



# Equilibrio Químico

## Química

## RUTA DE APRENDIZAJE

- En esta guía podrás reforzar los conceptos asociados a concentraciones químicas, y a identificar los factores que afectan el equilibrio químico en un sistema

Principio de LeChatelier

Factores que afectan el equilibrio químico

Cálculo de Concentraciones en el equilibrio

### ÍNDICE

#### ÍNDICE

Introducción

Contenido

Problemas Resueltos

Problemas Propuestos

Síntesis

Bibliografía

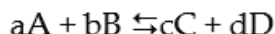
### INTRODUCCIÓN

En una reacción química, generalmente los reactivos no se consumen por completo, sino que se obtiene una mezcla donde coexisten reactivos y productos. Cuando dejan de producirse modificaciones en un sistema químico, se dice que se ha alcanzado el estado de equilibrio.

# CONTENIDO

## Ley de acción de masas

Sea un proceso químico representado por la ecuación:



Una vez alcanzado el **equilibrio**, se comprueba experimentalmente que, a una temperatura determinada, existe una relación constante entre las concentraciones de los productos, [C] y [D], y las de los reactivos, [A] y [B]. Esta relación puede expresarse de la forma:

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

En el numerador figura el producto de las concentraciones de cada producto elevadas a sus respectivos **coeficientes estequiométricos**, y en el denominador, el producto de las concentraciones de cada reactivo elevadas a sus correspondientes coeficientes estequiométricos. La ecuación vista corresponde a la ley de acción de masas (LAM).

## Constante de equilibrio

El cociente  $K_c$ , conocido como constante de equilibrio, es característico de cada equilibrio y solo varía con la **temperatura**. Este valor es independiente de las cantidades iniciales de reactivos y productos, las cuales deben estar expresadas en concentraciones **molares** (mol/L).

En el caso de intervenir solo sustancias gaseosas, la constante de equilibrio se puede expresar en función de las presiones parciales y se puede representar por  $K_p$ .

Estas dos expresiones se relacionan a partir de la ecuación de estado de los gases ideales, siendo la relación:

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

Donde:

R: constante de los gases (0,082 atm·L/K·mol)

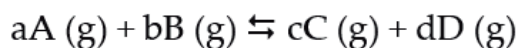
T: temperatura en Kelvin

$\Delta n$ : variación del número de moles gaseosos en la reacción (n productos – n reactantes)

## Equilibrios homogéneos en sistemas gaseosos

En este tipo de equilibrios, tanto los reactivos como los productos de la reacción son todos gases.

Para el equilibrio:



Las expresiones de  $K_c$  y  $K_p$  son:

$$K_c = \frac{(C)^c (D)^d}{(A)^a (B)^b} \quad K_p = \frac{(P_p C)^c (P_p D)^d}{(P_p A)^a (P_p B)^b}$$

## Equilibrios homogéneos en sistemas gaseosos

En estos sistemas existen varias fases, y las concentraciones de sólidos y líquidos se pueden considerar constantes, por lo que no intervienen en la expresión de la constante de equilibrio.

Por ejemplo, para el equilibrio:



La expresión de la constante de equilibrio  $K_c$ , para la reacción es:  $K_c = [CO_2]$

## Factores que influyen en el equilibrio. Principio de Le Chatelier

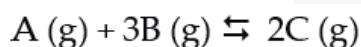
Este principio señala que, si en un sistema que se encuentra en equilibrio, se modifica algún factor (presión, temperatura o concentración), el sistema evoluciona en el sentido que tienda a oponerse a dicha modificación.

Cuando algún factor que afecte al equilibrio varía, este se altera al menos momentáneamente. Entonces el sistema comienza a reaccionar hasta que se restablece el equilibrio nuevamente, pero las condiciones de este nuevo estado de equilibrio son distintas a las condiciones del equilibrio inicial.

- **Cambios en la temperatura:** si en una reacción exotérmica aumentamos la temperatura cuando se haya alcanzado el equilibrio químico, la reacción dejará de estar en equilibrio y tendrá lugar un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (en el sentido en el que se absorbe calor). Es decir, parte de los productos de reacción se van a transformar en reactivos, hasta que se alcance de nuevo el equilibrio químico. Si la reacción es endotérmica, ocurrirá lo contrario.
- 

- **Adición o eliminación de un reactante o producto:** si disminuimos la concentración de un sistema en equilibrio químico, este se desplazará hacia el lado de la ecuación que ha sido afectado, en cambio, si se aumenta la concentración, el equilibrio se desplazará hacia el lado contrario de la adición. De este modo, ante un aumento de la concentración de los reactivos, o una disminución de los productos, la reacción se desplazará hacia la derecha. En cambio, una disminución de la concentración de los reactivos, o un aumento de la concentración de los productos, hará que la reacción se desplace hacia la izquierda.
- 

- **Efecto de cambio en la presión y el volumen:** las variaciones de presión solo afectan a los equilibrios en los que interviene algún gas y cuando hay variaciones de volumen en la reacción. En la siguiente reacción, hay cuatro moles en el primer miembro y dos en el segundo, por tanto, hay una disminución de volumen de izquierda a derecha.



