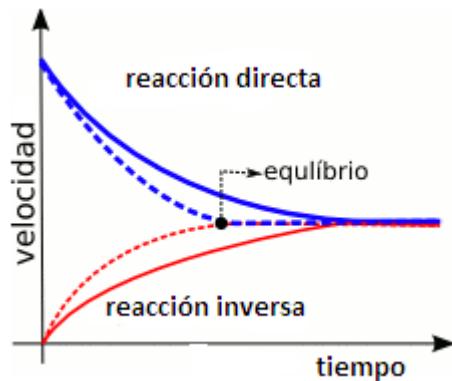


## EJERCICIOS RESUELTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO



1. Cuando el cloruro amónico se calienta a 275°C en un recipiente cerrado de 1,0 litro, se descompone dando lugar a cloruro de hidrógeno gaseoso y amoniaco gaseoso alcanzándose el equilibrio. La constante  $K_p = 1,04 \cdot 10^{-2}$ . ¿Cuál será la masa de cloruro de amonio que queda sin descomponer cuando se alcance el equilibrio si en la vasija se introducen 0,980 g de sal sólida?



$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCl}} = 1,04 \cdot 10^{-2}$$

$$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{HCl}} = \sqrt{1,04 \cdot 10^{-2}} = 0,102$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,102 \text{ atm} \cdot 1,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 548 \text{ K}} = 2,27 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NH}_3$$

$$\frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl} \cdot 53,5 \text{ g/mol}}{1 \text{ mol NH}_3} = \frac{x \text{ g NH}_4\text{Cl}}{2,27 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3} \Rightarrow x = 0,121 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

$$0,980 \text{ g NH}_4\text{Cl} - 0,121 \text{ g NH}_4\text{Cl descompuestos} = 0,859 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

2. Cuando el dióxido de estaño se calienta en presencia de hidrógeno tiene lugar la reacción siguiente:



Si los reactivos se calientan en una vasija cerrada a 500°C, se alcanza el equilibrio con unas concentraciones de H<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O de 0,25 M. Se añade hidrógeno a la vasija de manera que su concentración inicial es de 0,5 M. ¿Cuáles serán las concentraciones de H<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O cuando se restablezca el equilibrio?

$$K_c = \frac{C_{H_2O}^2}{C_{H_2}^2} = \frac{0,25^2}{0,25^2} = 1,0$$

	C <sub>H<sub>2</sub></sub>	C <sub>H<sub>2</sub>O</sub>
inicial	0,5	0,25
reacciona	2x	
formado		2x
en equilibrio	0,5 - 2x	0,25 + 2x

$$1,0 = \frac{(0,25+2x)^2}{(0,5-2x)^2}$$

$$x = 0,0625\text{M}$$

	C <sub>H<sub>2</sub></sub>	C <sub>H<sub>2</sub>O</sub>
en equilibrio	0,375 M	0,375 M

3. En una vasija de 200 mL en la que se encuentra azufre sólido, se introduce 1,0 g de hidrógeno y 3,2 g de sulfuro de hidrógeno. Se calienta el sistema a 380 K con lo que se establece el equilibrio:



calcular la presión de ambos gases en el equilibrio.

	C <sub>H<sub>2</sub></sub>	C <sub>H<sub>2</sub>S</sub>
inicial	0,5 mol/0,2 L	0,1 mol/0,2 L
reacciona	x	
formado		x
en equilibrio	2,5 - x	0,5 + x

$$K_c = \frac{C_{H_2}}{C_{H_2S}} = 7,0 \cdot 10^{-2}$$

$$7,0 \cdot 10^{-2} = \frac{2,5 - x}{0,5 + x}$$

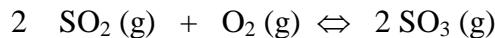
$$x = 2,01 M$$

$$P = CRT$$

$$P_{H_2S} = 2,51 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 380 \text{ K} = 78,2 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = 0,49 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 380 \text{ K} = 15,3 \text{ atm}$$

4. Una mezcla de dióxido de azufre y oxígeno en relación molar 2:1, en presencia de un catalizador, alcanza el equilibrio:



¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio  $K_p$  si a la presión total de 5 atmósferas el 32 % del  $\text{SO}_2(\text{g})$  se ha transformado en  $\text{SO}_3(\text{g})$ ?

	$P_{\text{SO}_2}$	$P_{\text{O}_2}$	$P_{\text{SO}_3}$
inicial	$2 P_i$	$P_i$	0
reaccionó	$2x = 0,32 \cdot 2 P_i$	$x = 0,32 P_i$	
formado			$2x = 0,64 P_i$
en equilibrio	$(2-0,64)P_i = 1,36 P_i$	$(1-0,32)P_i = 0,68 P_i$	$0,64 P_i$

$$(1,36 + 0,68 + 0,64) P_i = 5 \text{ atm}$$

$$P_i = 1,87 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}} = \frac{1,20^2}{2,54^2 \cdot 1,27} = 0,175$$

5. En un recipiente de volumen fijo se introduce, a 250 °C, una cierta cantidad de pentacloruro de fósforo que se descompone:



En el equilibrio existen 0,53 moles de cloro y 0,32 moles de pentacloruro de fósforo.

¿Cuál es el volumen del recipiente si  $K_c = 4,1 \cdot 10^{-2}$ ?

$$K_c = \frac{C_{\text{PCl}_3} \cdot C_{\text{Cl}_2}}{C_{\text{PCl}_5}} = 4,1 \cdot 10^{-2} = \frac{\frac{0,53}{V} \cdot \frac{0,53}{V}}{\frac{0,32}{V}}$$

$$V = 21,4 \text{ L}$$

6. Para el equilibrio:



la constante de equilibrio es  $K_c = 1,2 \cdot 10^{-4}$

- a. En un vaso de 1 litro se coloca  $\text{NH}_4\text{HS (s)}$  que se descompone hasta alcanzar el equilibrio. Calcular las concentraciones de ambos gases presentes.

$$K_c = C_{\text{NH}_3} \cdot C_{\text{H}_2\text{S}} = 1,2 \cdot 10^{-4}$$

$$C_{\text{NH}_3} = C_{\text{H}_2\text{S}} = \sqrt{1,2 \cdot 10^{-4}} = 0,011 \text{ mol/L}$$

- b. Se introduce  $\text{NH}_4\text{HS (s)}$  en la misma vasija en la que hay presentes  $1,1 \cdot 10^{-3}$  moles de  $\text{NH}_3 \text{ (g)}$  y se alcanza de nuevo el equilibrio. Calcular las concentraciones de los gases.

