

# **Química General II**

## **UNIDAD 4: Equilibrio Químico**

**Prof. Myleidi Vera Otero**

**mylevera@udec.cl**

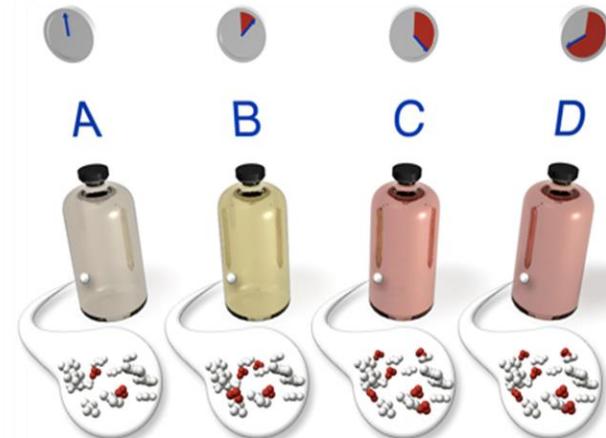
# Contenidos de la clase

## Unidad 4: Equilibrio Químico

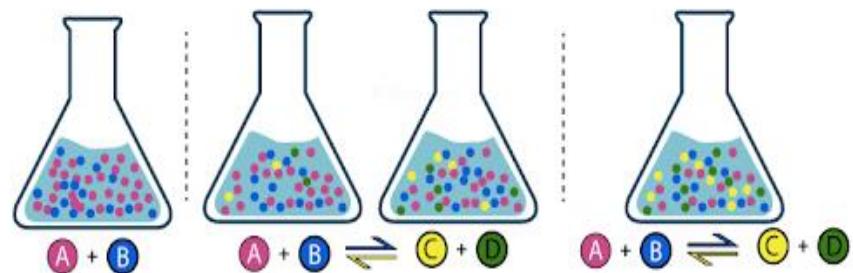
El concepto de equilibrio químico.

Bases termodinámicas.

- La constante de equilibrio, expresión, magnitud y propiedades.
- Equilibrios homogéneos, heterogéneos y múltiples.



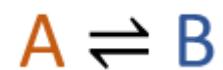
# Equilibrio Químico. Concepto



© by JJS.com

# Pregunta

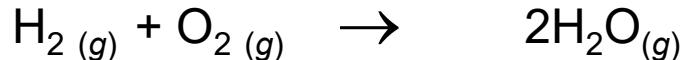
Realice un gráfico de concentración vs tiempo para la siguiente reacción:



# Equilibrio Químico. Concepto

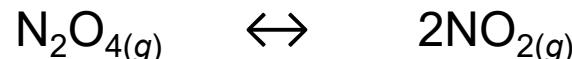
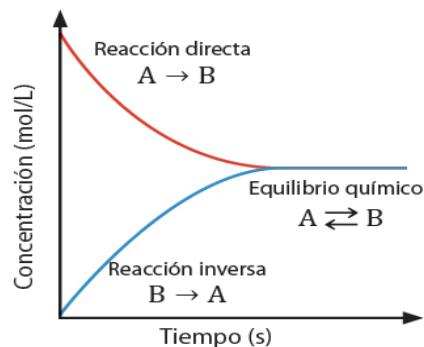
**Reacciones irreversibles:** Reacción que transcurre en una sola dirección o sentido.

Reactantes → Productos



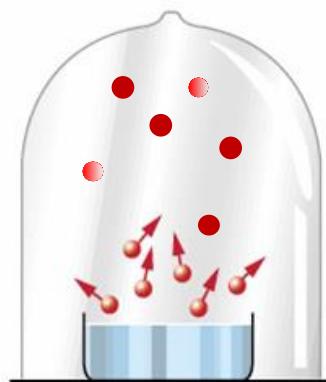
**Reacciones reversibles:** Reacción que puede ocurrir en ambas direcciones.

Reactantes ⇌ Productos

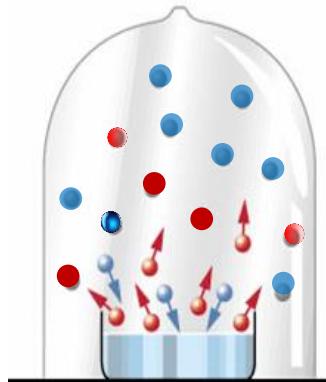


# Equilibrio Químico. Concepto

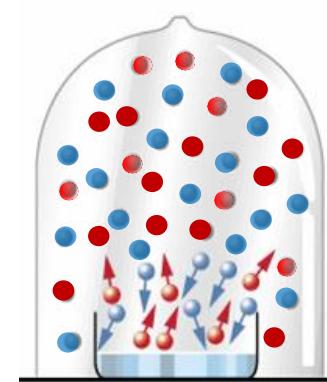
Reactantes  $\rightleftharpoons$  Productos



