



## GUÍA 1 DE EJERCICIOS EQUILIBRIO 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 reactivos y productos en el equilibrio.

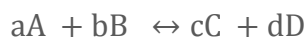
#### Contenidos

1. Expresión de la constante  $K_p$  y  $K_c$ .
2. Cálculo de concentraciones en equilibrio.
3. Cálculo de presiones en el equilibrio.
4. Principio de Le Chatelier.

El Equilibrio Químico, se presenta cuando reacciones opuestas ocurren a velocidades iguales. La velocidad a la que se forman los productos a partir de los reactivos es igual a la velocidad a la que se forman los reactivos a partir de los productos. LAS CONCENTRACIONES DEJAN DE CAMBIAR.

**Ejercicio 1:** Escribe las expresiones de la constante de equilibrio  $K_c$ , en cada una de las siguientes reacciones.

Debo saber: De acuerdo a la ley de acción de masas, que expresa la relación entre las concentraciones de los productos y los reactivos, se tiene:



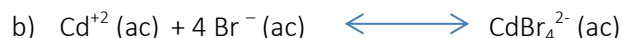
(Recuerda que la ecuación química debe estar balanceada)

$$K_c = \frac{[D]^d \cdot [C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

(El subíndice de c de la  $K$ , indica que se utilizan concentraciones expresadas en unidades de molaridad)



$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$



$$K_c = \frac{[\text{CdBr}_4^{2-}]}{[\text{Cd}^{+2}] \cdot [\text{Br}^{-}]^4}$$



$$K_c = \frac{[\text{Ag}^{+}]^2}{[\text{Zn}^{+2}]}$$

Debo saber: En reacciones heterogéneas, la expresión de la constante  $K_c$ , no aparecen las sustancias que se encuentran en estado sólido y estado líquido.

**Debo saber: el valor de la constante de equilibrio solo depende de la estequiometría de la reacción y no de su mecanismo.**

**Ejercicio 2.** Para el equilibrio



La  $K_c$  es  $4,08 \cdot 10^{-3}$  a 1000 K. Calcule el valor de  $K_p$

En este ejercicio se pide convertir  $K_c$  (cte. de equilibrio calculada a partir de las concentraciones) a  $K_p$ , esta relación está dada por (cte. de equilibrio calculada a partir de las presiones de cada gas)

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

$$\Delta n = (\text{Moles de productos gaseoso}) - (\text{moles de reactantes gaseoso})$$

$R$  = constante de los gases = 0,0821 L. atm/mol. K

$T$  = temperatura en K

Reemplazando en la ecuación

$$K_p = 4,08 \cdot 10^{-3} \cdot (0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}} \cdot 1000\text{K})^{(3-2)}$$

$$K_p = 4,08 \cdot 10^{-3} \cdot (82)^{(1)}$$



$$K_p = 0,33$$

Para exigencias de este curso,  $K_c$  y  $K_p$  se considerarán como expresiones adimensionales.

Si  $K \gg 1$  ( $K$  muy grande), significa que el equilibrio está desplazado a la derecha, por lo tanto predominan los productos.

Si  $K \ll 1$  ( $K$  muy pequeña), significa que el equilibrio está desplazado a la izquierda, por lo tanto predominan los reactivos.

**Ejercicio 3.** Se determinó que una disolución acuosa de ácido acético tiene las siguientes concentraciones de equilibrio a 25°C;  $[HC_2H_3O_2] = 1,65 \times 10^{-2} M$ ;  $[H^+] = 5,44 \times 10^{-4} M$ ; y  $[C_2H_3O_2^-] = 5,44 \times 10^{-4} M$ . Calcule la constante de equilibrio  $K_c$  para la ionización del ácido acético a 25°C. La reacción es:



Antes de realizar algún cálculo se debe balancear la ecuación si esta no se encontrara balanceada. En este caso, la ecuación se encuentra balanceada.