	$C_{\text{NH}_3}$	$C_{\text{H}_2\text{S}}$
inicial	0,0011	0
reaccionó	0	0
formado	x	x
en equilibrio	$0,0011 + x$	x

$$K_c = C_{\text{NH}_3} \cdot C_{\text{H}_2\text{S}} = 1,2 \cdot 10^{-4}$$

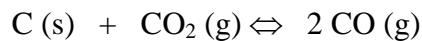
$$1,2 \cdot 10^{-4} = (0,0011 + x) x$$

$$x = 0,0104$$

$$C_{\text{NH}_3} \text{ en equilibrio} = 0,0115 \text{ M}$$

$$C_{\text{H}_2\text{S}} \text{ en equilibrio} = 0,0104 \text{ M}$$

7. En un recipiente cerrado de 32 litros de capacidad existe carbono sólido que reacciona con  $\text{CO}_2$  y forma CO. A 600 K, el sistema alcanza el equilibrio:



estando presentes carbono en exceso, 1,5 moles de CO (g) y 0,5 moles de  $\text{CO}_2$  (g).

- a. Calcular  $K_c$ .

$$K_c = \frac{C_{\text{CO}}^2}{C_{\text{CO}_2}} = \frac{\left(\frac{1,5}{32}\right)^2}{\frac{0,5}{32}} = 0,14$$

- b. A la misma temperatura y en la misma vasija existen 30,0 g de  $\text{CO}_2$  (g) cuando se introduce suficiente carbono para alcanzar el equilibrio anterior. Calcula la cantidad de cada gas en el equilibrio.

	$C_{\text{CO}_2}$	$C_{\text{CO}}$
inicial	$2,13 \cdot 10^{-2}$	0
reaccionó	x	
formado		$2x$
en equilibrio	$2,13 \cdot 10^{-2} - x$	$2x$

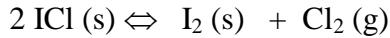
$$K_c = \frac{C_{CO}^2}{C_{CO_2}} = \frac{(2x)^2}{2,13 \cdot 10^{-2} - x} = 0,14$$

$$x = 0,019$$

$$n_{CO} = 0,019 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 32 \text{ L} = 0,608 \text{ mol}$$

$$n_{CO_2} = 0,0023 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 32 \text{ L} = 0,074 \text{ mol}$$

8. Para la reacción en equilibrio a 25°C



la constante  $K_p$  vale 0,24 cuando la presión se expresa en atmósferas.

En un recipiente de dos litros en el que se ha hecho el vacío se introducen 2 moles de ICl (s).

a. ¿Cuál será la concentración de Cl<sub>2</sub> cuando se alcance el equilibrio?

$$K_p = P_{Cl_2} = 0,24$$

$$C = \frac{P}{RT} = \frac{0,24 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}} = 9,82 \cdot 10^{-3} \text{ M Cl}_2$$

b. ¿Qué masa de ICl (s) quedará en el equilibrio?

$$\frac{2 \text{ mol ICl} \cdot 162,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ ICl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = \frac{x \text{ g ICl}}{9,82 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2 \text{ L Cl}_2}$$

$$x = 6,38 \text{ g ICl}$$

$$2 \text{ mol ICl} \cdot 162,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ ICl} - 6,38 \text{ g ICl} = 318,4 \text{ g ICl}$$

## 9. El valor de la constante de equilibrio para la reacción



- a. Una muestra de 50 g de HI (g) se calienta en un recipiente de 2 litros a 533 K. Calcula la composición de la mezcla en el equilibrio.

$$C_{HI} = \frac{\frac{50 \text{ g}}{127,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{2,0 \text{ L}} = 0,196 \text{ M}$$

	$C_{H_2}$	$C_{I_2}$	$C_{HI}$
inicial	0	0	0,196
reaccionó			$2x$
formado	$x$	$x$	
en equilibrio	$x$	$x$	$0,196 - 2x$

$$K_c = \frac{C_{HI}^2}{C_{H_2} \cdot C_{I_2}} = 85$$

$$85 = \frac{(0,196 - 2x)^2}{x^2}$$

$$x = 1,75 \cdot 10^{-2}$$

$$C_{H_2} = C_{I_2} = 1,75 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$C_{HI} = 0,161 \text{ M}$$

- b. Calcular la composición de la mezcla de reacción cuando se alcance el equilibrio si inicialmente existe 1 mol de cada uno de los componentes de la reacción en una vasija de 1 L.

$$Q = \frac{C_{HI}^2}{C_{H_2} \cdot C_{I_2}} = \frac{1^2}{1^2} = 1 < K_c$$

Por lo tanto la reacción se desplaza hacia la formación de productos

	$C_{H_2}$	$C_{I_2}$	$C_{HI}$
inicial	1	1	1
reaccionó	x	x	
formado			2x
en equilibrio	1-x	1-x	1 + 2x

$$K_c = \frac{C_{HI}^2}{C_{H_2} \cdot C_{I_2}} = 85$$

$$85 = \frac{(1+2x)^2}{(1-x)^2}$$

$$x = 0,73$$

$$C_{H_2} = C_{I_2} = 0,27 \text{ M}$$

$$C_{HI} = 2,46 \text{ M}$$

10. A 380 K se mezclan 0,1 mol de  $H_2S$  (g) y 0,1 mol de  $H_2$  (g) con exceso de azufre sólido en una vasija de 1 litro, de manera que se alcanza el equilibrio:



- a. Determine la concentración de  $H_2$  existente en el equilibrio.

