



GUÍA 2 DE EJERCICIOS EQUÍLIBRIO QUÍMICO

Área Química

Resultados de aprendizaje

Conocer y analizar las características de un sistema en equilibrio y en base a condiciones iniciales de esté, determinar concentraciones o presiones de reactantes y productos en el equilibrio.

Contenidos

1. Cálculo de moles en el equilibrio.
2. Porcentaje de disociación.
3. Cálculo de presiones en el equilibrio.
4. Principio de Le Chatelier.

EJERCICIO 1. En un recipiente de 1 litros y a una temperatura de 800°C, se alcanza el siguiente equilibrio:



- a) Calcule el número de moles en el equilibrio para todas las especies, considerando la siguiente tabla con datos.
- b) Calcule la constante de equilibrio K_p

	CH ₄	H ₂ O	CO	H ₂
Moles Iniciales	2,0	0,5		0,73
Variación n° moles al alcanzar el equilibrio		-0,4		
Moles en el equilibrio			0,4	

- a) Lo primero es escribir la expresión de la constante y luego esquematizar las concentraciones en el equilibrio a partir de los moles en equilibrio.

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$



Si reaccionan 0,4 moles de H_2O y la relación es 1:1 entre el CH_4 y el H_2O entonces la cantidad de moles de CH_4 que reacciona son también 0,4 moles.

Ahora calculando la cantidad de moles formados de H_2 , se tiene:

$$\frac{1 \text{ mol de CO}}{0,4 \text{ mol de CO}} \rightarrow \frac{3 \text{ mol de H}_2}{x \text{ mol de H}_2}$$

$$x = 1,2 \text{ moles de H}_2$$

	CH_4	H_2O	CO	H_2
Moles Iniciales	2,0	0,5		0,73
Variación n° moles al alcanzar el equilibrio	-0,4	-0,4	0,4	1,2
Moles en el equilibrio			0,4	

Considerando que inicialmente se disponían de 0,73 moles de H_2 inicialmente para conocer la cantidad de moles de H_2 en el equilibrio son: $0,73 + 1,2 = 1,93$ moles de H_2 .

	CH_4	H_2O	CO	H_2
Moles Iniciales	2,0	0,5		0,73
Variación n° moles al alcanzar el equilibrio	-0,4	-0,4	0,4	1,2
Moles en el equilibrio	$(2,0-0,4)=1,6$	$(0,5-0,4)=0,1$	0,4	1,93
[] M en el equilibrio	1,6/1	0,1/1	0,4/1	1,93/1

Ya conociendo todos los valores del número de moles para cada especie se calcula la constante de equilibrio K_c usando la concentración molar para cada una de las especies de esta reacción química.

$$K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2]^3}{[CH_4] \cdot [H_2O]}$$

$$K_c = \frac{[0,4\text{mol}/1\text{L}] \cdot [1,93\text{mol}/\text{L}]^3}{[1,6\text{mol}/1\text{L}] \cdot [0,1\text{mol}/1\text{L}]}$$

$$K_c = 17,97$$

Esta es la constante de equilibrio considerando las concentraciones en el equilibrio, pero se pide calcular K_p , para eso se sabe que

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$



$$\Delta n = (\text{moles gaseosos totales de producto}) - (\text{moles gaseosos totales de reactantes})$$

$$\Delta n = (3 + 1) - (1 + 1)$$

$$\Delta n = 2$$

$$K_p = 17,97 \cdot (0,082 \cdot 1073)^2$$

$$K_p = 1,4 \cdot 10^5$$

EJERCICIO 2. En un recipiente de 10 litros, se hacen reaccionar, a 450 °C, 0,75 moles de H₂ y 0,75 moles de I₂, según la ecuación



Sabiendo que a esa temperatura K_c=50, calcule en el equilibrio:

- El número de moles de H₂, I₂ y de HI.
- La presión total en el recipiente y el valor de K_p.

