



ANUAL SAN MARCOS



www.aduni.edu.pe



QUÍMICA

EQUILIBRIO QUÍMICO
Semana 31

www.aduni.edu.pe

ACADEMIA
ADUNI
ANUAL
SAN MARCOS

I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clase serán capaces de:

1. **Entender** el equilibrio químico, sobre la base de las características y condiciones de dicho estado de equilibrio.
2. **Interpretar** en forma cualitativa y cuantitativa la ley de equilibrio químico.
3. **Comprender** las propiedades de la constante de equilibrio y sus aplicaciones.
4. **Interpretar** la ley de **Le Chatelier** y su importancia en procesos químicos.

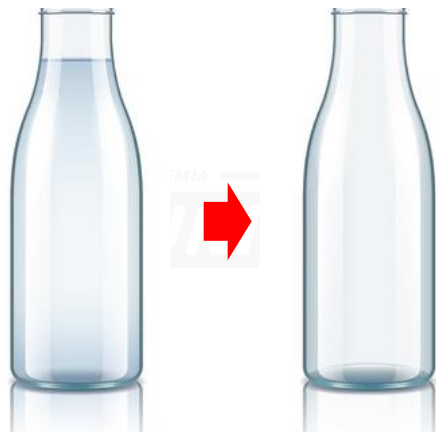


II. INTRODUCCIÓN

Hasta ahora hemos visto que las reacciones químicas ocurren de izquierda a derecha, de reactivos a productos y que continúa hasta que se completan; es decir, hasta que el reactivo limitante se termina. No obstante, muchas reacciones parecen detenerse antes de que esto pase. La razón es que otra reacción, la inversa de la primera, también tiene lugar. La reacción directa (izquierda a derecha) no se ha detenido, pero la reacción inversa (derecha a izquierda) está ocurriendo en el mismo momento. Por tanto, no ocurren más cambios en las cantidades de reactivos y productos.

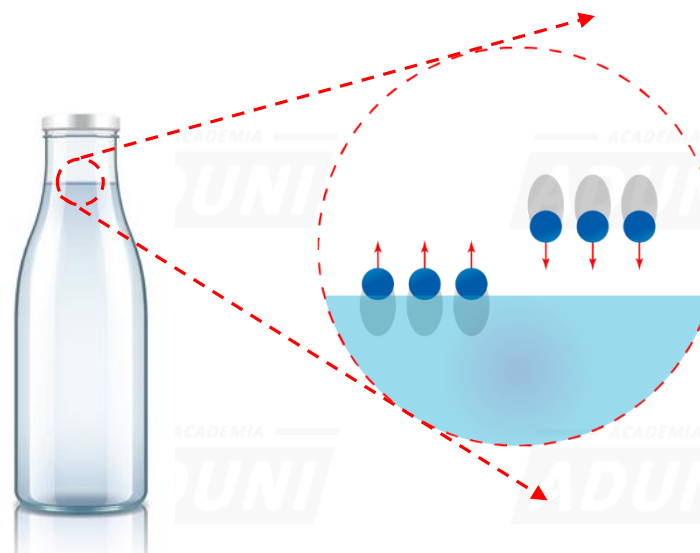
- Consideremos como ejemplo, los siguiente **procesos físicos**:

A) Sistema abierto.



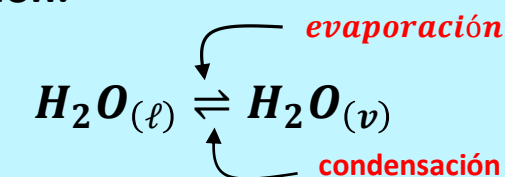
En un sistema abierto (botella con agua **sin tapa**), el agua se evapora.
Ecuación: $H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2O_{(v)}$

B) Sistema cerrado.



En un sistema cerrado, el agua no solamente se evapora sino también se condensa, cuando la rapidez de evaporación y condensación se igualan entonces se establece el **equilibrio** entre la evaporación y condensación y el nivel de agua ya no varía.