$$Q = \frac{C_{H_2}}{C_{H_2S}} = \frac{0,1}{0,1} = 1 > K_c$$

El equilibrio se desplazará hacia la formación de reaccionantes

	$C_{H_2S}$	$C_{H_2}$
inicial	0,1	0,1
reaccionó		x

formado	x	
en equilibrio	0,1+x	0,1-x

$$K_c = \frac{C_{H_2}}{C_{H_2S}} = \frac{0,1-x}{0,1+x} = 7 \cdot 10^{-2}$$

$$x = 0,087$$

$$C_{H_2} = 0,013M$$

$$C_{H_2S} = 0,187M$$

- b. Deduzca si la concentración de H<sub>2</sub>S presente en el equilibrio aumentará, disminuirá o no se modificará (justifique razonadamente sus respuestas):
- a. añadiendo azufre sólido a la vasija de la reacción.  
No hay variación porque el S sólido no interviene en el equilibrio
- b. disminuyendo el volumen de la vasija.  
No hay variación porque hay igual número de moles de reactivos y de productos
11. A 800 K la constante de equilibrio de la reacción: H<sub>2</sub>(g) + I<sub>2</sub>(g) ⇌ 2 HI(g) es K<sub>p</sub>=37,2. En un recipiente de 4 litros que contiene hidrógeno a 800 K y una presión de 0,92 atm se introducen 0,2 moles de HI. ¿Qué sucederá?
- a. Calcule la concentración de I<sub>2</sub> que habrá en el recipiente cuando se alcance el estado de equilibrio.

$$\text{Como } \Delta n = 0 \quad K_p = K_c$$

$$C_{H_2} = \frac{P}{RT} = \frac{0,92 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 800 \text{ K}} = 0,014 \text{ M}$$

	C <sub>H<sub>2</sub></sub>	C <sub>I<sub>2</sub></sub>	C <sub>HI</sub>
inicial	0,014	0	0,05
reaccionó			2x

formado	x	x	
en equilibrio	0,014+x	x	0,05-2x

$$K_c = \frac{C_{HI}^2}{C_{H_2} \cdot C_{I_2}} = 37,2$$

$$37,2 = \frac{(0,05 - 2x)^2}{(0,014 + x)x}$$

$$x = 1,38 \cdot 10^{-4}$$

$$C_{H_2} = 0,0141 \text{ M}$$

$$C_{I_2} = 1,38 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

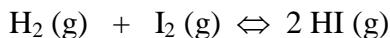
$$C_{HI} = 0,0497 \text{ M}$$

- b. Calcule la presión total en el estado inicial y en el equilibrio.

$$P_{\text{inicial}} = C \cdot R \cdot T = (0,014 + 0,05) \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 800 \text{ K} = 4,20 \text{ atm}$$

$$P_{\text{equilibrio}} = C \cdot R \cdot T = (0,014 + x + x + 0,05 - 2x) \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 800 \text{ K} = 4,20 \text{ atm}$$

12. En un recipiente cerrado de 10 litros en el que se ha hecho el vacío se introducen 0,2 moles de H<sub>2</sub> y 0,2 moles de I<sub>2</sub>. Se mantiene la temperatura a 440°C alcanzándose el equilibrio:



A esa temperatura el K<sub>c</sub> vale 50.

- a. ¿Cuál es el valor de K<sub>p</sub>?

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = 0$$

$$K_p = K_c$$

- b. ¿Cuál es la presión total en la cámara?

$$P_{\text{total}} = \frac{0,4 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 713 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 2,34 \text{ atm}$$

c. ¿Cuántos moles de yodo quedan sin reaccionar en el equilibrio?

	$C_{H_2}$	$C_{I_2}$	$C_{HI}$
inicial	0,02	0,02	0
reaccionó	x	x	
formado			2x
en equilibrio	0,02-x	0,02-x	2x

$$K_c = \frac{C_{HI}^2}{C_{H_2} \cdot C_{I_2}} = 50$$

$$50 = \frac{(2x)^2}{(0,02 - x)^2}$$

$$x = 1,5 \cdot 10^{-3}$$

$$C_{H_2} = C_{I_2} = 1,85 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$n_{I_2} = 1,85 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 10 \text{ L} = 0,185 \text{ mol}$$

$$n_{HI} = 3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 10 \text{ L} = 0,3 \text{ mol}$$

d. ¿Cuál es la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio?

$$P_{\text{parcial}} = P_{\text{total}} \cdot X_i$$

$$P_{H_2} = P_{I_2} = 2,34 \text{ atm} \cdot \frac{0,185 \text{ mol}}{(0,185 + 0,185 + 0,03) \text{ mol}} = 1,08 \text{ atm}$$

$$P_{HI} = 2,34 \text{ atm} \cdot \frac{0,03 \text{ mol}}{(0,185 + 0,185 + 0,03) \text{ mol}} = 0,18 \text{ atm}$$

13. La constante de equilibrio de la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ NO}_2 \text{ (g)}$  a  $134^\circ\text{C}$  vale  $K_p = 66$ . Cuando se alcanza el equilibrio en un recipiente de 10 litros la presión es de 10 atm.
- a. Calcula el número de moles de  $\text{NO}_2$  en la mezcla de equilibrio.

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$K_c = 66(0,082 \cdot 407)^{-1} = 1,98$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{10 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 407 \text{ K}} = 3,0 \text{ mol de gases}$$

$$K_c = \frac{C_{\text{NO}_2}^2}{C_{\text{N}_2\text{O}_4}} = 1,98 = \frac{x^2}{0,3-x}$$

$$x = 0,26 \text{ M de } \text{NO}_2 \Rightarrow 2,6 \text{ mol de } \text{NO}_2$$

- b. ¿Se perturbará el estado de equilibrio si manteniendo constante la temperatura se aumenta el volumen que ocupa la mezcla al doble de su valor (a 20 L)? En caso afirmativo indica en qué sentido se producirá el desplazamiento.

$$K_c = \frac{C_{\text{NO}_2}^2}{C_{\text{N}_2\text{O}_4}} = 1,98 = \frac{x^2}{0,15-x}$$

$$x = 0,14 \text{ M de } \text{NO}_2 \Rightarrow 2,8 \text{ mol de } \text{NO}_2$$

Al aumentar el volumen el equilibrio se desplaza hacia la formación de  $\text{NO}_2$  (donde hay mayor número de moles).

