

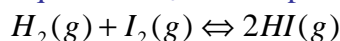
1 (Andalucía 2001).- Dado el equilibrio $H_2O(g) + C(s) \leftrightarrow CO(g) + H_2(g)$ $\Delta H > 0$
Señala razonadamente, cuál de las siguientes medidas produce un aumento de la concentración de monóxido de carbono:

- Elevar la temperatura.
- Retirar vapor de agua de la mezcla en el equilibrio.
- Introducir hidrógeno en la mezcla en el equilibrio.

a) Elevar la temperatura.

2 (Andalucía 2001).- Se introduce una mezcla de 0'5 moles de H_2 y 0'5 moles de I_2 en un recipiente de 1 L y se calienta a la temperatura de 430 °C. Calcula:

a) Las concentraciones de H_2 , I_2 y HI en el equilibrio, sabiendo que, a esa temperatura, la constante de equilibrio K_c es 54'3 para la reacción:



b) El valor de la constante K_p a la misma temperatura.

a)

	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	\leftrightarrow	$2HI(g)$
n_o	0'5		0'5		0
Δn	-x		-x		2x
n_e	0'5 - x		0'5 - x		2x

$$[c]_e \left(= \frac{n_e}{V} \right) \quad \frac{0'5 - x}{1} \quad \frac{0'5 - x}{1} \quad \frac{2x}{1}$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \Rightarrow 54'3 = \frac{(2x)^2}{(0'5 - x)^2} \Rightarrow x = 0'393$$

$$[H_2] = [I_2] = \frac{0'5 - 0'393}{1} = 0'107 \text{ mol/L}$$

$$[HI] = \frac{2 \cdot 0'393}{1} = 0'786 \text{ mol/L}$$

b) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c (RT)^0 = K_c = 54'3$

3 (Cantabria 2001).- En un recipiente cerrado y vacío de 20 L se introducen 480 g de pentacloruro de antimonio. Se eleva la temperatura a 180 °C y se establece el equilibrio:



El valor de K_p para este equilibrio a 180 °C es de 0'093. Calcula:

- El valor de K_c para este equilibrio a 180 °C.
- El grado de disociación del pentacloruro de antimonio.
- Los gramos de tricloruro de antimonio en el equilibrio.

Datos: Masas atómicas $Cl = 35'5$, $Sb = 122$; $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K}$

	$SbCl_5(g)$	\leftrightarrow	$SbCl_3(g)$	+	$Cl_2(g)$
n_o	1'6		0		0 mol
Δn	-x		x		x
n_e	1'6 - x		x		x

$$[c]_e \left(= \frac{n_e}{V} \right) \quad \frac{1'6 - x}{20} \quad \frac{x}{20} \quad \frac{x}{20} \quad mol/L$$

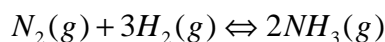
$$a) \quad K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0'093}{0'082 \cdot 453} = 2'5 \cdot 10^{-3} \quad mol/L$$

$$b) \quad K_c = \frac{[SbCl_3][Cl_2]}{[SbCl_5]} \Rightarrow 2'5 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2/20^2}{(1'6 - x)/20} \Rightarrow x = 0'26$$

$$\alpha = \frac{\Delta n}{n} = \frac{0'26}{1'6} = 0'16$$

$$c) \quad n(SbCl_3) = 0'26; \quad M_r(SbCl_3) = 228'5 \text{ g/mol}; \quad m = n \cdot M_r = 59'41 \text{ g}$$

4 (Castilla- La Mancha 2001).- En un matraz de 2 L se introducen 2 moles de N_2 y 6 moles de H_2 , y se calienta la mezcla hasta $327^\circ C$, estableciéndose el equilibrio:



Si la reacción tiene lugar en un 60 %, calcula:

- La concentración de cada especie en el equilibrio.
- Las constantes K_c y K_p para ese equilibrio.
- ¿Cómo le afecta al equilibrio un aumento de la presión? Justifica la respuesta.

	$N_2(g)$	+	$3H_2(g)$	\rightleftharpoons	$2NH_3(g)$	
n_o	2		6		0	<i>mol</i>
Δn	- x		- 3x		2x	
n_e	2 - x		6 - 3x		2x	

$$[c]_e \left(= \frac{n_e}{V} \right) \quad \frac{2 - x}{2} \quad \frac{6 - 3x}{2} \quad \frac{2x}{2} \quad mol/L$$

La reacción tiene lugar en un 60 % : $x = 60\% \text{ de } 2 = 1'2$

$$a) \quad [N_2] = \frac{2 - 1'2}{2} = 0'4 \text{ mol/L} \quad [H_2] = \frac{6 - 3 \cdot 1'2}{2} = 1'2 \text{ mol/L} \quad [NH_3] = 1'2 \text{ mol/L}$$

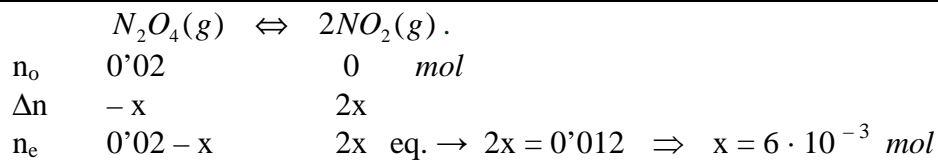
$$b) \quad K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = 2'1 \text{ L}^2/\text{mol}^2$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 2'1 (0'082 \cdot 600)^{-2} = 2'675 \cdot 10^{-4} \text{ atm}^{-2}$$

c) El equilibrio se desplazará hacia la derecha (menor número de moles) para contrarrestar el aumento de presión (principio de Le Châtelier).

5 (Extremadura 2001).- En un recipiente de 2 L se introducen 0'020 moles de N_2O_4 . Una vez cerrado y calentado a $30^\circ C$, el N_2O_4 gaseoso se disocia parcialmente en NO_2 según la reacción $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$. En el equilibrio existen 0'012 moles de NO_2 .

- ¿Qué porcentaje de N_2O_4 se ha disociado?
- Calcula la constante K_c a la temperatura indicada.



$$[c]_e \left(= \frac{n_e}{V} \right) = \frac{0'02 - 0'006}{2} = \frac{2 \cdot 0'006}{2} \text{ mol/L}$$

$$a) \quad \alpha = \frac{\Delta n}{n} = \frac{6 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 10^{-2}} = 0'3 = 30 \%$$

$$b) \quad K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(6 \cdot 10^{-3})^2}{7 \cdot 10^{-3}} = 5'14 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

6 (Galicia 2001).- En un matraz de 1 L se encuentran, en estado gaseoso y a una temperatura dada, hidrógeno, bromo y bromuro de hidrógeno, en equilibrio según la reacción:



Indica cómo afectarán los siguientes cambios a la situación de equilibrio y a la constante de equilibrio:

a) Un aumento de temperatura.

Equilibrio hacia la izquierda (proceso endotérmico). La constante disminuye.

b) Un aumento de la presión parcial del *HBr*.

Equilibrio hacia la izquierda. La constante no varía (sólo depende de T).

c) Un aumento del volumen del recipiente.

El equilibrio no se ve afectado, pues hay el mismo número de moles en ambos miembros. La constante no varía, porque sólo depende de T.