Ecuación:



III. CONCEPTO

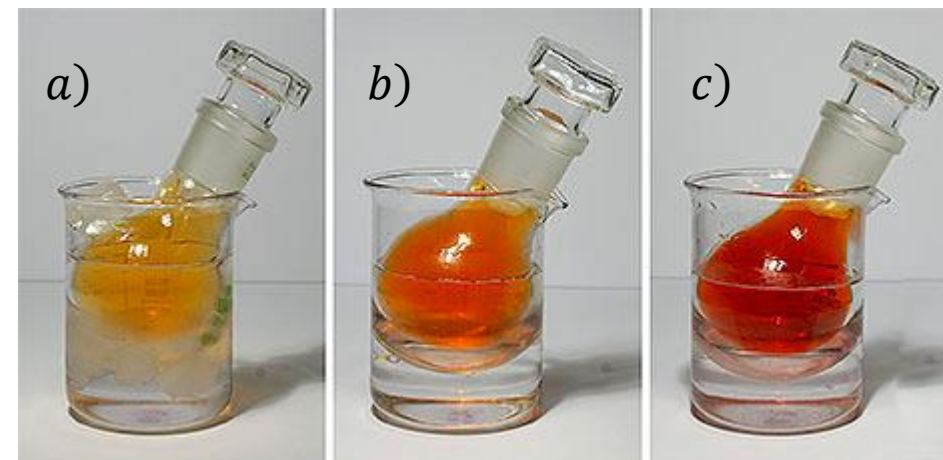
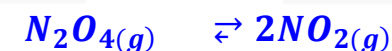
Es un estado de equilibrio dinámico (a nivel molecular) en el cual las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan; el equilibrio se establece a temperatura constante y en el las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes.

El equilibrio entre dos fases de la misma sustancia se denomina **equilibrio físico** porque *los cambios que suceden son procesos físicos*.

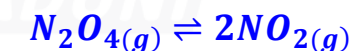


Agua líquida en equilibrio con su vapor en un sistema cerrado a temperatura ambiente.

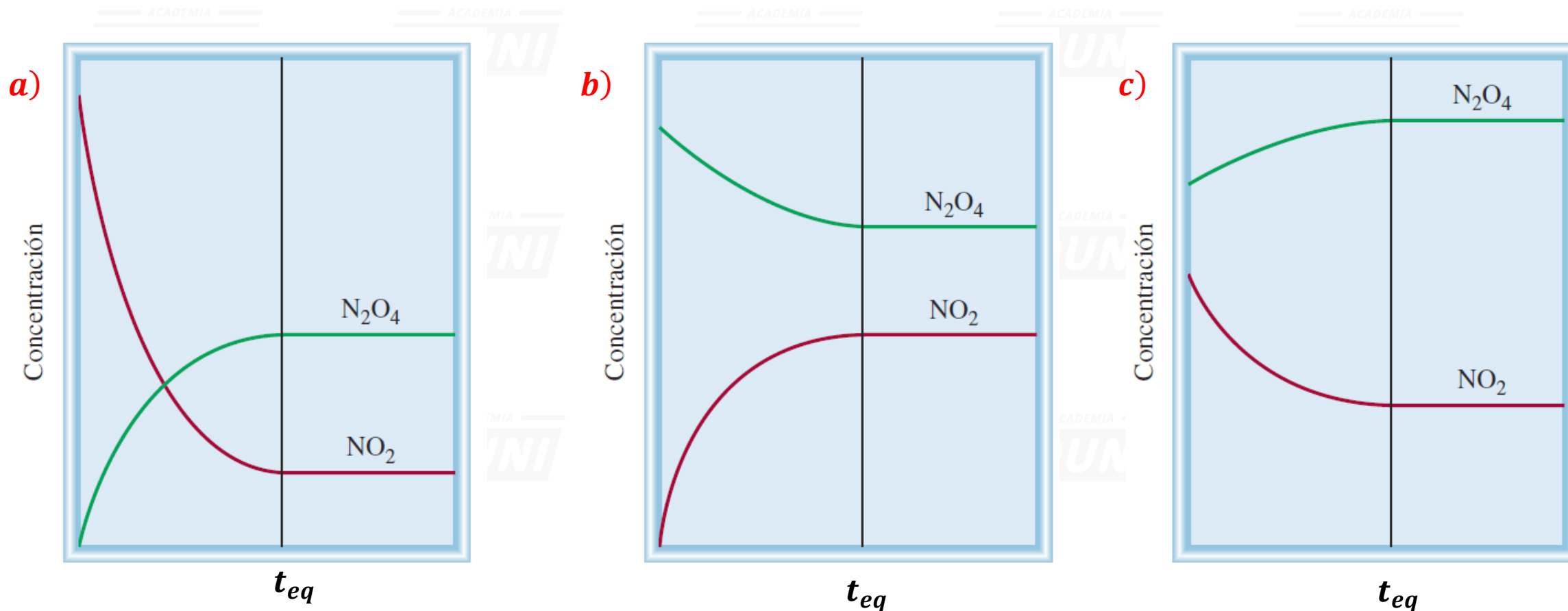
En el **equilibrio químico** participan distintas sustancias, como reactivos y productos.