$t = t_i$

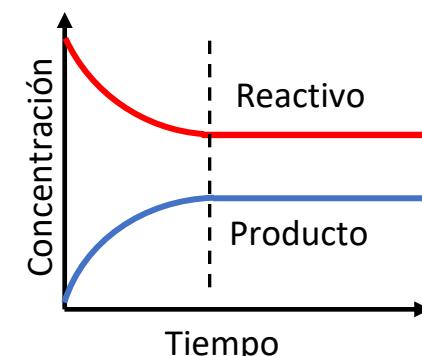
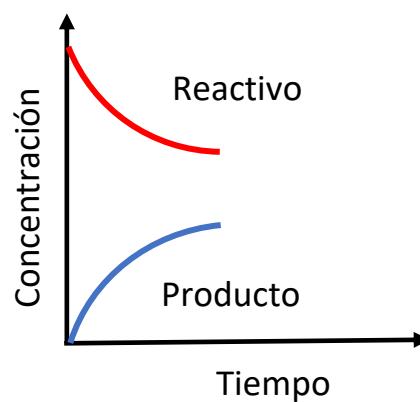
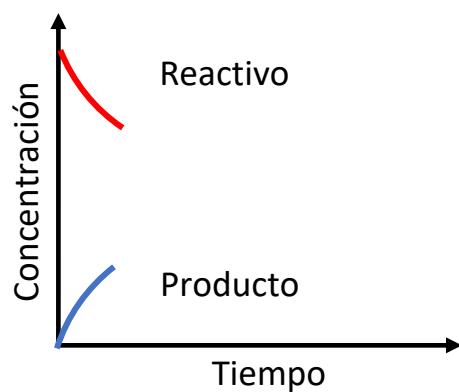


$t = t_c$



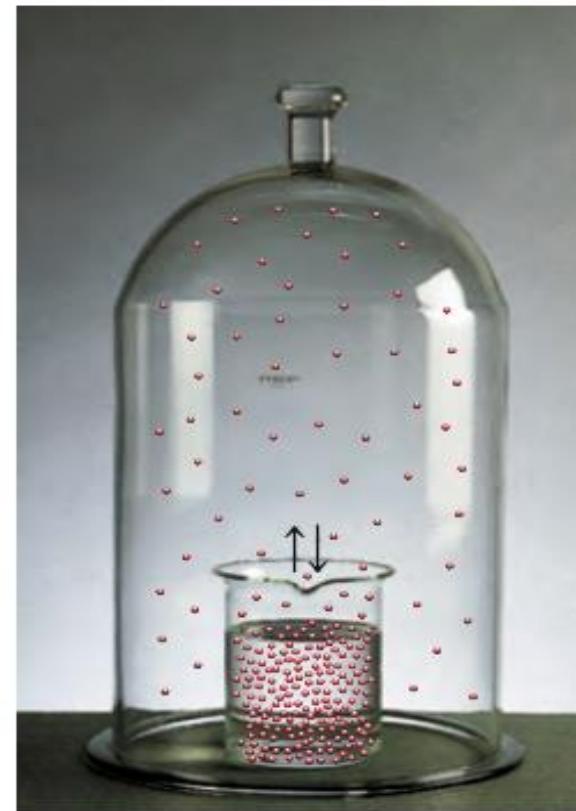
$t = t_{eq.}$

Tiempo



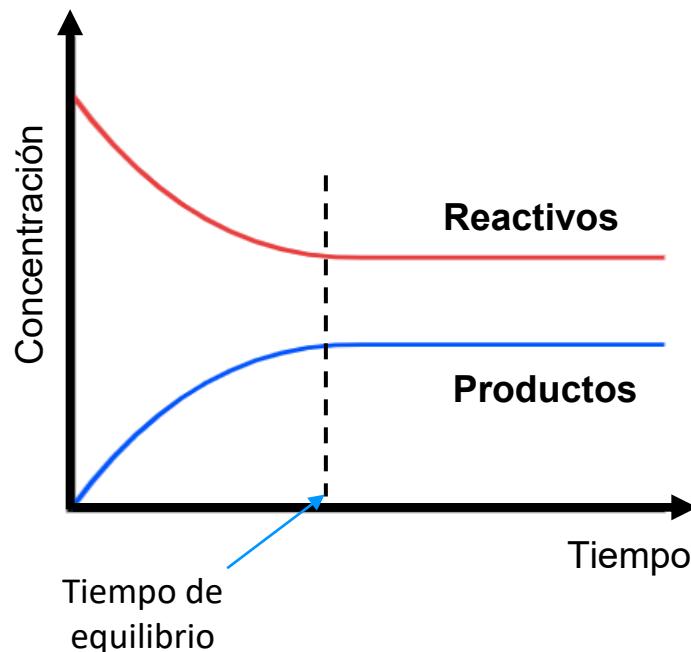
# Equilibrio Químico. Concepto

El equilibrio entre dos fases de la misma sustancia se denomina *equilibrio físico* porque *los cambios que suceden son procesos físicos*. La evaporación de agua en un recipiente cerrado a una temperatura determinada es un ejemplo de equilibrio físico.



