

2º BACH - Examen del día 30 de abril de 2004 - PROBLEMA Nº 1

En un recipiente de 2 litros de capacidad que contiene amoníaco gas a una presión de 0,5 atm y una temperatura de 32°C se introducen 5,1 gramos de hidrogenosulfuro de amonio sólido. Determinar el valor de la constante Kc para este equilibrio, así como la composición en el equilibrio y las presiones parciales de todos los gases, teniendo en cuenta que Kp = 0,11 para el equilibrio:

$$\text{HIDROGENOSULFURO DE AMONIO}_{(sól)} \rightleftharpoons \text{AMONIACO}_{(gas)} + \text{SULFURO DE HIDROGENO}_{(gas)}$$

RESOLUCIÓN

Se calcula el número de moles de cada reactivo que tenemos inicialmente, en el caso del amoniaco mediante la ecuación general de los gases ideales, y en el caso del hidrogenosulfuro de amonio partiendo de su peso molecular:

NH_3 : $P.V = n.R.T$: $0,5 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 305$; $n = 0,040$ moles de amoniaco gas existentes en el recipiente

NH_4HS : $n = \frac{5,1}{51} = 0,10$ moles de NH_4HS . De todas maneras, teniendo en cuenta que se trata de un

equilibrio heterogéneo, las cantidades de este compuesto no intervienen en la expresión de la constante de equilibrio, por lo que únicamente son necesarias para tener en cuenta que no se pueden descomponer más de 0,1 moles, que son las que introducimos en el recipiente.

El equilibrio que tiene lugar es:

	$\text{NH}_4\text{HS}_{(SÓLIDO)}$	\rightleftharpoons	$\text{NH}_3_{(GAS)}$	+	$\text{H}_2\text{S}_{(GAS)}$
Cantidades iniciales	0,10 moles		0,040 moles		----
Cant. en el equilibrio	$(0,10 - X)$ moles		$(0,040 + X)$ moles		X moles

Siendo X = nº de moles de NH_4HS que se descomponen, las cuales, dada la estequiometría del equilibrio son también el nº de moles de NH_3 y de H_2S que se forman.

Para poder determinar la composición en el equilibrio, necesitamos calcular el valor de Kc, el cual determinamos partiendo del valor de Kp mediante la relación existente entre ambas constantes, teniendo en cuenta que dado que en el valor de la constante de equilibrio solamente intervienen las sustancias gaseosas, la variación del número de moles en el transcurso de esta reacción estequiométrica es: $\Delta u = 1 + 1 - 0 = 2$

$K_p = K_c \cdot (R.T)^{\Delta n} \implies K_p = K_c \cdot (R.T)^{1+1} \implies 0,11 = K_c \cdot (0,082 \cdot 305)^2$; $K_c = \frac{0,11}{(0,082 \cdot 305)^2}$;

$K_c = 1,76 \cdot 10^{-4}$

Con el valor de esta constante Kc ya podemos determinar la composición en el equilibrio sin más que utilizar la expresión que nos da esta constante:

$K_c = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{S}]$; $1,76 \cdot 10^{-4} = \frac{0,040 + x}{2} \cdot \frac{x}{2}$ de donde se obtiene una ecuación de segundo grado, que se

resuelve: $x^2 + 0,040 \cdot x - 7 \cdot 10^{-4} = 0$; y obtenemos :

$x = 0,0132$ moles de NH_4HS que se descomponen y de NH_3 y de H_2S que se forman.

Por tanto, la composición en el equilibrio es:

NH_4HS : permanece en estado sólido, y quedan: $0,1 - 0,0132 = 0,0868$ moles

NH_3 : tendremos: $0,040 - 0,0132 = 0,0532$ moles,

y su presión parcial, que calculamos mediante la ecuación general de los gases con el volumen total del recipiente, será: $P \cdot 2 = 0,0532 \cdot 0,082 \cdot 305$; **$P_{\text{NH}_3} = 0,665$ atm**

H_2S : **$0,0132$ moles**; y su presión parcial, que calculamos de la misma forma, será: $P \cdot 2 = 0,0132 \cdot 0,082 \cdot 305$;

$P_{\text{H}_2\text{S}} = 0,165$ atm