transparente



Proceso reversible en equilibrio

CAMBIO EN LAS CONCENTRACIONES DE NO_2 Y N_2O_4 CON EL TIEMPO

a) Inicialmente sólo está presente el NO_2 . **b)** Al principio sólo se halla el N_2O_4 . **c)** Al inicio está presente una mezcla de NO_2 y N_2O_4 . En cada caso, se establece el equilibrio a la derecha de la línea vertical.

IV. CARACTERÍSTICAS DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

- Los reactantes y productos coexisten en el mismo recipiente, es decir, forman una mezcla en mutuo dinamismo e interconversión.
- La velocidad de reacción directa (v_d) y la velocidad de reacción inversa (v_i) son iguales.
- La concentración molar de las sustancias se mantiene constante.
- La presión parcial de los gases se mantiene constante.
- La reacción directa (\rightarrow) e inversa (\leftarrow) continúan ocurriendo, no se paralizan; es decir, el equilibrio químico es dinámico.

V. CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_{eq})

para una reacción reversible en equilibrio y a una temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante K_{eq} (la constante de equilibrio).

En general, sea la siguiente reacción reversible en equilibrio:



**Expresión de la
Constante de equilibrio**

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

$[A], [B], [C], [D] \Rightarrow$ son concentraciones (**mo l/L**) en el equilibrio

¿SABÍAS QUE...?

La constante de equilibrio es adimensional, es decir no tiene unidades.

En general:

$$K_{eq} = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactantes}]}$$

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

$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

$K_c \Rightarrow$ En función de las concentraciones molares en el equilibrio

$K_p \Rightarrow$ En función de las presiones parciales (**atmósfera**) de componentes gaseosos en el equilibrio

INTERPRETACIÓN DEL VALOR DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

La importancia de la constante de equilibrio consiste en poder analizar el rendimiento de una reacción.

A) Si $K \gg 1$ Equilibrio desplazado hacia los **productos**

REACTANTES



PRODUCTOS

B) Si $K \ll 1$ Equilibrio desplazado hacia los **reactantes**

REACTANTES



PRODUCTOS

RELACIÓN ENTRE K_p Y K_c

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

Donde:

$$\Delta n_g = n_{P(g)} - n_{R(g)} = (c + d) - (a + b)$$

$$T = \text{Temperatura (K)} \quad R = 0,082 \frac{\text{atmxL}}{\text{molxK}}$$

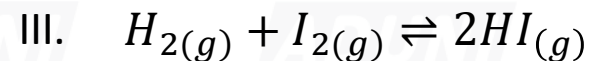
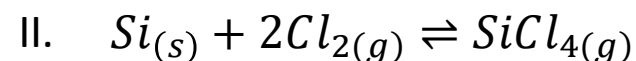
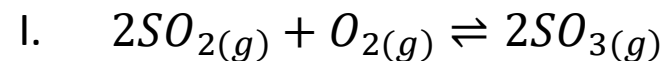
$$\text{Si: } \Delta n_g = 0 \Rightarrow K_p = K_c$$