14. A  $375^\circ\text{C}$  el  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  se descompone según la siguiente reacción:



Se introduce un mol de  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  en un recipiente cerrado de 2 litros en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta a  $375^\circ\text{C}$  y cuando se alcanza el equilibrio se observa que se ha descompuesto el 25,8% del  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  inicial.

- a. Calcula el valor de  $K_c$ .

	$C_{SO_2Cl_2}$	$C_{SO_2}$	$C_{Cl_2}$
inicial	0,5	0	0
reaccionó	0,129		
formado		0,129	0,129
en equilibrio	$0,5 - 0,129 = 0,371 \text{ M}$	0,129 M	0,129 M

$$K_c = \frac{C_{SO_2} \cdot C_{Cl_2}}{C_{SO_2Cl_2}} = \frac{0,129 \cdot 0,129}{0,371} = 0,045$$

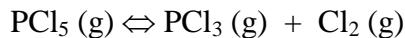
- b. Calcula la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio, y a partir de estas presiones parciales calcula el valor de  $K_p$ .

$$P_{SO_2Cl_2} = CRT = 0,371 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 648 \text{ K} = 19,7 \text{ atm}$$

$$P_{SO_2} = P_{Cl_2} = CRT = 0,129 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 648 \text{ K} = 6,85 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{SO_2} \cdot P_{Cl_2}}{P_{SO_2Cl_2}} = \frac{6,85 \cdot 6,85}{19,7} = 2,38$$

15. A 300 °C el pentacloruro de fósforo se descompone parcialmente en tricloruro de fósforo y cloro según la siguiente ecuación:



Se introducen 13,35 g de pentacloruro de fósforo en un recipiente cerrado de 2 litros en el que previamente se ha realizado en vacío. Se calienta a 300 °C y cuando se alcanza el equilibrio la presión total de la mezcla de los gases es de 2,84 atm.

- a. Calcula el valor de  $K_c$ .

La concentración inicial de  $PCl_5$  es:

$$C_{PCl_5} = \frac{\frac{13,35\text{g}}{208,5\frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{2\text{L}} = 0,032\text{M}$$

Y la suma de las concentraciones de los gases en el equilibrio:

$$C = \frac{P}{RT} = \frac{2,84\text{atm}}{0,082\frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 573\text{K}} = 0,060\text{M}$$

	$C_{PCl_5}$	$C_{PCl_3}$	$C_{Cl_2}$
inicial	0,032	0	0
reaccionó	x		
formado		x	x
en equilibrio	0,032-x	x	x

$$0,032 - x + x + x = 0,060$$

$$x = 0,028 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{C_{PCl_3} \cdot C_{Cl_2}}{C_{PCl_5}} = \frac{0,028^2}{0,004} = 0,196$$

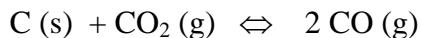
- b. Calcula la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio, y a partir de estas presiones calcula el valor de  $K_p$ .

$$P_{PCl_3} = P_{Cl_2} = CRT = 0,028 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 573\text{K} = 1,32 \text{ atm}$$

$$P_{PCl_5} = CRT = 0,004 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 573\text{K} = 0,188 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{1,32^2}{0,188} = 9,26$$

16. A 1000°C el carbono (s) reacciona con el dióxido de carbono según la siguiente ecuación:



Se introducen 4,4 g de dióxido de carbono (g) y 1,6 g de carbono (s) en un recipiente cerrado de 1 litro en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta a 1000°C y cuando se alcanza el equilibrio la presión total en el interior del recipiente es de 13,9 atmósferas.

- a. Calcula el valor de  $K_c$  y la masa de sólido en el equilibrio, a 1000°C

La concentración inicial de  $CO_2$  es:

$$C_{CO_2} = \frac{\frac{4,4\text{ g}}{44\frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{1\text{ L}} = 0,1\text{ M}$$

Y la suma de las concentraciones en el equilibrio:

$$C = \frac{P}{RT} = \frac{13,9\text{ atm}}{0,082\frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 1273\text{ K}} = 0,133\text{ M}$$

	$C_{CO_2}$	$C_{CO}$
inicial	0,1	0
reaccionó	x	
formado		2x
en equilibrio	0,1-x	2x

$$0,1 - x + 2x = 0,133$$

$$x = 0,033\text{ M}$$

$$K_c = \frac{C_{CO}^2}{C_{CO_2}} = \frac{0,066^2}{0,067} = 0,065$$

C que queda sin reaccionar:

$$\frac{1\text{ mol C} \cdot 12\frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1\text{ mol }CO_2} = \frac{x\text{ g C}}{0,067\text{ mol }CO_2}$$

$$x = 0,804\text{ g C}$$

$$1,6 \text{ g de C} - 0,804 \text{ g de C gastados} = 0,796 \text{ g C}$$

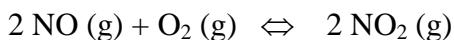
- b. Calcula la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y a partir de esas presiones parciales calcula el valor de  $K_p$

$$P_{CO_2} = CRT = 0,067 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 1273\text{K} = 6,99 \text{ atm}$$

$$P_{CO} = CRT = 0,066 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 1273\text{K} = 6,89 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{CO}^2}{P_{CO_2}} = \frac{6,89^2}{6,99} = 6,79$$

17. El óxido de nitrógeno (II) reacciona con oxígeno según la siguiente ecuación:



Se introducen 12 g de NO (g) y 16 g de O<sub>2</sub> (g) en un recipiente cerrado de 3 litros en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla a 100°C y cuando se alcanza el equilibrio a dicha temperatura la presión total en el interior del recipiente es de 8,36 atmósferas.

- a. Calcula el valor de  $K_c$ .