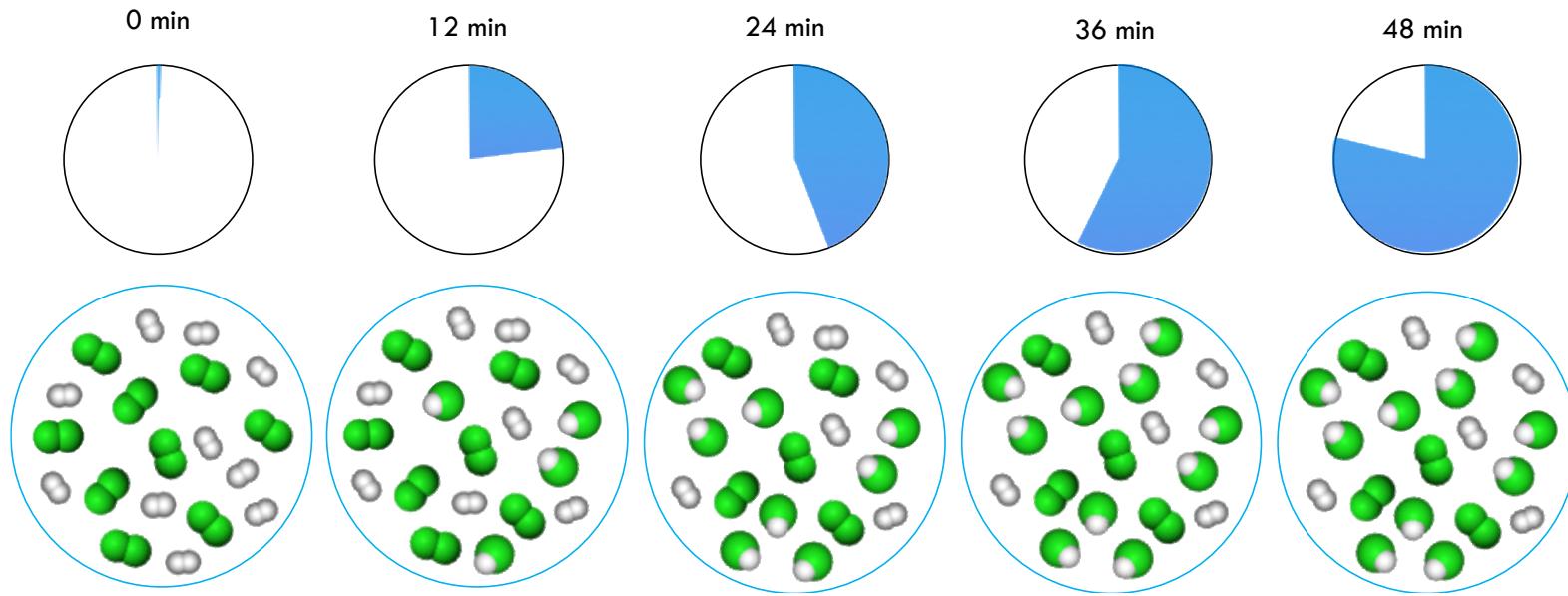
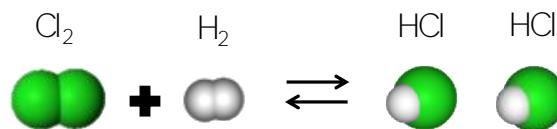
# Equilibrio Químico. Concepto

El *equilibrio químico* es un estado dinámico que se alcanza cuando las velocidades de la reacción directa e inversa se igualan, y las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes.



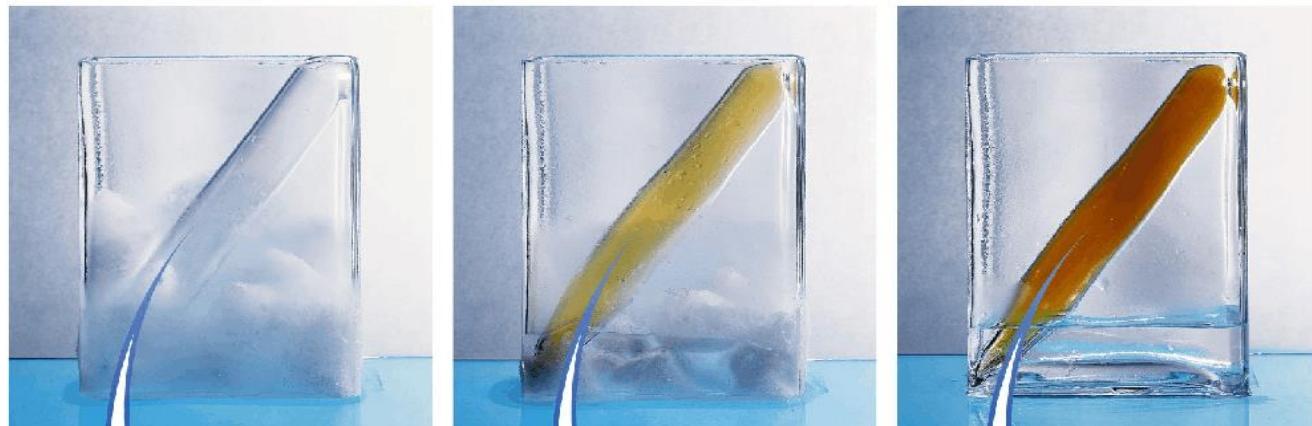
Cuando una reacción química llega al estado de equilibrio, *las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo*, sin que se produzcan cambios visibles en el sistema (sistema cerrado).

# Equilibrio Químico. Concepto



Después de 36 min, tanto la concentración de Cl<sub>2</sub>, como de H<sub>2</sub> y de HCl, permanecen constantes.

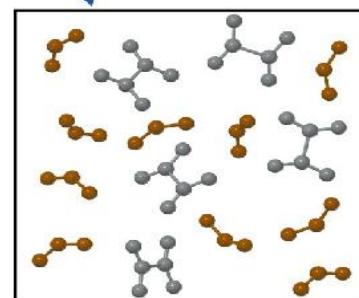
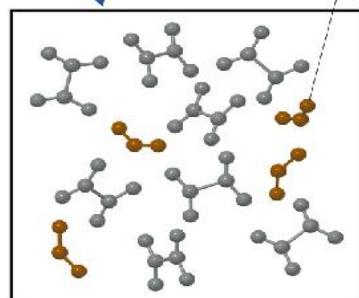
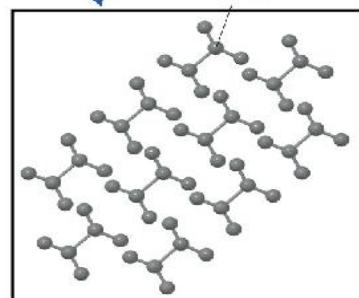
# Equilibrio Químico. Concepto