$$\text{Si: } \Delta n_g > 0 \Rightarrow K_p > K_c$$

$$\text{Si: } \Delta n_g < 0 \Rightarrow K_p < K_c$$

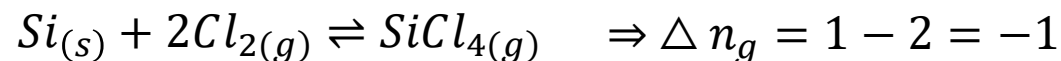
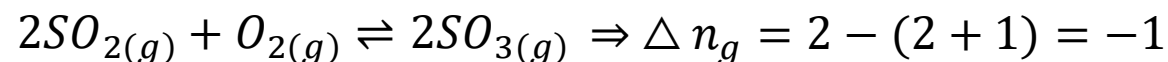
EJERCICIO

Identifique los procesos reversibles que tienen el mismo valor de K_c y K_p .



RESOLUCIÓN

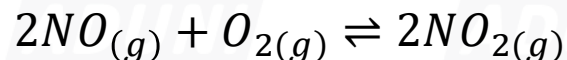
Para que K_c y K_p tengan el mismo valor, la $\Delta n_g = 0$



Respuesta: solo III

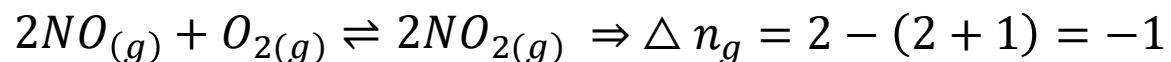
EJERCICIO

A 600 K se tiene la siguiente reacción en equilibrio:



Si las concentraciones molares en equilibrio son :

$[NO] = 0,50 M$, $[O_2] = 0,75 M$ y $[NO_2] = 0,25 M$, determine el valor de K_p .

RESOLUCIÓN

De la expresión de K_c .

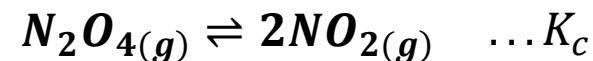
$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2[O_2]} = \frac{(0,25)^2}{(0,5)^2(0,75)} = 0,33$$

$$\text{De: } K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g}$$

$$K_p = 0,33 \times (0,082 \times 600)^{-1} = 6,7 \times 10^{-3}$$

EJEMPLO

Consideremos el siguiente proceso reversible en equilibrio equilibrio.



$$[E_q] = 0,4 M \quad 0,6 M$$

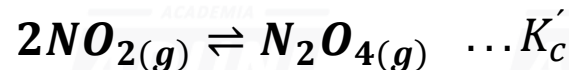
Expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0,6)^2}{0,4} = 0,9$$

PROPIEDADES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

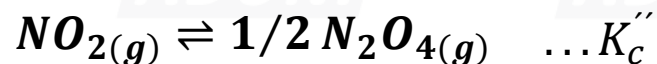
Tomando los datos del ejemplo anterior.

- Si la ecuación se invierte, la nueva constante de equilibrio es la inversa de la inicial.



$$K'_c = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{0,9} = 1,11$$

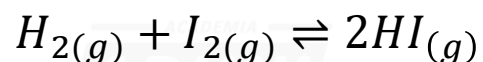
- Si la ecuación es multiplicada por un valor numérico, la nueva constante de equilibrio es la inicial elevada a ese valor.



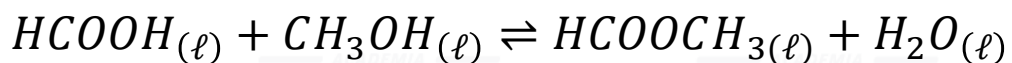
$$K_c'' = (K_c)^{1/2} = (0,9)^{1/2} = 0,95$$

VI. EQUILIBRIO HOMOGÉNEO

Se establece cuando reactivos y productos están en un mismo estado físico.



$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \quad K_p = \frac{(P_{HI})^2}{(P_{H_2})(P_{I_2})}$$



$$K_c = \frac{[HCOOCH_3][H_2O]}{[HCOOH][CH_3OH]}$$

No hay expresión para K_p .

VII. EQUILIBRIO HETEROGÉNEO

Se establece cuando reactivos y productos están en estados físicos diferentes.