Concentraciones iniciales:

$$C_{NO} = \frac{\frac{12 \text{ g NO}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{3 \text{ L}} = 0,143 \text{ M} \quad C_{O_2} = \frac{\frac{16 \text{ g O}_2}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{3 \text{ L}} = 0,166 \text{ M}$$

Suma de concentraciones finales:

$$C = \frac{P}{RT} = \frac{8,36 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 373\text{K}} = 0,273 \text{ M}$$

	$C_{NO}$	$C_{O_2}$	$C_{NO_2}$
inicial	0,143	0,166	0

reaccionó	2x	x	
formado			2x
en equilibrio	0,143-2x	0,166-x	2x

$$0,143 - 2x + 0,166 - x + 2x = 0,273 \text{ M}$$

$$x = 0,036 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{C_{NO_2}^2}{C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}} = \frac{0,072^2}{0,071^2 \cdot 0,13} = 7,9$$

- b. Calcula la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcula el valor de  $K_p$ .

$$P_{NO} = CRT = 0,071 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 373\text{K} = 2,17 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = CRT = 0,13 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 373\text{K} = 3,98 \text{ atm}$$

$$P_{NO_2} = CRT = 0,072 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 373\text{K} = 2,20 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{NO}^2 \cdot P_{O_2}} = \frac{2,20^2}{2,17^2 \cdot 3,98} = 0,258$$

18. En un recipiente de paredes rígidas de 1,0 L se hace el vacío y después se introduce  $N_2O_4$  (g) hasta alcanzar una presión de 1,00 atm a 100°C. El  $N_2O_4$  se disocia parcialmente según:



Al alcanzarse el equilibrio la presión total es de 1,78 atm a 100 °C.

- a. Calcule la cantidad inicial de  $N_2O_4$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 1,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 373 \text{ K}} = 0,033 \text{ mol}$$

- b. Calcule las concentraciones de equilibrio de ambos compuestos, expresadas en mol/litro. Calcule también el porcentaje de disociación del  $N_2O_4$  a 100 °C.

	$C_{N_2O_4}$	$C_{NO_2}$
Inicial	0,033	0
reaccionó	x	
formado		2x
en equilibrio	0,033 - x	2x

Suma de concentraciones de gases:

$$C = \frac{P}{RT} = \frac{1,78 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 373 \text{ K}} = 0,058 \text{ M}$$

$$0,033 - x + 2x = 0,058$$

$$x = 0,025 \text{ M}$$

$$C_{N_2O_4} = 0,008 \text{ M}$$

$$C_{NO_2} = 0,05 \text{ M}$$

Porcentaje de disociación:

$$\frac{0,033}{100} = \frac{0,025}{x} \Rightarrow 75,8\% \text{ de disociación}$$

- c. Calcule  $K_p$  y  $K_c$  de la reacción de disociación a 100°C.

	$P_{N_2O_4}$	$P_{NO_2}$
Inicial	1,0	0
reaccionó	x	
formado		2x
en equilibrio	1,0 - x	2x

$$1,0 - x + 2x = 1,78$$

$$x = 0,39 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{0,78^2}{0,61} = 1,0$$

$$K_c = \frac{C_{NO_2}^2}{C_{N_2O_4}} = \frac{0,05^2}{0,008} = 0,31$$

19. Para el equilibrio  $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$ , la  $K_c$  es 4,40 a 2000 K

- a. Calcule la concentración de cada especie en el equilibrio si inicialmente se han introducido 1,00 mol de  $CO_2$  y 1,00 mol de  $H_2$ , en un recipiente vacío de 5,0 litros, a 2000K

	$C_{H_2}$	$C_{CO_2}$	$C_{H_2O}$	$C_{CO}$
Inicial	0,20	0,20	0	0
Reaccionó	x	x		
Formado			x	x
En equilibrio	0,2-x	0,2-x	x	x

$$K_c = \frac{C_{H_2O} \cdot C_{CO}}{C_{H_2} \cdot C_{CO_2}} = 4,40 = \frac{x^2}{(0,2-x)^2}$$

$$x = 0,135 \text{ M}$$

	$C_{H_2}$	$C_{CO_2}$	$C_{H_2O}$	$C_{CO}$
En equilibrio	0,065 M	0,065 M	0,135 M	0,135 M

20. El pentacloruro de fósforo se disocia según el equilibrio homogéneo en fase gas siguiente:



A una temperatura determinada se introducen en un matraz de un litro de capacidad un mol de pentacloruro de fósforo y se alcanza el equilibrio cuando se disocia el 35% de la cantidad de pentacloruro inicial. Si la presión de trabajo resulta ser de 5 atmósferas se desea saber:

- a. La constante del equilibrio en función de las concentraciones molares

	$C_{PCl_5}$	$C_{PCl_3}$	$C_{Cl_2}$
inicial	1,0		
reaccionó	0,35		
formado		0,35	0,35
en equilibrio	0,65 M	0,35 M	0,35 M

$$K_c = \frac{C_{PCl_3} \cdot C_{Cl_2}}{C_{PCl_5}} = \frac{0,35 \cdot 0,35}{0,65} = 0,188$$

- b. Las presiones parciales de los gases en el momento del equilibrio

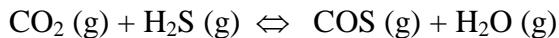
$$P_{PCl_5} = 5 \text{ atm} \cdot \frac{0,65}{(0,65 + 0,35 + 0,35)} = 2,40 \text{ atm}$$

$$P_{PCl_3} = P_{Cl_2} = 5 \text{ atm} \cdot \frac{0,35}{(0,65 + 0,35 + 0,35)} = 1,30 \text{ atm}$$

- c. La constante de equilibrio en función de las presiones parciales.

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{1,30 \cdot 1,30}{2,40} = 0,704$$

21. El CO<sub>2</sub> reacciona rápidamente con el H<sub>2</sub>S a altas temperaturas según la reacción siguiente:



En una experiencia se colocaron 0,1 mol de CO<sub>2</sub>, en una vasija de 2,5 litros, a 327°C, y una cantidad suficiente de H<sub>2</sub>S para que la presión total fuese de 10 atm una vez alcanzado el equilibrio. En la mezcla que se obtiene una vez alcanzado el equilibrio existían 0,01 moles de agua. Determine:

- a. El número de moles de cada una de las especies en el equilibrio.