Datos R= 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹

- Se debe calcular el número de moles de todas especies de esta reacción química para eso se tiene:

	H ₂	I ₂	HI
Moles Iniciales	0,75	0,75	0
Moles que reaccionan	x	x	0
Moles formados	-	-	2x
Moles en el equilibrio	0,75-x	0,75-x	2x
[] en el equilibrio(*)	(0,75-x)/10	(0,75-x)/10	2x/10

Escribiendo la expresión de la constante de equilibrio para ésta reacción:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Reemplazando los valores de concentración en el equilibrio, y el valor de la constante que es 50 se tiene:



$$50 = \frac{\left[\frac{2x}{10}\right]^2}{\left[\frac{0,75-x}{10}\right] \cdot \left[\frac{0,75-x}{10}\right]}$$

$$50 \cdot \left[\frac{0,75-x}{10}\right] \cdot \left[\frac{0,75-x}{10}\right] = \left[\frac{2x}{10}\right]^2$$

$$5 \cdot \left[\frac{0,75-x}{1}\right] \cdot \left[\frac{0,75-x}{1}\right] = 0,2x^2$$

$$5(0,75-x) \cdot (0,75-x) = 0,2x^2$$

$$5 \cdot (0,75-x) \cdot (0,75-x) = 0,2x^2$$

$$5 \cdot (0,56 - 1,5x + x^2) = 0,2x^2$$

$$2,8 - 7,5x + 5x^2 = 0,2x^2$$

$$4,80x^2 - 7,5x + 2,8 = 0$$

Reemplazando en la ecuación cuadrática

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{7,5 \pm \sqrt{7,5^2 - (4 \cdot 4,8 \cdot 2,8)}}{2 \cdot 4,8}$$

$$x = \frac{7,5 \pm \sqrt{2,49}}{9,6}$$

$$x_1 = 0,94 \text{ (no sirve)}$$

$$x_2 = 0.61$$

De los dos valores que se tiene para x, al compararlos con los valores de los moles iniciales, el x1, no sirve pues no pueden reaccionar más moles de los que reaccionan inicialmente.

Por lo tanto, el número de moles en equilibrio es:

	H ₂	I ₂	HI
Moles Iniciales	0,75	0,75	0
Moles que reaccionan	x	x	0



Moles formados	-	-	2x
Moles en el equilibrio	0,75-0,61=0,14	0,75-0,61=0,14	2 × 0,61=1,22
[] en el equilibrio(*)	(0,75-0,61)/10	(0,75-0,61)/10	2·0,61/10

Para calcular la presión total en el recipiente, es necesario calcular el número total de moles en el recipiente.

N° total de moles en el equilibrio = 0,14+0,14+1,22= 1,5 moles.

Para calcular la presión total en el equilibrio se utiliza la ecuación general de los gases donde:

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P = \frac{1,5 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (450 + 273) \text{ K}}{10 \text{ L}}$$

$$P = 8,9 \text{ atm}$$

El valor de K_p se calcula reemplazando en:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

$$K_p = 50 \cdot (0,082 \cdot (450 + 273))^{(2-(1+1))}$$

$$K_p = 50 \cdot (0,082 \cdot (450 + 273))^{(2-(1+1))}$$

$$K_p = 50 \cdot (0,082 \cdot (450 + 273))^{(2-(1+1))}$$

$$K_p = 50 \cdot (0,082 \cdot (450 + 273))^{(0)}$$

$$K_p = 50 \cdot 1$$

$$K_p = 50 = K_c$$

EJERCICIO 3. En un reactor se tiene $2,1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ de HI puro, a una temperatura de 490°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



Donde la constante de equilibrio es igual a 0,022. Determine el % de disociación del yoduro de hidrógeno (HI).



El % de disociación de una sustancia es la relación entre los moles que se disocia de la sustancia y los moles iniciales multiplicado por 100.

$$\% \text{ disociación} = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}} \cdot 100$$

La disociación de la molécula HI es para que se formen los productos H_2 e I_2 , como es una reacción de equilibrio, no todo el reactante se disocia; esto significa que al alcanzar el equilibrio las tres sustancias (HI, H_2 e I_2) coexisten.