OBSERVACIÓN

En contraste con los gases, las concentraciones de sólidos y líquidos puros en equilibrio heterogéneo son constantes; no cambian. Por tanto, los sólidos puros y líquidos puros no se incluyen en la expresión de constante de equilibrio.

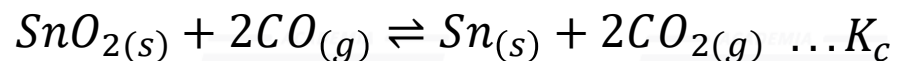
la “concentración” de un sólido, al igual que su densidad, es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de sustancia presente.



Cobre(Cu); PA= 63,55 uma
Densidad= 8,96 g/cm³

$$[Cu] = 8,96 \frac{g}{cm^3} \times \frac{1 mol}{63,55 g} \times \frac{1000 cm^3}{1 L} = 141 \frac{mol}{L}$$

Constante

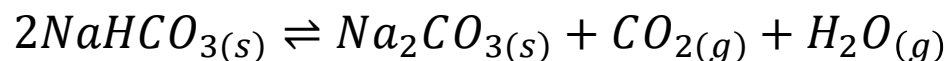


$$K_c' = \frac{[\text{Sn}][\text{CO}_2]^2}{[\text{SnO}_2][\text{CO}]^2}$$

$$K_c' \frac{[\text{SnO}_2]}{[\text{Sn}]} = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2}$$

Constante(K_c)

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2}$$



$$K_c = [\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]$$

VIII. PRINCIPIO DE LE CHATELIER

si se presenta una perturbación externa sobre un sistema en equilibrio, el sistema se ajustará de tal manera que se cancele parcialmente dicha perturbación en la medida que el sistema alcanza una nueva posición de equilibrio.

Los factores que perturban el equilibrio son:

- **Cambios en la concentración.**
- **Cambios en la presión y volumen.**
- **Cambios en la temperatura.**

Para reestablecer un nuevo equilibrio predominará uno de los sentidos: \rightarrow o \leftarrow

**Disminuye
Reactantes**

Predomina sentido
directo

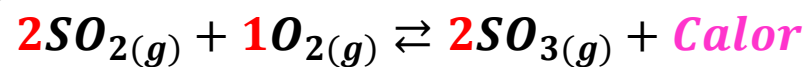
**Aumenta
Productos**

**Aumenta
reactantes**

Predomina sentido
inverso

**Disminuye
productos**

Se la siguiente reacción en equilibrio:



3 moles

2 moles

Perturbación (acción)	Reacción	Desplazamiento	Consecuencia
Se agrega cierta cantidad de SO_2	El sistema consume parte del SO_2	\longrightarrow	<ul style="list-style-type: none"> Se forma SO_3 Se consume SO_2 y O_2
Se retira cierta cantidad de O_2	El sistema produce O_2	\longleftarrow	<ul style="list-style-type: none"> Se forma SO_2 y O_2 Se consume SO_3
El volumen del sistema aumenta (disminuye la presión)	El sistema aumenta la Presión de los gases (produce mayor número de moles gaseosos)	\longleftarrow	<ul style="list-style-type: none"> Se forma SO_2 y O_2 Se consume SO_3
Se enfría el sistema (se retira calor)	El sistema genera calor	\longrightarrow	<ul style="list-style-type: none"> Se forma SO_3 Se consume SO_2 y O_2

- La adición de un catalizador o inhibidor no altera la posición de equilibrio, solo acelera o desacelera el proceso.
- Los cambios de presión solo alteran los equilibrios donde $\Delta n \neq 0$.
- Si se altera la temperatura, también se altera el valor de la constante de equilibrio.

VIII. BIBLIOGRAFÍA

- **Química, colección compendios académicos UNI; Lumbreras editores**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones; 2019 Lumbreras editores.**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones.**
- **Química esencial; Lumbreras editores.**
- **Fundamentos de química, Ralph A. Burns; 2003; PEARSON**
- **Química, segunda edición Timberlake; 2008, PEARSON**
- **Química un proyecto de la ACS; Editorial Reverte; 2005**
- **Química general, Mc Murry-Fay quinta edición**