(a)

(b)

(c)

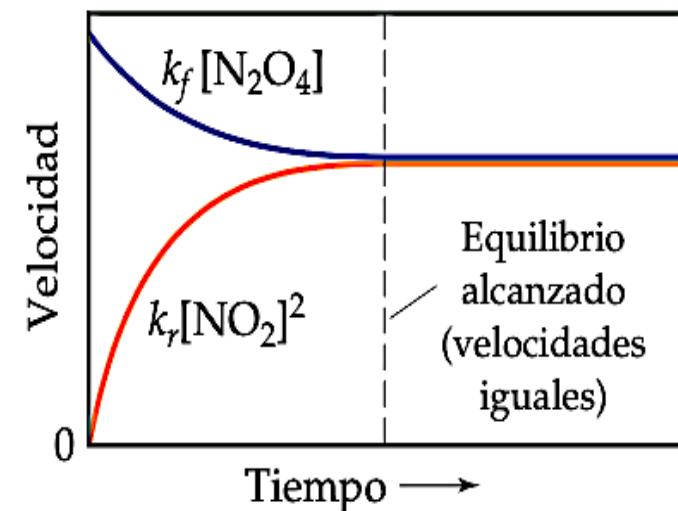
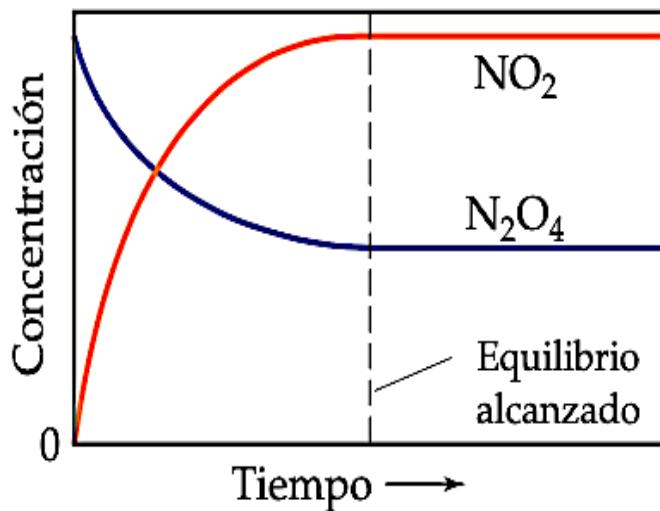
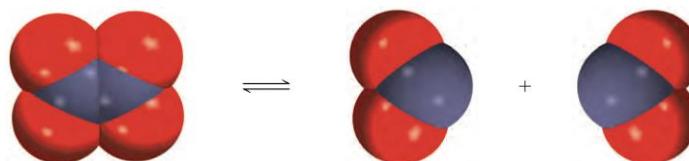


La muestra de  $\text{N}_2\text{O}_4$  congelado es casi incolora

El  $\text{N}_2\text{O}_4$  caliente se disocia a  $\text{NO}_2(g)$  de color café

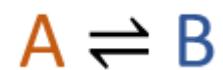
Los colores dejan de cambiar; el equilibrio se alcanza: la velocidad de la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4(g) \longrightarrow 2\text{NO}_2(g)$  = velocidad de la reacción  $2\text{NO}_2(g) \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(g)$

# Equilibrio Químico. Concepto

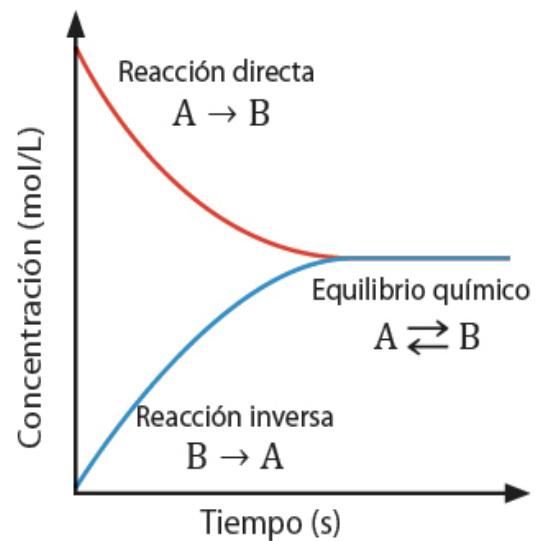


# Pregunta

Realice un gráfico de concentración vs tiempo para la siguiente reacción:



# La constante de equilibrio



# La constante de equilibrio (K)

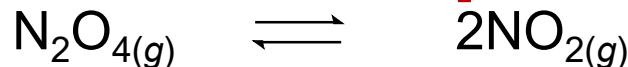


TABLA 14.1 El sistema NO<sub>2</sub>-N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> a 25°C

Concentraciones iniciales (M)		Concentraciones de equilibrio (M)		Relación de las concentraciones de equilibrio	
[NO <sub>2</sub> ]	[N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ]	[NO <sub>2</sub> ]	[N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ]	[NO <sub>2</sub> ] [N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ]	[NO <sub>2</sub> ] <sup>2</sup> [N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ]
0.000	0.670	0.0547	0.643	0.0851	4.65 × 10 <sup>-3</sup>
0.0500	0.446	0.0457	0.448	0.102	4.66 × 10 <sup>-3</sup>
0.0300	0.500	0.0475	0.491	0.0967	4.60 × 10 <sup>-3</sup>
0.0400	0.600	0.0523	0.594	0.0880	4.60 × 10 <sup>-3</sup>
0.200	0.000	0.0204	0.0898	0.227	4.63 × 10 <sup>-3</sup>

4.63 10<sup>-3</sup>

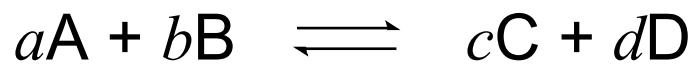
$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 4.63 \times 10^{-3}$$

Cuando la reacción alcanza el equilibrio, el cociente entre las concentraciones de reactivos y productos elevadas a sus coeficientes estquimetricos siempre muestra un valor constante (K) a una determinada temperatura.