$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [C_2H_3O_2^-]}{[HC_2H_3O_2]}$$

Reemplazando los datos entregados en el ejercicio se tiene:

$$K_c = \frac{[5,44 \cdot 10^{-4} M] \cdot [5,44 \cdot 10^{-4} M]}{[1,65 \cdot 10^{-2} M]}$$

$$K_c = 1,79 \cdot 10^{-5}$$

**Ejercicio 4.** A 523 K las concentraciones de  $PCl_5$ ,  $PCl_3$  y  $Cl_2$  en equilibrio para la reacción



Son 0,809M, 0,190 M y 0,190M, respectivamente. Calcule a esa temperatura:

- Las presiones parciales de las tres especies en el equilibrio.
- La constante  $K_p$  de la reacción.



Considerando la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

$$P = [ \quad ] \cdot R \cdot T$$

Los [ ] significan concentración, expresada en mol/L.

Entonces reemplazando, se calcula la presión parcial para cada una de las especies que participan en esta reacción química:

$$a) \quad P_{\text{PCl}_5} = [0,809 \text{ moles L}^{-1}] \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 523 \text{ K}$$

$$P_{\text{PCl}_5} = 34,7 \text{ atm.}$$

$$P_{\text{PCl}_3} = [0,190 \text{ moles L}^{-1}] \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 523 \text{ K}$$

$$P_{\text{PCl}_3} = 8,15 \text{ atm.}$$

$$P_{\text{O}_2} = [0,190 \text{ moles L}^{-1}] \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 523 \text{ K}$$

$$P_{\text{O}_2} = 8,15 \text{ atm.}$$

Conociendo los valores de las presiones parciales de cada uno de los gases, se puede calcular la constante de equilibrio en función de las presiones.

b) La expresión de la constante de equilibrio  $K_p$  según la ecuación balanceada es



$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}}$$

Reemplazando los valores de las presiones parciales:

$$K_p = \frac{8,15 \text{ atm} \cdot 8,15 \text{ atm}}{34,7 \text{ atm}}$$

$$K_p = 1,91$$



La parte a) lo puedes resolver, también, tomando en cuenta que las concentraciones molares de cada gas, son los moles del gas en un litro.

Para calcular la presión parcial del  $\text{PCl}_5$  con una concentración de 0,809 M, debes comenzar diciendo que hay 0,809 moles en un litro de solución y reemplazando en la ecuación de los gases ideales, se tiene:

$$P_{\text{PCl}_5} = 0,809 \text{ n} \times 0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{mol K}} \times 523 \text{ K} = 34,7 \text{ atm}$$

**Ejercicio 5.** En un recipiente de 5 litros se introducen 1,84 moles de nitrógeno y 1,02 moles de oxígeno. Se calienta el recipiente hasta  $2000^\circ\text{C}$  estableciéndose el equilibrio:



En estas condiciones reacciona el 3% del nitrógeno existente. Calcule:

- El valor de  $K_c$  a  $2000^\circ\text{C}$
- La presión total en el recipiente, una vez alcanzado el equilibrio.

a) Balanceando la ecuación se tiene:



Por lo tanto la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]}$$

	$\text{N}_2$	$\text{O}_2$	NO
Moles Iniciales	1,84	1,02	0
Moles que reaccionan	$1,84 \times (3/100) = 0,055 *$	0,055	0
Moles formados	-	-	$2 \times 0,055 = 0,11$
Moles en el equilibrio	$1,84 - 0,055 = 1,785$	$1,02 - 0,055 = 0,965$	0,11
[ ] en el equilibrio	$1,785 \text{ mol}/5\text{L} = 0,357 \text{ M}$	$0,965 \text{ mol}/5\text{L} = 0,193 \text{ M}$	$0,11 \text{ mol}/5\text{L} = 0,022$

\*Solo reacciona el 3%



$$K_c = \frac{[0,022]^2}{[0,357] \cdot [0,193]}$$

$$K_c = 7,02 \cdot 10^{-3}$$

Debo saber: siempre en la expresión de  $K_c$ , van escritas las concentraciones molares NO los moles.