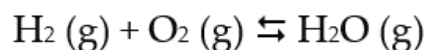
Si disminuimos el volumen del sistema, el efecto inmediato es el aumento de la concentración de las especies gaseosas y, por tanto, de la presión en el recipiente. Dicho aumento se compensa parcialmente si parte del compuesto A y del B se combinan para obtener C, pues de este modo, se reduce el número total de moles gaseosos y, consecuentemente, la presión total; eEl equilibrio se desplaza hacia la derecha. Si aumentamos el volumen ocurrirá todo lo contrario.

---

- **Efecto de un catalizador:** los catalizadores son sustancias que aceleran las reacciones químicas. No afectan el equilibrio químico, ya que aceleran la reacción directa e inversa por igual. El único efecto es hacer que el equilibrio se alcance más rápidamente.

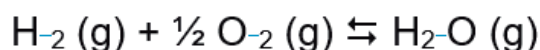
# EJERCICIOS RESUELTOS

**Ejemplo 1.** Para la siguiente reacción:



¿Cuál es la expresión de la constante de equilibrio ( $K_c$ )?

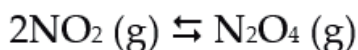
La ecuación no se encuentra balanceada, por lo que se deben igualar los átomos de los elementos en reactivos y productos, teniendo:



Se observa la presencia únicamente de compuestos gaseosos, por lo que se tiene la siguiente constante de equilibrio  $K_c$ :

$$K_c = \frac{(\text{H}_2\text{O})^1}{(\text{H}_2)^1(\text{O}_2)^{1/2}}$$

**Ejemplo 2.** Para la siguiente reacción en equilibrio a la temperatura de 100 K:



Se tiene que el valor de  $K_c$  es igual a 0,25. Por lo tanto, ¿cuál será el valor de  $K_p$ ?

La relación entre  $K_p$  y  $K_c$  viene dada por la expresión:

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

Donde

$\Delta n = \text{N}^\circ$  de moléculas gaseosas de productos –  $\text{N}^\circ$  de moléculas gaseosas de reactivos, ambos indicados por la ecuación estequiométrica.

En este caso,  $\Delta n = (1-2) = -1$

Por lo tanto,

$$K_p = 0,25 \times (0,082 \times 100)^{-1}$$

$$K_p = \frac{0,25}{8,2}$$

**Ejemplo 3.** Para el equilibrio  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$  la  $K_c = 4,4$  a 2000 K. Si se introducen en un reactor con una capacidad de 1,0 L simultáneamente 1 mol  $\text{H}_2$ , 1 mol  $\text{CO}_2$  y 2 mol de  $\text{H}_2\text{O}$ , determine:

- a) Las concentraciones de productos y reactivos en el equilibrio
- b) La  $K_p$

Desarrollo:

Teniendo en cuenta la reacción:



C inicial	1 M	1 M	2 M	0
Reacción	x M	x M	0	0
Formación	0	0	x M	x M
Equilibrio	(1 - x) M	(1 - x) M	(2 + x) M	x M

Las concentraciones en equilibrio son:

$$[\text{H}_2] = (1 - x) \quad [\text{CO}_2] = (1 - x)$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = (2 + x) \quad [\text{CO}] = x$$

Entonces;  $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}$  Ecuación 1

Reemplazando las concentraciones en la Ecuación 1 se obtiene:

$$4,4 = \frac{[2+x] x}{[1-x][1-x]} \quad \text{Ecuación 2}$$

$$(4,4)(1-2x+x^2) = 2x+x^2$$

Reordenando la ecuación 2 se tienen las ecuaciones 3 y 4:

$$4,4 x^2 - x^2 - 8,8 x - 2 x + 4,4 = 0 \quad \text{Ecuación 3}$$

$$3,4 x^2 - 10,8 x + 4,4 = 0 \quad \text{Ecuación 4}$$

Utilizando la fórmula para resolver una ecuación cuadrática:

$$a x^2 \pm b x \pm c x = 0$$

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

y aplicándola para la Ecuación 4 se tiene:

$$x = \frac{-(-10,8) \pm \sqrt{(-10,8)^2 - 4(3,4)(4,4)}}{2(3,4)}$$

Resolviendo se tiene:

$$X_1 = 2,6966 \text{ M}$$

$$X_2 = 0,4799 \text{ M}$$

$X_1$  se descarta porque es mayor que la concentración inicial, por lo que el valor a utilizar es  $X_2$ .