# La constante de equilibrio (K). Expresión

## Ley de acción de masas

Establece que *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 (la constante de equilibrio).*



Reacción reversible



Cato Guldberg (1836-1902) y  
Peter Waage (1833-1900)  
Químicos noruegos.

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

Productos

Reactivos

Expresión de la constante de equilibrio

K es la constante de equilibrio de la reacción.

*La constante de equilibrio (K) se define mediante un cociente, cuyo numerador y denominador se obtienen multiplicando las concentraciones de equilibrio de los productos y reactivos elevados a una potencia igual a su coeficiente estequiométrico en la ecuación balanceada.*

# La constante de equilibrio (K). Bases termodinámicas

La constante de equilibrio está relacionada con la cinética de una reacción y también con la termodinámica. Las constantes de equilibrio deducidas de mediciones termodinámicas se definen en términos de *actividades*, y no de concentraciones o presiones parciales.

- La *actividad* ( $a$ ) de cualquier sustancia en una *mezcla ideal* es la razón de la concentración o la presión de la sustancia con respecto a una concentración de referencia (1 M) o a una presión de referencia (1 atm).

$$a_i = \frac{C \text{ (M)}}{1 \text{ M}} \quad a_i = \frac{P \text{ (atm)}}{1 \text{ atm}}$$

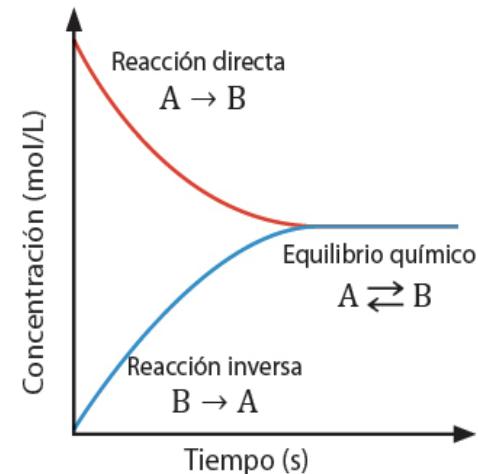
- Por ejemplo, si la concentración de una sustancia en una mezcla en equilibrio es 0.010 M, su *actividad* es

$$a_i = \frac{0.010 \text{ M}}{1 \text{ M}} = 0.010$$

*Este proceso elimina todas las unidades pero no modifica la magnitud de la concentración o la presión. En consecuencia, K no tiene unidades. Los sólidos y líquidos puros, tienen actividades iguales a 1.*

# Características de una reacción en equilibrio

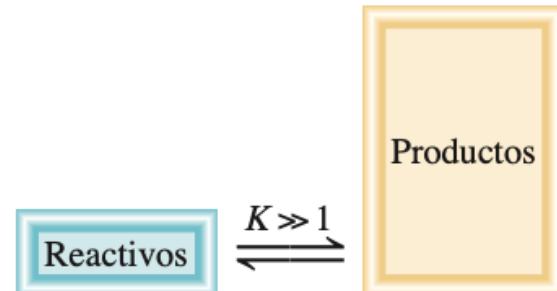
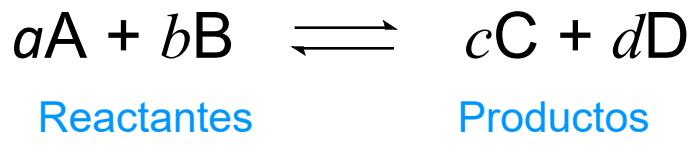
- Para que se establezca el equilibrio la velocidad de reacción directa e inversa deben ser iguales.
- En el equilibrio, las concentraciones de los reactivos y productos no cambian en el tiempo.
- En el equilibrio, una relación específica de concentración es igual a una constante.
- El valor de K sólo depende de la temperatura.



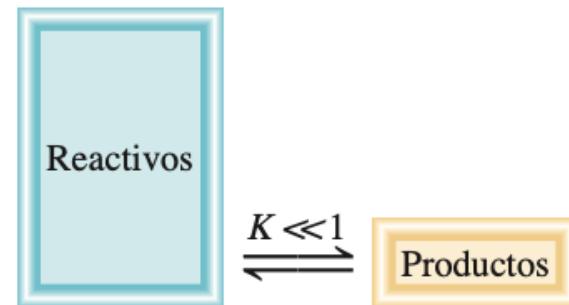
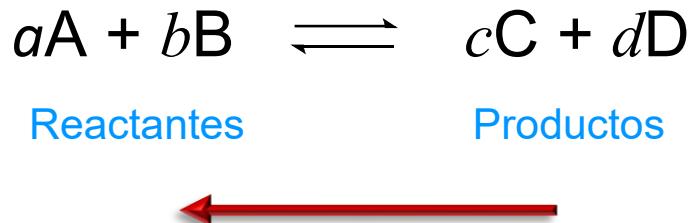
# La magnitud de la K de equilibrio

*La magnitud de K nos dice si una reacción es favorecida hacia la formación de reactantes o de productos.*

- Si  $K \gg 1$ , el equilibrio se desplaza hacia la derecha y favorecerá a los productos.