	HI	H_2	I_2
[] Inicial (moles/L)	$2,1 \times 10^{-3}$	0	0
[] en el equilibrio (moles/L)	$(2,1 \times 10^{-3} - 2x)$	x	x

Para poder conocer el valor de x, que representa la concentración de H_2 e I_2 en el equilibrio, se debe reemplazar en la expresión de la constante de equilibrio para ésta reacción.

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

$$0,022 = \frac{x \cdot x}{[(2,1 \cdot 10^{-3} - 2x)]^2}$$

$$0,022 \cdot [(2,1 \cdot 10^{-3} - 2x)]^2 = x^2$$

$$0,022 \cdot (2,1 \cdot 10^{-3} - 2x) \cdot (2,1 \cdot 10^{-3} - 2x) = x^2$$

$$0,022 \cdot (4,41 \cdot 10^{-6} - 8,4 \cdot 10^{-3}x + 4x^2) = x^2$$

$$0,912x^2 + 1,85 \cdot 10^{-4}x - 9,07 \cdot 10^{-8} = 0$$

Reemplazando en:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{-1,85 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(1,85 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 0,912 \cdot -9,07 \cdot 10^{-8}}}{2 \cdot 0,912}$$



$$x = \frac{-1,85 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{3,42 \cdot 10^{-8} + 3,54 \cdot 10^{-7}}}{1,824}$$

$$x = \frac{-1,85 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{3,88 \cdot 10^{-7}}}{1,824}$$

$$x = \frac{-1,85 \cdot 10^{-4} \pm 6,2 \cdot 10^{-4}}{1,824}$$

$$x = \frac{4,35 \cdot 10^{-4}}{1,824}$$

$$x = 2,3 \cdot 10^{-4}$$

Como la disociación de HI es $2x$, quiere decir que los moles/L disociados de HI corresponden a $2 \cdot 2,4 \times 10^{-4}$, esto es igual a $4,8 \times 10^{-4}$ moles/L, por lo tanto el porcentaje de disociación es:

$$\% \text{ disociación} = \frac{4,8 \cdot 10^{-4}}{2,1 \cdot 10^{-3}} \cdot 100$$

$$\% \text{ disociación} = 23\%$$

EJERCICIO 4. Prediga el efecto de aumentar la concentración del reactivo subrayado en cada una de las reacciones siguientes y para cada uno de los reactivos en el equilibrio:



a) Si en ésta reacción ocurre un aumento de la concentración de uno de los reactantes como O_2 , de acuerdo al principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la derecha (de manera de disminuir la concentración de O_2) o sea hacia los productos de manera de contrarrestar la perturbación producida.

b) En esta reacción se produce un aumento de la concentración de uno de los productos como O_2 , por lo que el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, o sea hacia el lado de los reactantes.

Siempre que aumentes la concentración de un reactivo o producto el equilibrio se desplazará en sentido contrario para compensar dicho cambio.

EJERCICIO 5. A temperaturas cercanas a 800°C , el vapor que pasa por el coque (una forma de carbono que se obtiene a partir del carbón) reacciona para formar CO_2 y H_2 :



La mezcla de gases resultantes es un combustible industrial muy importante llamado “gas de agua”.

- A 800°C la constante de equilibrio para esta reacción es $K_p=14,1$. ¿Cuáles son las presiones parciales de equilibrio de H_2O , CO y H_2 en la mezcla de equilibrio a esta temperatura si comenzamos con carbono sólido y 0,100 mol de H_2O en un recipiente de 1,0 Litro.
- ¿Cuál es la cantidad mínima de carbono necesaria para alcanzar el equilibrio bajo estas condiciones?
- ¿Cuál es la presión total de equilibrio en el recipiente?
- ¿Para producir la máxima cantidad de CO y H_2 en el equilibrio es necesario aumentar o disminuir la presión del sistema?

