas C = 12,0 H = 1,0

RESOLUCIÓN

Los pesos moleculares son: $\text{CH}_4 = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol}$

$\text{H}_2 = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol}$

Suponemos que tenemos “n” moles de metano, y su masa será: (16.n)

“m” moles de hidrógeno, y su masa será: (2.n)

$$\text{Por tanto: } \left. \begin{array}{l} n + m = 0,5 \\ 16n + 2m = 6,5 \end{array} \right\} \begin{array}{l} m = 0,5 - n \\ \text{Y así: } 16 \cdot n + 2 \cdot (0,5 - n) = 6,5; \end{array}$$

donde, al despejar y resolver: **n = 0,39 moles de Metano**
m = 0,5 - 0,39 = 0,11 moles de Hidrógeno

b) (vale 1 punto)

Defina brevemente los conceptos de orden y molecularidad de una reacción.

El orden de reacción es el exponente a que está elevada cada una de las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad. Puede ser cero, entero o fraccionario: $v = k \cdot [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$

La molecularidad corresponde a los coeficientes estequiométricos que afectan a cada una de las especies en la reacción química ajustada. Nunca pueden ser cero. $3 \cdot \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$

En ocasiones ambos coinciden, pero no tienen por qué hacerlo

e) (vale 1 punto)

Indique si la siguiente afirmación es cierta o falsa, razonando brevemente la respuesta:

44,8 litros de oxígeno en condiciones normales contienen el mismo número de moléculas que 44,8 litros de agua también medidos en condiciones normales de presión y temperatura.

De acuerdo con la hipótesis de Avogadro: “Volumenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas, por tanto 44,8 litros de cualquier gas en Condiciones Normales, contendrán el mismo número de moléculas, y este NO ES EL CASO, pues el agua en Condiciones Normales es líquida y no se le pueden aplicar las leyes de los gases.

2.- (vale 2,5 puntos)

El pentacloruro de fósforo (gas) se disocia en tricloruro de fósforo (gas) y cloro (gas). Sabiendo que la constante de disociación K, a 225°C es igual a 0,24 y que la presión total es de 1 atmósfera, calcular:

a) El grado de disociación del pentacloruro de fósforo b) La presión parcial de cada una de las especies en el equilibrio y c) La concentración de las especies que intervienen en el equilibrio.

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{P Cl}_5 \rightleftharpoons \text{P Cl}_3 + \text{Cl}_2$
 Por lo que si se parte de una determinada cantidad de P Cl_5 , las cantidades que se formarán de P Cl_3 y Cl_2 serán las mismas

$$K_p = K_c \cdot (R.T)^{\Delta n} ; K_p = 0,24 \cdot (0,082 \cdot 498)^1 = 9,8$$

Para simplificar los cálculos vamos a suponer que al alcanzarse el equilibrio hay 1 mol en total, por lo que las fracciones molares de los tres gases presentes coincidirán numéricamente con sus fracciones molares, a las que llamaremos:

X: fracción molar y nº de moles en el equilibrio de P Cl_3 y Cl_2
 Y: fracción molar y nº de moles en el equilibrio de P Cl_5

Por tanto, al ser fracciones molares, deben sumar 1: $X + X + Y = 1 \implies 2X + Y = 1$

Por otra parte, las presiones parciales son: $P_i = X_i \cdot P_{\text{TOTAL}}$, de manera que tenemos:

$$P_{\text{PCl}_5} = Y \cdot 1 \text{ atm} ; P_{\text{PCl}_3} = X \cdot 1 \text{ atm} ; P_{\text{Cl}_2} = X \cdot 1 \text{ atm} \text{ y la constante } K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}}$$

donde al sustituir: $9,8 = \frac{X \cdot X}{Y}$ y entre estas dos ecuaciones, se plantea un sistema de ecuaciones y se

$$\text{resuelve: } \left. \begin{array}{l} 2X + Y = 1 \\ 9,8 = \frac{X \cdot X}{Y} \end{array} \right\} \begin{array}{l} Y = 1 - 2X ; 9,8 \cdot (1 - 2X) = X^2 ; X^2 + 19,6X - 9,8 = 0 ; \\ X = 0,488 \text{ moles de } \text{P Cl}_3 \text{ y } \text{Cl}_2 ; \\ Y = 1 - 2 \cdot 0,488 = 0,024 \text{ moles de } \text{P Cl}_5 \end{array}$$

Si tenemos en cuenta la reacción en equilibrio, y suponemos que había una cantidad inicial "a" de P Cl_5

	$\text{P Cl}_5 \rightleftharpoons$	$\text{P Cl}_3 +$	Cl_2
Cantidades iniciales	"a"	---	---
En equilibrio	a - X; a - 0,488 = 0,024	X = 0,488	X = 0,488

Siendo X el nº de moles de P Cl_5 que se descomponen, y es también el nº de moles de P Cl_3 y de Cl_2 que se forman, y que son 0,488 moles

Y de ahí: $a = 0,024 + 0,488 = \mathbf{0,512 \text{ moles iniciales de } \text{P Cl}_5}$

$$\text{El grado de disociación es: } \alpha = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles } \text{PCl}_5 \text{ disociadas}}{\text{N}^\circ \text{ moles iniciales}} = \frac{0,488}{0,512} ; \alpha = 0,95 = 95\%$$

Las presiones parciales son

$$P_{\text{PCl}_5} = 0,024 \cdot 1 = \mathbf{0,024 \text{ atm}} ; P_{\text{PCl}_3} = 0,488 \cdot 1 = \mathbf{0,488 \text{ atm}} ; P_{\text{Cl}_2} = 0,488 \cdot 1 = \mathbf{0,488 \text{ atm}}$$

Para calcular la concentración, utilizamos la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{P}{R \cdot T}, \text{ que nos dará la Molaridad (Moles/Litro)}$$

$$\text{P Cl}_5 : M = \frac{0,024}{0,082 \cdot 498} = \mathbf{5,87 \cdot 10^{-4} \text{ M/L}}$$

$$\text{P Cl}_3 = \text{Cl}_2 : M = \frac{0,488}{0,082 \cdot 498} = \mathbf{1,19 \cdot 10^{-2} \text{ M/L}}$$