



Cuando se calienta pentacloruro de fósforo en un recipiente cerrado a 250 °C y 1 atm de presión se disocia el 80% en cloro y tricloruro de fósforo.

- Calcular  $K_p$
- Calcular el tanto por ciento de pentacloruro de fósforo que se disociará a 2 atm de presión y 250 °C.
- Calcular el número de moles de pentacloruro de fósforo que se forman cuando se mezclan 27,46 g de tricloruro de fósforo con 7,09 g de cloro en un recipiente cerrado de 10 litros a 250 °C.
- 1- Analizar y discutir los resultados del apartado b) y relacionarlos con los datos del apartado a). Fundamentar químicamente esta discusión.
- 2- Hacer un planteamiento didáctico de este problema para un determinado nivel explicando de forma esquemática las leyes químicas que se deberían aplicar.

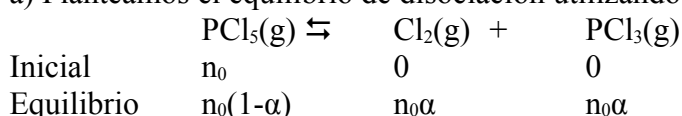
### Criterios para la evaluación y calificación de estas cuestiones

Los tres primeros apartados se puntuarán 0,3 puntos por apartado. Se espera que los distintos pasos se fundamenten brevemente.

El cuarto apartado se debe desarrollar de forma esquemática y se puntuará con 0,6 puntos como máximo. Deben hacerse las dos cuestiones de este apartado.

Resuelto por Basilea en <http://docentesconeducacion.es/viewtopic.php?f=92&t=3533#p18107>

- Planteamos el equilibrio de disociación utilizando moles



Definimos  $\alpha$  como el tanto por uno de disociación en el equilibrio, en este caso  $\alpha=0,8$

El número de moles totales en el equilibrio  $n_T=n_0(1-\alpha)+n_0\alpha+n_0\alpha=n_0(1+\alpha)$

$$K_p = \frac{P_T \chi_{\text{PCl}_3} P_T \chi_{\text{Cl}_2}}{P_T \chi_{\text{PCl}_5}} = P_T \frac{\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)^2}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha}} = P_T \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} = 1 \cdot \frac{0,8^2}{1-0,8^2} = 1,78 \text{ atm}$$

La constante termodinámica no tiene unidades, pero sí las tiene  $K_p$ .

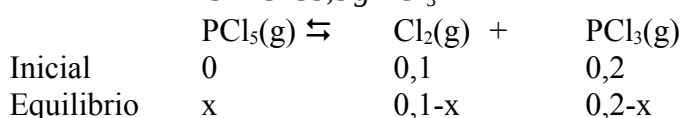
- Al mantenerse la temperatura la constante de equilibrio se mantiene

$$K_p = P_T \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} \Rightarrow 1,78(1-\alpha^2) = 2\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1,78}{2+1,78}} = 0,686 = 68,6\%$$

- Al mantenerse la temperatura la constante de equilibrio se mantiene

Calculamos las masas molares, asumimos que tenemos masas atómicas como datos ( $\text{Cl}=35,5$ ,  $\text{P}=31$ )

$$27,46 \text{ g PCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol PCl}_3}{31+3 \cdot 35,5 \text{ g PCl}_3} \approx 0,200 \text{ mol PCl}_3 \quad 7,09 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \cdot 35,5 \text{ g Cl}_2} \approx 0,100 \text{ mol Cl}_2$$



Definimos  $x$  como número de moles de  $\text{PCl}_5$  en el equilibrio

El número de moles totales en el equilibrio  $n_T=x+0,1-x+0,2-x=0,3-x$



$$K_p = P_T \frac{\frac{(0,2-x)(0,1-x)}{(0,3-x)(0,3-x)}}{x} = P_T \frac{(0,2-x)(0,1-x)}{x(0,3-x)}$$

Como no tenemos presión pero sí volumen, usamos la ley de los gases ideales

$$PV = n_T RT \Rightarrow \frac{P}{n_T} = \frac{RT}{V}$$

(también se puede llegar a la misma expresión planteando la relación entre  $K_p$  y  $K_c$ )

$$K_p = \frac{RT}{V} \frac{(0,2-x)(0,1-x)}{x} \Rightarrow 1,78 x = 0,082 \cdot \frac{(273+250)}{10} (0,02 - 0,2x - 0,1x + x^2)$$
$$1,78 x = 4,2886 (0,02 - 0,3x + x^2) \Rightarrow 4,2886 x^2 - 3,06658 x + 0,085772 = 0$$
$$x = \frac{3,06658 \pm \sqrt{3,06658^2 - 4 \cdot 4,2886 \cdot 0,085772}}{2 \cdot 4,2886} = \frac{3,06658 \pm 2,81648}{8,5772} = \frac{0,686}{0,0292 \text{ mol } PCl_5}$$

d) 1. En la situación b se está aumentando la presión respecto a, y según Le Châtelier el equilibrio se desplazará oponiéndose a ese aumento de presión, lo que hace que se desplace hacia reactivos ( $PCl_5$ ) que es donde hay menor número de moles gaseosos, por lo que la disociación disminuye (pasa de 80% a 68,6%)

2. Se indica “un determinado nivel” pero sería química de 2º de Bachillerato que es donde se tratan los equilibrios químicos y el principio de Le Châtelier.

El planteamiento didáctico sería, una vez introducido el concepto de equilibrio, cociente de reacción, constante de equilibrio, enunciar el principio de Le Châtelier y aplicarlo en distintos problemas, viendo como varía el cociente de reacción.

Además de problemas se puede plantear alguna experiencia de laboratorio si los recursos lo permiten (incluyendo posibles desdobles). Un ejemplo

LABORATORIO DE QUÍMICA- 2º DE BACHILLERATO. María Trillo.

PRÁCTICA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

[http://www.cvatocha.es/cvacom/bachiller/ciencias/lab\\_quimica\\_2bach.pdf#page=17](http://www.cvatocha.es/cvacom/bachiller/ciencias/lab_quimica_2bach.pdf#page=17)

Experiencia B. ESTUDIO DE LA REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN DEL TETRAÓXIDO DE DINITRÓGENO A DIÓXIDO DE NITRÓGENO