Por lo tanto las concentraciones serán:

$$[\text{H}_2] = (1 - 0,4799) \text{ M} = 0,52 \text{ M}$$

$$[\text{CO}_2] = (1 - 0,4799) \text{ M} = 0,52 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = (2 + 0,4799) \text{ M} = 2,5 \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = 0,48 \text{ M}$$

b) Sabiendo que  $\Delta n = (\text{moles de productos} - \text{moles de reactantes})$

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

Como para nuestro caso  $\Delta n = 0$ , entonces:

$$K_c = K_p = 4,4$$

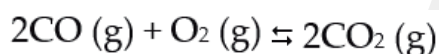


# PROBLEMAS PROPUESTOS

A continuación, se presentan tres problemas propuestos para que puedas resolver y practicar, recuerda hacer lo siguiente:

- Resuélvelos siguiendo los pasos utilizados en los problemas resueltos.
- Si es necesario apóyate con los apuntes.
- Si surgen dudas, registrarlas para luego consultar con el tutor.
- ¡Buen trabajo!

1. Para la reacción en estado gaseoso,



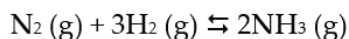
una disminución de la presión en el sistema

- A) Desplazará el equilibrio hacia la izquierda (reactantes).**
- B) Hará que la reacción se detenga.
- C) Desplazará el equilibrio hacia la derecha (productos).
- D) Favorecerá la producción de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).
- E) Hará necesario el uso de un catalizador.

2. Los factores que influyen en el equilibrio químico son:

- A) La temperatura, catalizadores y presión.
- B) La presión, concentración y catalizadores.
- C) Los catalizadores, temperatura y concentración.
- D) La temperatura, concentración y presión.**
- E) Solo los catalizadores.

3. Considerando la siguiente reacción química,



el equilibrio se puede desplazar hacia la derecha

- I) Aumentando la presión.
- II) Añadiendo un catalizador positivo.
- III) Retirando amoníaco ( $\text{NH}_3$ ).

Es (son) correcta(s)

- A) solo I.
- B) solo II.
- C) solo III.
- D) solo I y III.**
- E) I, II y III.

4. Si se produce una disminución de presión en un sistema gaseoso en equilibrio, este sufrirá un desplazamiento.

- A) Hacia los productos.
- B) Hacia los reactantes.
- C) En el sentido del menor volumen.
- D) En el sentido del mayor volumen.**
- E) Hacia donde se absorba calor.

5. Si en una reacción exotérmica se aumenta la temperatura luego de haberse alcanzado el equilibrio químico, en dicha reacción tendrá lugar

- A) Un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda.**
- B) Un cese de la reacción.
- C) La obtención de productos.
- D) Un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha.
- E) Una disminución de la velocidad.

6. Según el principio de Le Chatelier, si en un sistema en equilibrio se modifica algún factor, el sistema evoluciona:

- A) En el sentido que multiplique dicha modificación.
- B) En el mismo sentido de la modificación.
- C) En el sentido que alivie dicha modificación.**
- D) Hacia la formación de productos.
- E) Hacia la recuperación de los reactantes.

7. En la reacción:



para desplazar el equilibrio hacia los reactantes, se debe

- I) Aumentar la temperatura.
- II) Aumentar la concentración de HI.
- III) Disminuir la concentración de  $\text{I}_2$ .

Es (son) correcta(s)

- A) solo I.
- B) solo II.
- C) solo III.
- D) solo I y II.
- E) I, II y III.**

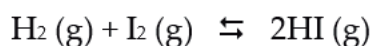
8. En un sistema cerrado, el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) se descompone en nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) e hidrógeno ( $\text{H}_2$ ), según el siguiente equilibrio.



Partiendo de 5 moles de  $\text{NH}_3$ , en el equilibrio se obtienen 2 moles de  $\text{N}_2$ . Entonces, el número total de moles en el sistema es

- A) 7
- B) 8
- C) 9
- D) 11
- E) 13

9. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio en la siguiente reacción?



Datos:

$$[\text{H}_2] = 425 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{I}_2] = 153 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{HI}] = 51 \times 10^{-4} \text{ M}$$

- A) 4,0
- B) 40,0
- C)  $4,0 \times 10^2$
- D)  $4,0 \times 10^3$
- E)  $4,0 \times 10^4$

## SÍNTESIS

a) Las concentraciones de las especies reaccionantes, en solución, se expresan en mol/L. En fase gaseosa, las concentraciones se pueden expresar en mol/L o en unidades de presión, como atmósferas.

b) Las concentraciones de los sólidos puros, líquidos puros (en equilibrios heterogéneos) y disolventes (en equilibrios homogéneos) no se representan en las expresiones de las constantes de equilibrio.