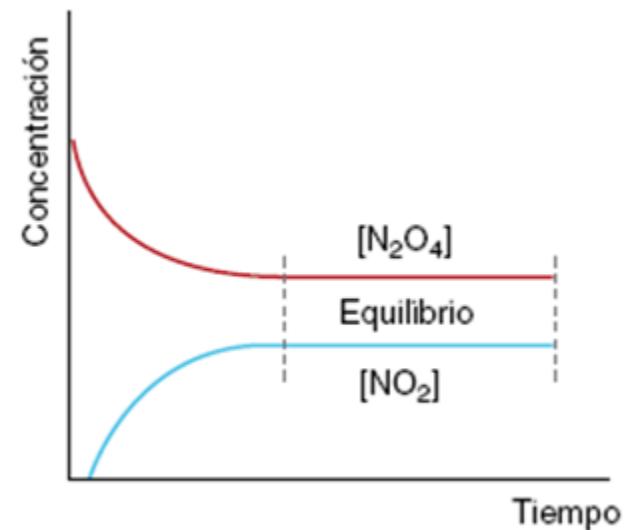


- Si  $K \ll 1$ , el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y favorecerá a los reactantes.



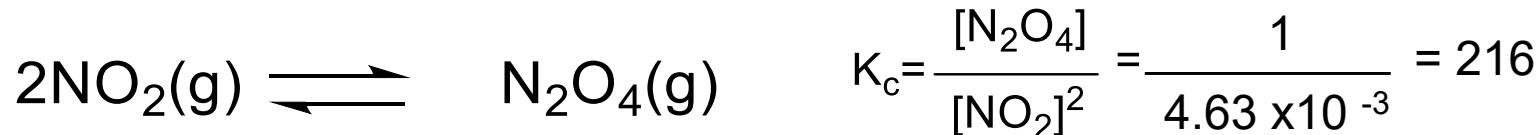
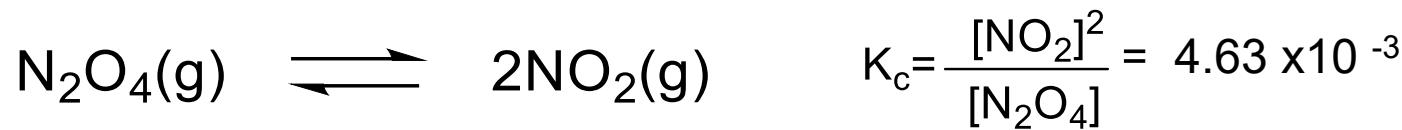
*En este contexto, cualquier número superior a 10 se considera que es mucho mayor a 1, y un número menor a 0.1 significa que es mucho menor que 1.*

# Propiedades de la constante de equilibrio



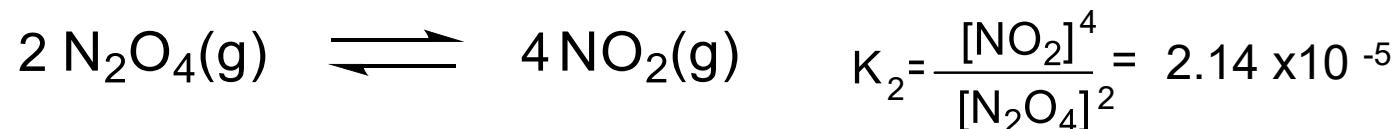
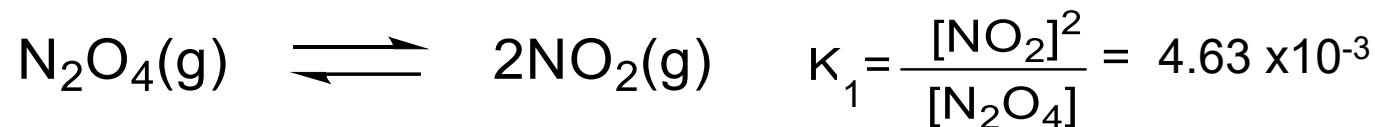
# Propiedades de la constante de equilibrio

- Cuando la ecuación de una reacción reversible se escribe en dirección opuesta, el valor de la constante de equilibrio es el inverso al valor de la constante de equilibrio original.



# Propiedades de la constante de equilibrio

- El valor de  $K$  depende de la estequiometría de la ecuación, si se duplica una ecuación química, la constante de equilibrio correspondiente será el cuadrado de su valor original; si se triplica la ecuación, la constante de equilibrio será el cubo del valor, y así sucesivamente.

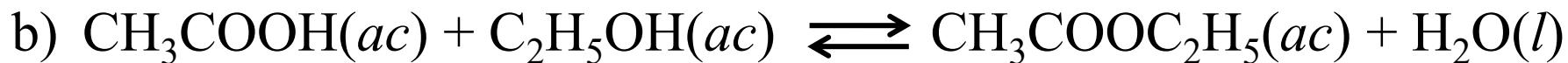


$$K_2 = (K_1)^2 = (4.63 \times 10^{-3})^2 = 2.14 \times 10^{-5}$$

*Es muy importante indicar la estequiometría de la ecuación química de la reacción que se está estudiando.*

# Ejercicio

Escriba la expresiones para  $K_C$  para las siguientes reacciones reversibles en equilibrio:

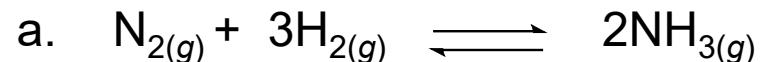


**Importante:** Para efectos prácticos, la constante de equilibrio se escribirá adimensionalmente.

**RECUERDE QUE LA REACCIÓN DEBE ESTAR BALANCEADA!**

# Ejercicio

La reacción en la que se produce amoniaco se puede escribir de varias formas:

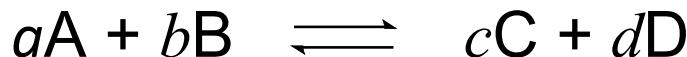


Escriba la expresión de la constante de equilibrio ( $K_c$ ) para cada ecuación.