	$C_{CO_2}$	$C_{H_2S}$	$C_{COS}$	$C_{H_2O}$
inicial	0,04	C <sub>i</sub>	0	0
reaccionó	0,004	0,004		

formado			0,004	0,004
en equilibrio	0,04-0,004	Ci-0,004	0,004 M	0,004 M

Suma de concentraciones en equilibrio:

$$C = \frac{P}{RT} = \frac{10 \text{ atm}}{\frac{0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 600 \text{ K}} = 0,20 \text{ M}$$

$$0,04 - 0,004 + Ci - 0,004 + 0,004 + 0,004 = 0,20$$

$$Ci = 0,16 \text{ M}$$

	C <sub>CO<sub>2</sub></sub>	C <sub>H<sub>2</sub>S</sub>	C <sub>COS</sub>	C <sub>H<sub>2</sub>O</sub>
en equilibrio	0,036 M	0,156 M	0,004 M	0,004 M

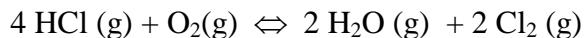
b. El valor de K<sub>c</sub>

$$K_c = \frac{C_{COS} \cdot C_{H_2O}}{C_{CO_2} \cdot C_{H_2S}} = \frac{0,004 \cdot 0,004}{0,036 \cdot 0,156} = 0,285$$

c. El valor de K<sub>p</sub>.

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,285 (0,082 \cdot 600)^0 = 0,285$$

22. La obtención de un halógeno en el laboratorio puede realizarse tratando un hidrácido con un oxidante Para el caso del cloro la reacción viene dada por el equilibrio;



Si en un recipiente de 2,5 litros se introducen 0,075 moles de cloruro de hidrógeno y la mitad de esa cantidad de oxígeno, se alcanza el equilibrio cuando se forman 0,01 moles de cloro e igual cantidad de agua. Calcule el valor de la constante de equilibrio

	C <sub>HCl</sub>	C <sub>O<sub>2</sub></sub>	C <sub>H<sub>2</sub>O</sub>	C <sub>Cl<sub>2</sub></sub>
inicial	0,03	0,015	0	0
reaccionó	0,004	0,004		

formado			0,004	0,004
en equilibrio	(0,03-0,004) M	(0,015-0,004) M	0,004 M	0,004 M

$$K_c = \frac{C_{H_2O}^2 \cdot C_{Cl_2}^2}{C_{HCl}^4 \cdot C_{O_2}} = \frac{0,004^2 \cdot 0,004^2}{0,026^4 \cdot 0,011} = 0,051$$

23. La constante  $K_p$  correspondiente al equilibrio



vale 9 a la temperatura de 690 K. Si inicialmente se introducen en un reactor, de 15 litros de volumen, 0,3 mol de CO y 0,3 mol de  $H_2O$ , calcule:

- a. Las concentraciones de cada una de las especies (CO,  $H_2O$ ,  $CO_2$  y  $H_2$ ) una vez el sistema alcance el equilibrio.

	$C_{CO}$	$C_{H_2O}$	$C_{CO_2}$	$C_{H_2}$
inicial	0,02	0,02	0	0
reaccionó	x	x		
formado			x	x
en equilibrio	0,02 - x	0,02 - x	x	x

$$\text{Como } \Delta n = 0 \quad K_p = K_c = 9$$

$$K_c = \frac{C_{CO_2} \cdot C_{H_2}}{C_{CO} \cdot C_{H_2O}} = 9 = \frac{x^2}{(0,02-x)^2}$$

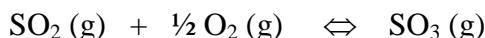
$$x = 0,015 \text{ M}$$

	$C_{CO}$	$C_{H_2O}$	$C_{CO_2}$	$C_{H_2}$
en equilibrio	0,005 M	0,005 M	0,015 M	0,015 M

- b. La presión en el interior del recipiente tras alcanzarse el equilibrio.

$$P = CRT = (0,005 + 0,005 + 0,015 + 0,015) \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 690 \text{ K} = 2,26 \text{ atm}$$

24. La formación del SO<sub>3</sub> a partir de SO<sub>2</sub> y O<sub>2</sub> es una etapa intermedia en la síntesis industrial del ácido sulfúrico:



Se introducen 128 g de SO<sub>2</sub> y 64 g de O<sub>2</sub> en un recipiente cerrado de 2 litros en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta a 830 °C y tras alcanzar el equilibrio se observa que ha reaccionado el 80 % del SO<sub>2</sub> inicial.

- a. Calcula la composición (en moles) de la mezcla en el equilibrio y el valor de K<sub>c</sub>.

Concentraciones iniciales

$$C_{\text{SO}_2} = \frac{\frac{128 \text{ g}}{64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

$$C_{\text{O}_2} = \frac{\frac{64 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

	C <sub>SO<sub>2</sub></sub>	C <sub>O<sub>2</sub></sub>	C <sub>SO<sub>3</sub></sub>
inicial	1,0	1,0	0
reaccionó	0,8	0,4	
formado			0,8
en equilibrio	0,2 M	0,6 M	0,8 M

- b. Calcula la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de esas presiones parciales, calcula el valor de K<sub>p</sub>

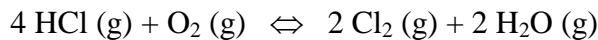
$$P_{\text{SO}_2} = CRT = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 1103 \text{ K} = 18,1 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = CRT = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 1103 \text{ K} = 54,3 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_3} = CRT = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 1103 \text{ K} = 72,4 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{SO_3}}{P_{SO_2} \cdot \sqrt{P_{O_2}}} = \frac{72,4}{18,1 \sqrt{54,3}} = 0,543$$

25. En el proceso Deacon el cloro (g) se obtiene según el equilibrio:



Se introducen 3,65 gramos de HCl (g) y 3,20 gramos de O<sub>2</sub> (g) en un recipiente cerrado de 10 litros en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla a 390°C y cuando se ha alcanzado el equilibrio a esta temperatura, se observa la formación de 2,84 gramos de Cl<sub>2</sub> (g).

a. Calcule el valor de K<sub>c</sub>.