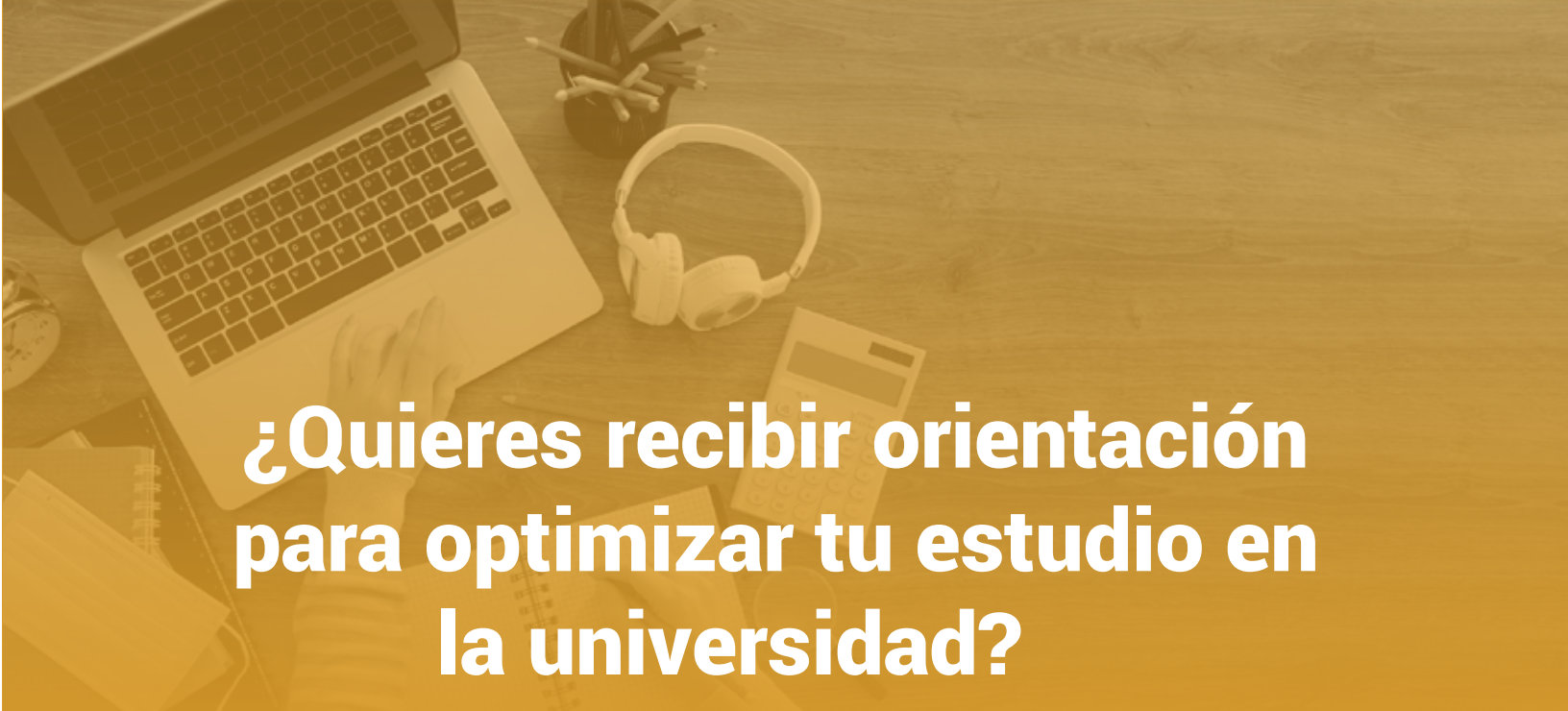
c) En los equilibrios que se establecen en soluciones acuosas, la concentración del agua,  $\text{H}_2\text{O}$ , se considera constante y no se representa en la expresión de la constante de equilibrio.

d) Al señalar un valor para una constante de equilibrio, es necesario especificar la ecuación balanceada y la temperatura.

# BIBLIOGRAFÍA

- Química. R. Chang McGraw Hill. 7ª Edición, 2002.





# ¿Quieres recibir orientación para optimizar tu estudio en la universidad?

CONTAMOS CON PROFESIONALES EXPERTOS EN EL APRENDIZAJE QUE TE PUEDEN ORIENTAR

**SOLICITA NUESTRO APOYO**



Sitio Web de CIMA



Ver más fichas



Solicita más información