**También podrías haberlo resuelto, comenzando con calcular la molaridad para el  $N_2$  y el  $O_2$ , y luego calcular el 3%.**

- b) Para calcular la presión total que hay en el recipiente, cuando se ha alcanzado el equilibrio se necesita calcular el número total de moles en el equilibrio

$$\text{Número total de moles en el equilibrio} = 1,785 + 0,965 + 0,11 = 2,87$$

$$P_{\text{total}} = \frac{2,87 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 2273 \text{ K}}{5 \text{ L}}$$

$$P = 106,9 \text{ atm}$$

**Ejercicio 6.** En una vasija que tiene una capacidad de 3 litros se hace el vacío y se introducen 0,5 gramos de  $H_2$  y 30 gramos de  $I_2$ . Se eleva la temperatura a  $500^\circ \text{C}$ , estableciéndose el siguiente equilibrio:



El valor de  $K_c$  es 50. Calcula:

- Moles de HI que se han formado una vez que se alcanza el equilibrio
- Moles de  $I_2$  presentes en el equilibrio.

- Antes de realizar algún cálculo, se debe balancear la ecuación



De acuerdo a los datos entregados en el problema, para poder calcular los moles de HI, se debe calcular en primer lugar la cantidad de moles iniciales de cada especie que está reaccionando.

Calculando los moles iniciales para  $I_2$  e  $H_2$  se tiene:

$$n(\text{mol}) = \frac{\text{masa (g)}}{\text{MM} \left( \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}$$

$$\text{Para } I_2 \quad \text{moles de } I_2 = \frac{30 \text{ gramos}}{254 \frac{\text{gramos}}{\text{mol}}} = 0,118 \text{ moles de } I_2$$

$$\text{Para } H_2 \quad \text{moles de } H_2 = \frac{0,5 \text{ gramos}}{2 \frac{\text{gramos}}{\text{mol}}} = 0,25 \text{ moles de } H_2$$



	I <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	HI
Moles Iniciales	0,25	0,118	0
Moles que reaccionan	-x	-x	0
Moles formados			+2x
Moles en el equilibrio	0,25-x	0,118-x	2x
[ ] en el equilibrio(*)	(0,25-x)/3	(0,118-x)/3	2x/3

Debo saber: el número de X restadas, está relacionada con el coeficiente estequiométricos de los reactivos. (es una X porque hay un mol de I<sub>2</sub>).

Escribiendo la expresión de la constante de equilibrio

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Reemplazando el valor de K<sub>c</sub> para esta reacción que es 50 y conociendo la concentración en el equilibrio (\*), se tiene

$$50 = \frac{[2x/3]^2}{[(0,25 - x)/3] \cdot [(0,118 - x)/3]}$$

$$50 = \frac{4x^2/9}{\frac{(0,25 - x) \cdot (0,118 - x)}{9}}$$

$$50 \cdot \frac{(0,25 - x) \cdot (0,118 - x)}{9} = \frac{4x^2}{9}$$

$$50 \cdot (0,03 - 0,37x + x^2) = 4x^2$$

$$1,5 - 18,5x + 50x^2 = 4x^2$$

$$46x^2 - 18,5x + 1,5 = 0$$

Para saber resolver, se necesita usar la ecuación cuadrática

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



$$ax^2 + bx + c = 0$$

Reemplazando:

$$= \frac{18,5 \pm \sqrt{(18,5)^2 - 4 \cdot 46 \cdot 1,5}}{2 \cdot 46}$$

$$x = \frac{18,5 \pm \sqrt{342,25 - 276}}{92}$$

$$x = \frac{18,5 \pm 8,13}{92}$$

$$x = 0,11 \text{ moles}$$

$$x = 0,29 \text{ moles}$$

La solución  $x=0,29$  no sirve porque no tiene sentido que reaccionen más moles de los que hay. Por lo tanto la cantidad de moles formados de HI son

$$2 \cdot x = 2 \cdot 0,11 = 0,22 \text{ moles de HI}$$

- a) Los moles de  $I_2$  presentes en el equilibrio está dado por  $0,118 - x$ , por lo tanto son  $0,118 - 0,11 = 0,008$  moles.

### Responsables académicos

Comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a [ciencia.paiep@usach.cl](mailto: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.





PROGRAMA DE  
ACCESO INCLUSIVO,  
EQUIDAD Y PERMANENCIA  
UNIVERSIDAD DE SANTIAGO DE CHILE