	C <sub>HCl</sub>	C <sub>O<sub>2</sub></sub>	C <sub>H<sub>2</sub>O</sub>	C <sub>Cl<sub>2</sub></sub>
inicial	0,01	0,01	0	0
reaccionó	0,004	0,004		
formado			0,004	0,004
en equilibrio	(0,01-0,004) M	(0,01-0,004) M	0,004 M	0,004 M

$$K_c = \frac{C_{H_2O}^2 \cdot C_{Cl_2}^2}{C_{HCl}^4 \cdot C_{O_2}} = \frac{0,004^2 \cdot 0,004^2}{0,006^4 \cdot 0,006} = 32,9$$

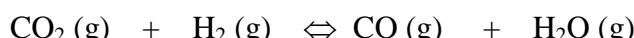
b. Calcule la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de esas presiones parciales, calcule el valor de K<sub>p</sub>.

$$P_{HCl} = P_{O_2} = CRT = 0,006 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 663 \text{ K} = 0,33 \text{ atm}$$

$$P_{H_2O} = P_{Cl_2} = CRT = 0,004 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 663 \text{ K} = 0,22 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{H_2O}^2 \cdot P_{Cl_2}^2}{P_{HCl}^4 \cdot P_{O_2}} = \frac{0,22^2 \cdot 0,22^2}{0,33^4 \cdot 0,33} = 0,60$$

26. La constante de equilibrio K<sub>c</sub> es de 0,16 a 550 °C para la siguiente reacción:



En un recipiente de 5,00 litros se introducen 11 gramos de dióxido de Carbono, 0,5 gramos de Hidrógeno y se calienta a 550°C. Calcula la composición de la mezcla de gases en el equilibrio.

	$C_{CO_2}$	$C_{H_2}$	$C_{CO}$	$C_{H_2O}$
inicial	0,05	0,05	0	0
reaccionó	x	x		
formado			x	x
en equilibrio	0,05-x	0,05-x	x	x

$$K_c = \frac{C_{CO} \cdot C_{H_2O}}{C_{CO_2} \cdot C_{H_2}} = 0,16 = \frac{x^2}{(0,05 - x)^2}$$

$$x = 0,014 \text{ M}$$

	$C_{CO_2}$	$C_{H_2}$	$C_{CO}$	$C_{H_2O}$
en equilibrio	0,036 M	0,036 M	0,014 M	0,014 M

27. A 400°C, el  $NaHCO_3$  se descompone parcialmente según la siguiente ecuación:



Se introduce una cierta cantidad de  $NaHCO_3$  (s) en un recipiente cerrado de 2 litros, en el cual previamente se ha hecho el vacío; se calienta a 400°C y cuando se llega al equilibrio a la citada temperatura, se observa que la presión en el interior del recipiente es de 0,962 atm.

a. Calcula el valor de  $K_p$  y  $K_c$

$$P_{CO_2} = P_{H_2O} = \frac{0,962 \text{ atm}}{2} = 0,481 \text{ atm}$$

$$K_p = P_{CO_2} \cdot P_{H_2O} = 0,481^2 = 0,231$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0,231 (0,082 \cdot 673)^{-2} = 7,58 \cdot 10^{-5}$$

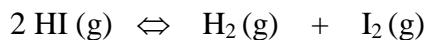
b. Calcula la masa de  $NaHCO_3$  (s) que se habrá descompuesto.

$$n_{CO_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{0,231 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 673 \text{ K}} = 0,0083 \text{ mol}$$

$$\frac{1 \text{ mol NaHCO}_3 \cdot 84 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{x \text{ g NaHCO}_3}{0,0083 \text{ mol CO}_2}$$

$$x = 0,70 \text{ g NaHCO}_3$$

28. En un recipiente de 200 mL de capacidad y mantenido a 400 °C se introducen 2,56 gramos de yoduro de hidrógeno alcanzándose el equilibrio siguiente:



La constante de equilibrio en esas condiciones vale  $K_p = 0,16$ . Se desea saber:

- a. El valor de  $K_c$  para este equilibrio.

$$K_c = K_p \text{ porque } \Delta n = 0$$

- b. La concentración de cada uno de los componentes en el equilibrio.

	$C_{HI}$	$C_{H_2}$	$C_{I_2}$
inicial	0,1	0	0
reaccionó	$2x$		
formado		$x$	$x$
en equilibrio	$0,1 - 2x$	$x$	$x$

$$K_c = \frac{C_{H_2} \cdot C_{I_2}}{C_{HI}^2} = 0,16 = \frac{x^2}{(0,1 - 2x)^2}$$

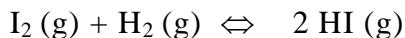
$$x = 0,012 \text{ M}$$

	$C_{HI}$	$C_{H_2}$	$C_{I_2}$
en equilibrio	0,076 M	0,012 M	0,012 M

- c. La presión total en el equilibrio.

$$P = CRT = (0,76 + 0,12 + 0,12) \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 500 \text{ K} = 41 \text{ atm}$$

29. El yodo reacciona con el hidrógeno según la siguiente ecuación:



El análisis de una mezcla gaseosa de  $\text{I}_2(\text{g})$ ,  $\text{H}_2(\text{g})$ ,  $\text{HI}(\text{g})$ , contenida en un recipiente de 1 L a  $227^\circ\text{C}$ , donde se ha alcanzado el equilibrio, dio el siguiente resultado:  $2,21 \cdot 10^{-3}$  mol de  $\text{HI}$ ;  $1,46 \cdot 10^{-3}$  mol de  $\text{I}_2$ ; y  $2,09 \cdot 10^{-3}$  mol de  $\text{H}_2$ .