Cómo se relacionan entre sí las constantes de equilibrio?

# Escritura de las expresiones de la K de equilibrio

Dependiendo de la fase en la que se encuentren los reactivos y los producto, la K se puede expresar de dos formas:



Sistema en equilibrio

Concentraciones expresadas en  
**mol/L**  
gases (g) o sistemas acuosos (ac)

$$\downarrow$$
  
$$K_c$$
  
$$\downarrow$$

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

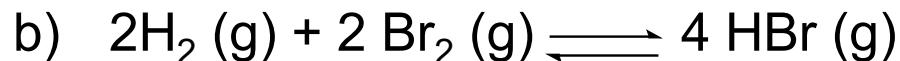
Presiones parciales (atm)  
Gases (g)

$$\downarrow$$
  
$$K_p$$
  
$$\downarrow$$

$$K_p = \frac{(P_c)^c (P_d)^d}{(P_a)^a (P_b)^b}$$

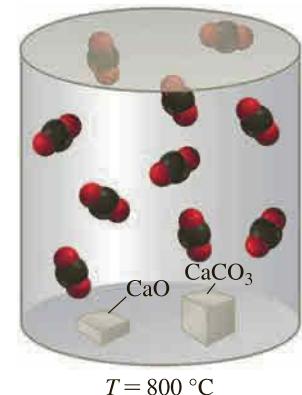
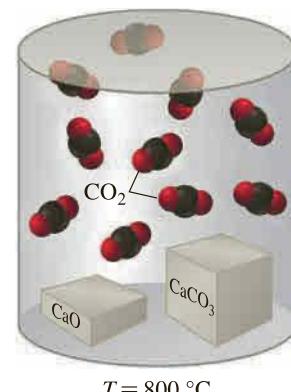
# Ejercicio

A) Para la reacción:  $H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2 HBr(g)$ ,  $K_p = 3.5 \times 10^4$  a 1495K. ¿Qué valor tiene  $K_p$  para las siguientes reacciones?



R:  $5.3 \times 10^{-3}$  y  $1.2 \times 10^9$

# Equilibrios homogéneos, heterogéneos y múltiples



# Equilibrios homogéneos y heterogéneos

## Equilibrio homogéneo

Es el equilibrio en el que todas las especies reactivas se encuentran en la misma fase.



## Equilibrio heterogéneo

Es el equilibrio en el que reactivos y productos se encuentran en fases distintas

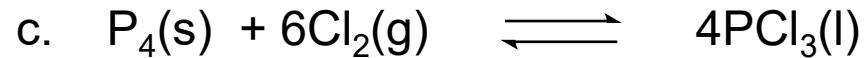
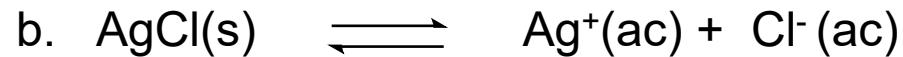
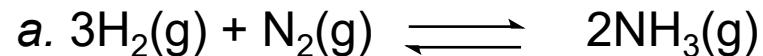


$$K = [\text{CO}_2]$$

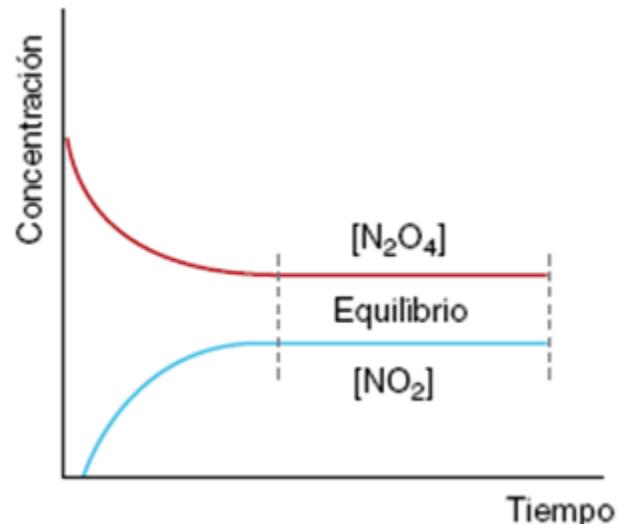
Compuestos **sólidos** o **líquidos puros** no se consideran en la expresión de equilibrio, ya que su concentración es constante.

# Ejercicio

Escriba las expresiones de  $K_p$  y/o  $K_c$  para las siguientes reacciones en equilibrio:



# Cálculo de la constante de equilibrio



# Ejercicio

Se ha estudiado el siguiente proceso en equilibrio a 230°C:



En un experimento se encontró que las concentraciones de equilibrio de las especies reactivas son  $[\text{NO}] = 0.0542 \text{ mol/L}$ ,  $[\text{O}_2] = 0.127 \text{ mol/L}$  y  $[\text{NO}_2] = 15.5 \text{ mol/L}$ . Calcule la constante de equilibrio ( $K_c$ ) de la reacción a esta temperatura.

