

El ejercicio del día

Selectividad C. Valenciana

Química

Opción B, Problema 4

Junio 2019



# ADVERTENCIA

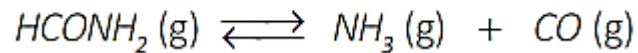


- Toma **LÁPIZ** y **PAPEL** y trabaja tomando apuntes como si estuvieras en una clase presencial.
- No seas un alumno **PASIVO**, como el espectador de una película, sino un alumno **ACTIVO**.



# El Enunciado

Sometida a altas temperaturas, la formamida,  $\text{HCONH}_2$ , se descompone en amoníaco,  $\text{NH}_3$ , y monóxido de carbono,  $\text{CO}$ , de acuerdo al equilibrio:



En un recipiente de 10 L de volumen (en el que se ha hecho previamente el vacío) se depositan 0,2 moles de formamida y se calienta hasta alcanzar la temperatura de 500 K. Una vez se establece el equilibrio, la presión en el interior del reactor alcanza el valor de 1,56 atm. Calcule:

- El valor de las constantes  $K_p$  y  $K_c$ .
- ¿Cuál debería ser la concentración inicial de formamida para que su grado de disociación fuera 0'5 a esta temperatura?

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

# Equilibrio químico

Datos:  $V = 10 \text{ L}$   $T = 500 \text{ K}$   $p = 1'56 \text{ atm}$   
Moles iniciales  $\text{HCONH}_2 = 0'2 \text{ mol}$

Se escribe el cuadro del equilibrio químico que relaciona reactivos y productos.

	$\text{HCONH}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_3$	+	$\text{CO}$
Moles Iniciales	0'2		---		---
Moles que reaccionan	-x		x		x
Moles en equilibrio	$0'2 - x$		x		x
Concentraciones en equilibrio	$\frac{0'2 - x}{10}$		$\frac{x}{10}$		$\frac{x}{10}$

El número total de Moles en el equilibrio es:  $n_T = 0'2 - x + x + x = 0'2 + x$

Aplicando la ecuación de los gases ideales en el equilibrio:  $P_T * V = n_T * R * T$

$$1'56 * 10 = (0'2 + x) * 0'082 * 500 \longrightarrow x = 0'18 \text{ mol}$$

Ya puedo calcular las concentraciones en el equilibrio.

$$[\text{HCONH}_2] = \frac{0'02}{10} = 0'002 \text{ mol/L}; [\text{NH}_3] = [\text{CO}] = \frac{0'18}{10} = 0'018 \text{ mol/L}$$

# Equilibrio químico

Una vez obtenidas las concentraciones en el equilibrio ya podemos calcular  $K_c$  mediante la ley de acción de masas.

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3] * [\text{CO}]}{[\text{HCONH}_2]} = \frac{(0'018)^2}{0'002} = 0'162$$

Para calcular  $K_p$ , podemos utilizar la relación entre  $K_c$  y  $K_p$ :

$$K_p = K_c * (RT)^{\Delta n} \longrightarrow K_p = 0'162 * (0'082 * 500)^1 = 6'642$$

# Equilibrio químico

Datos:  $\alpha = 0'5$

$$K_c = 0'162$$

Volvemos a plantear el cuadro de equilibrio químico, pero ahora con concentraciones.

	$\text{HCONH}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_3$	+	$\text{CO}$
Concentración Iniciales	C		---		---
Concentración que reaccionan	-x		x		x
Concentración en equilibrio	C - x		x		x

Aplicando la ley de acción de masas:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3] * [\text{CO}]}{[\text{HCONH}_2]} = \frac{x^2}{C - x} \quad \text{Como } \alpha = \frac{x}{C} = 0'5 \longrightarrow C = 2x$$

Sustituyendo:

$$K_c = \frac{x^2}{2x - x} = \frac{x^2}{x} = x = 0'162 \longrightarrow C = 2 * 0'162 = 0'324 \text{ mol/L}$$

Solución: La concentración inicial de formamida debe ser 0'324 mol/L