- a. ¿Cuál es la presión de cada uno de los gases en el equilibrio a  $227^\circ\text{C}$ , y la presión total en el interior del recipiente?

$$P_{\text{HI}} = \frac{nRT}{V} = \frac{2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 500 \text{ K}}{1,0 \text{ L}} = 0,091 \text{ atm}$$

$$P_{\text{I}_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{1,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 500 \text{ K}}{1,0 \text{ L}} = 0,060 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{2,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 500 \text{ K}}{1,0 \text{ L}} = 0,086 \text{ atm}$$

- b. Escriba la expresión de la constante de equilibrio  $K_p$  para la reacción indicada y calcule su valor numérico.

$$K_p = \frac{P_{\text{HI}}^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}} = \frac{0,091^2}{0,086 \cdot 0,060} = 1,60$$

- c. En el mismo recipiente, después de hecho el vacío, se introducen 0,10 mol de  $\text{I}_2$  y 0,10 mol de  $\text{HI}$  y se mantiene a  $227^\circ\text{C}$ . Calcule la concentración de cada uno de los componentes de la mezcla cuando se alcance el equilibrio.

	$C_{\text{I}_2}$	$C_{\text{H}_2}$	$C_{\text{HI}}$
--	------------------	------------------	-----------------

inicial	0,1		0,1
reaccionó			2x
formado	x	x	
en equilibrio	0,1 + x	x	0,1 - 2x

$$K_p = K_c = 1,60 \text{ porque } \Delta n = 0$$

$$K_c = \frac{C_{HI}^2}{C_{H_2} \cdot C_{I_2}} = \frac{(0,1-2x)^2}{(0,1+x)x} = 1,60$$

$$x = 0,022 \text{ M}$$

	C <sub>I<sub>2</sub></sub>	C <sub>H<sub>2</sub></sub>	C <sub>HI</sub>
en equilibrio	0,122 M	0,022 M	0,056 M

30. La formamida, HCONH<sub>2</sub>, es un compuesto orgánico de gran importancia en la obtención de fármacos y fertilizantes agrícolas. A altas temperaturas, la formamida se descompone en amoníaco y monóxido de carbono de acuerdo al equilibrio:



En un recipiente de almacenamiento industrial de 200 L (en el que previamente se ha hecho el vacío) mantenido a una temperatura de 400 K se añade formamida hasta que la presión inicial es de 1,45 atm. Calcule:

- a. Las concentraciones de formamida, amoníaco y monóxido de carbono que contiene el recipiente una vez se alcance el equilibrio.

Concentración inicial de formamida:

$$C = \frac{P}{RT} = \frac{1,45 \text{ atm}}{\frac{0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 400 \text{ K}} = 0,044 \text{ M}$$

	C <sub>HCONH<sub>2</sub></sub>	C <sub>NH<sub>3</sub></sub>	C <sub>CO</sub>
inicial	0,044	0	0
reaccionó	x		
formado		x	x
en equilibrio	0,044 - x	x	x

$$K_c = \frac{C_{\text{NH}_3} \cdot C_{\text{CO}}}{C_{\text{HCONH}_2}} = 4,84 = \frac{x^2}{0,044 - x}$$

$$x = 0,0436 \text{ M}$$

	$C_{\text{HCONH}_2}$	$C_{\text{NH}_3}$	$C_{\text{CO}}$
en equilibrio	$4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$	$0,0436 \text{ M}$	$0,0436 \text{ M}$

- b. El porcentaje de disociación de la formamida en esas condiciones (porcentaje de reactivo disociado en el equilibrio).

$$\frac{0,044}{100} = \frac{0,0436}{x}$$

$$x = 99 \%$$

31. A  $427^\circ\text{C}$ , el cloruro amónico,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , se descompone parcialmente según la ecuación:



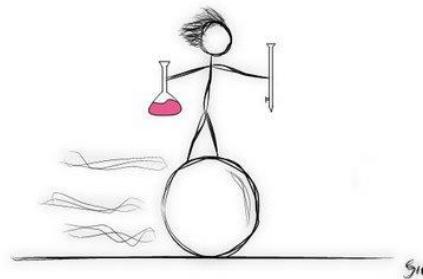
Se introduce una cierta cantidad de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (s) en un recipiente cerrado de 5 litros en el que previamente se ha hecho el vacío; se calienta a  $427^\circ\text{C}$  y, cuando se alcanza el equilibrio a la citada temperatura, se observa que la presión en el interior del recipiente es de 6 atm.

- a. Calcule el valor de  $K_p$  y  $K_c$

$$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{HCl}} = \frac{6 \text{ atm}}{2} = 3 \text{ atm}$$

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCl}} = 3 \cdot 3 = 9$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 9 (0,082 \cdot 700)^{-2} = 2,7 \cdot 10^{-3}$$



- b. Calcule la masa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  que se habrá descompuesto

$$C_{\text{HCl}} = \frac{P}{RT} = \frac{3 \text{ atm}}{\frac{0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 700 \text{ K}} = 0,052 \text{ M}$$

$$\frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl} \cdot 53,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \text{ mol HCl}} = \frac{x \text{ g NH}_4\text{Cl}}{0,052 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 5 \text{ L HCl}}$$

$$x = 13,91 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

32. Cuando el óxido de mercurio sólido,  $\text{HgO}$  (s), se calienta en un recipiente cerrado en el que se ha hecho el vacío, se disocia reversiblemente en vapor de mercurio y oxígeno de acuerdo con el equilibrio:



Si tras alcanzar el equilibrio, la presión total fue de 0,184 atm a 380 °C, calcule:

- a. Las presiones parciales de cada uno de los componentes gaseosos

$$P_{\text{Hg}} = \frac{2}{3} 0,184 \text{ atm} = 0,123 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{1}{3} 0,184 \text{ atm} = 0,061 \text{ atm}$$

- b. Las concentraciones molares de los mismos.

$$C_{\text{Hg}} = \frac{P}{RT} = \frac{0,123 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 653 \text{ K}} = 0,0023 \text{ M}$$

$$C_{\text{O}_2} = \frac{P}{RT} = \frac{0,061 \text{ atm}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 653 \text{ K}} = 0,0011 \text{ M}$$

- c. El valor de las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$

$$K_c = C_{\text{Hg}}^2 \cdot C_{\text{O}_2} = 0,0023^2 \cdot 0,0011 = 5,8 \cdot 10^{-9}$$

$$K_p = P_{\text{Hg}}^2 \cdot P_{\text{O}_2} = 0,123^2 \cdot 0,061 = 9,2 \cdot 10^{-4}$$