R.  $6.44 \times 10^5$

# Ejercicio

La constante de equilibrio  $K_P$  obtenida para la descomposición del pentacloruro de fósforo en tricloruro de fósforo y cloro molecular



es de 1.05 a 250 °C. Si las presiones parciales en el equilibrio de  $\text{PCl}_5$  y  $\text{PCl}_3$  son de 0.875 atm y 0.463 atm, respectivamente, ¿cuál es la presión parcial de equilibrio del  $\text{Cl}_2$  a esta temperatura?

R. 1.98 atm

# Relación entre K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub>

En general K<sub>P</sub> ≠ K<sub>c</sub>, pero se puede convertir una en otra por medio de la ecuación:

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

Δn = moles (producto gaseoso) – moles (reactivo gaseoso)

R = 0.0821  $\frac{atm \times L}{mol \times K}$  (Constante universal de los gases)

T = Temperatura en K

# Ejercicio

Consideré el siguiente equilibrio a 395 K:

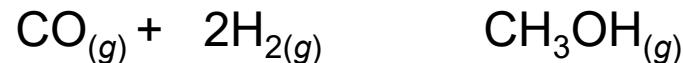


La presión parcial de cada gas es de 0.265 atm. Calcule las magnitudes de  $K_P$  y  $K_c$  para la reacción.

R.  $K_P = 0.0702$ ;  $K_c = 6.68 \times 10^{-5}$

# Ejercicio

El metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) se elabora industrialmente mediante la reacción:



La constante de equilibrio ( $K_c$ ) para la reacción es de 10.5 a 220°C. ¿Cuál es el valor de  $K_p$  a esta temperatura?

$$R. 6.41 \times 10^{-3}$$

# Equilibrios múltiples

Son aquellos sistemas en equilibrio en los que las moléculas del producto de un equilibrio participan en un segundo proceso en equilibrio:

Etapa 1



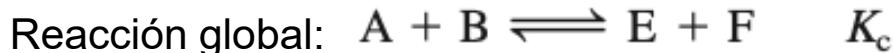
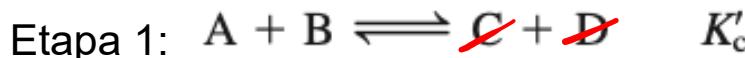
$$K'_c = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

Etapa 2



$$K''_c = \frac{[E][F]}{[C][D]}$$

La reacción global está dada por la suma de las dos reacciones



Constante para la reacción global

$$K_c = \frac{[E][F]}{[A][B]}$$

La misma expresión se obtienen al multiplicar las constantes  $K' \times K''$

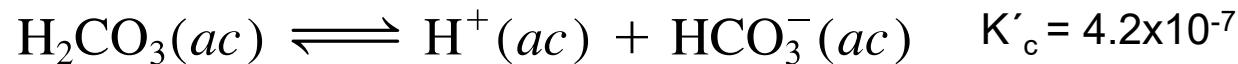
$$K'_c K''_c = \frac{[C][D]}{[A][B]} \times \frac{[E][F]}{[C][D]} = \frac{[E][F]}{[A][B]}$$

$$K_c = K'_c K''_c$$

Si una reacción se puede expresar como la suma de dos o más reacciones, la constante de equilibrio para la reacción global estará dada por el producto de las constantes de equilibrio de las reacciones individuales.

# Ejercicio

Para la disociación del ácido carbónico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) a 25 °C se han determinado las siguientes constantes de equilibrio:

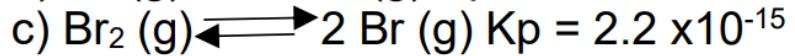
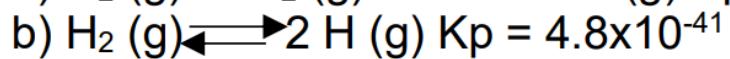
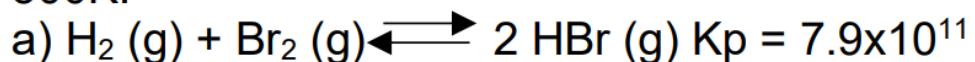


Basado en lo anterior, calcule el valor de K para la siguiente reacción:

$$R. \quad K_c = 2.0 \times 10^{-17}$$

# Ejercicio

iii) Las constantes de equilibrio para las reacciones que se indican han sido obtenidas a 500K.



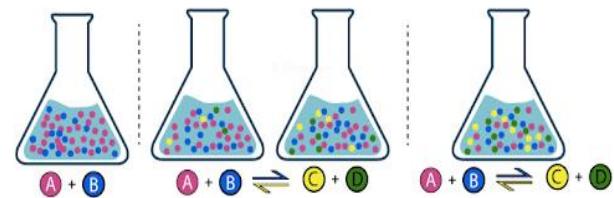
Calcule  $K_p$  para la reacción de formación de HBr a partir de los átomos de H y Br:



# Equilibrio químico

## En resumen...

- Las concentraciones de las especies reactivas en fase condensada se expresan en mol/L; en la fase gaseosa las concentraciones se pueden expresar en mol/L o en atm.  $K_c$  se relaciona con  $K_p$  mediante una ecuación simple.
- Las concentraciones de los sólidos puros, líquidos puros (en equilibrios heterogéneos) y los disolventes (en equilibrios homogéneos) no aparecen en las expresiones de la constante de equilibrio.
- La constante de equilibrio ( $K_c$  o  $K_p$ ) es una cantidad adimensional. Al señalar un valor para la constante de equilibrio, necesitamos especificar la ecuación balanceada y la temperatura.
- Si una reacción representa la suma de dos o más reacciones, la constante de equilibrio para la reacción global está dada por el producto de las constantes de equilibrio de las reacciones individuales.



# **FIN DE LA CLASE** ☺

**Prof. Myleidi Vera**  
**mylevera@udec.cl**