- Escribiendo la expresión de la constante de equilibrio K_p para esta reacción es:

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Se debe determinar las presiones parciales de cada una de las especies de este sistema, lo primero será calcular la presión parcial de H_2O a partir de la ecuación general de los gases, ya que se conocen los moles iniciales de H_2O , para esto se tiene:

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,10 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (800 + 273) \text{ K}}{1 \text{ L}}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 8,8 \text{ atm}$$

	C *	H_2O	CO	H_2
Presión Inicial (atm)	-	8,8	0	0
Presión en el equilibrio (atm)	-	8,8 - x	x	x

*No aparecen datos de presión en el equilibrio para esta sustancia, debido a que C, se encuentra en estado sólido y no aparece en la expresión de la constante de equilibrio.

Como un dato del ejercicio se entrega el valor de K_p , por lo tanto reemplazando los “valores” de presiones en el equilibrio se tiene:



$$K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$14,1 = \frac{x \cdot x}{8,8 - x}$$

$$14,1 \cdot (8,8 - x) = x^2$$

$$124,1 - 14,1x = x^2$$

$$x^2 + 14,1x - 124,08 = 0$$

Reemplazando en la ecuación cuadrática:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{-14,1 \pm \sqrt{(14,1)^2 - 4(1 \cdot -124,08)}}{2 \cdot 1}$$

$$x = \frac{-14,1 \pm \sqrt{198,81 + 496,32}}{2}$$

$$x = \frac{-14,1 \pm \sqrt{695,13}}{2}$$

$$x = \frac{-14,1 \pm \sqrt{695,13}}{2}$$

$$x = \frac{-14,1 \pm 26,36}{2}$$

$$x_1 = 6,13 \text{ atm.}$$

$$x_2 = -40,46 \text{ atm.}$$

El valor de x_2 no sirve porque es un valor negativo e indicaría una presión negativa.

Después de obtener el resultado del x , reemplazamos y obtenemos los valores de presiones parciales en el equilibrio para cada una de las sustancias.

	C *	H ₂ O	CO	H ₂
Presión Inicial (atm)	-	8,8	0	0
Presión en el equilibrio (atm)	-	8,8 - 6,13 = 2,67	6,13	6,13

b) Para poder calcular la cantidad mínima de C(s) que debe reaccionar, se debe transformar la presión parcial del H₂O en número de moles, utilizando la ecuación de los gases ideales.



$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{6,14 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (800 + 273) \text{ K}}$$

$n = 0,07 \text{ mol de H}_2\text{O}$

Sabiendo que:



Si reaccionan 0,07 moles de H₂O, y la relación estequiométrica es 1:1, entonces la cantidad mínima de moles a reaccionar será de 0,07 moles; Ahora transformándolo en masa de C se tiene:

$$n(\text{mol}) = \frac{\text{masa (gr)}}{\text{MM}(\frac{\text{gr}}{\text{mol}})}$$

$$\text{masa (gr)} = n(\text{mol}) \cdot \text{MM}(\frac{\text{gr}}{\text{mol}})$$

$$\text{masa (gr)} = 0,07(\text{mol}) \cdot 12(\frac{\text{gr}}{\text{mol}})$$

$$\text{masa (gr)} = 0,84 \text{ gramos de C}$$

c) La presión total en el equilibrio será igual a la suma de todas las presiones parciales en el equilibrio:

$$P_{\text{total}} = P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{CO}} + P_{\text{H}_2}$$

$$P_{\text{total}} = 2,67 \text{ atm} + 6,14 \text{ atm} + 6,14 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = 14,95 \text{ atm}$$

d) De acuerdo con principio de Le Chatelier, si se disminuye la presión el sistema contrarrestará éste efecto desplazando el equilibrio hacia donde exista el mayor número de moles gaseosos, que en este caso es en el lado de los productos (2 moles gaseosos), por lo tanto la presión se debe disminuir para aumentar la cantidad de moles de CO₂ y H₂ que se producen.



Responsables académicos

Comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

Referencias y fuentes utilizadas

Balocchi, E.; Boyssières, L.; Martínez, M.; Melo, M.; Ribot, G.; Rodríguez, H.; Schifferli, R.; Soto, H. (2002). "Curso de Química General". (7a. ed.). Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología

Chang, R.; College, W. (2002). Química. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología

T. Brown, E. Lemay, B. Bursten, C. Murphy; Química, La Ciencia Central; 11ª. ed, Pearson Educación.