

# Química General II

## UNIDAD 4: Equilibrio Químico

Prof. Myleidi Vera Otero

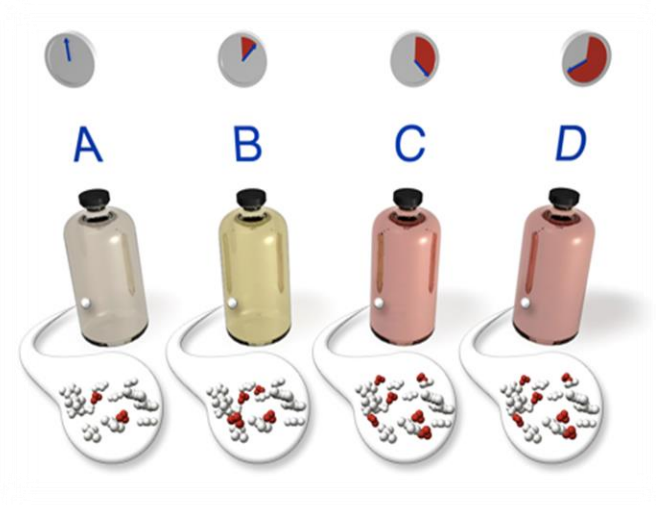
[mylevera@udec.cl](mailto:mylevera@udec.cl)

# Contenidos de la clase

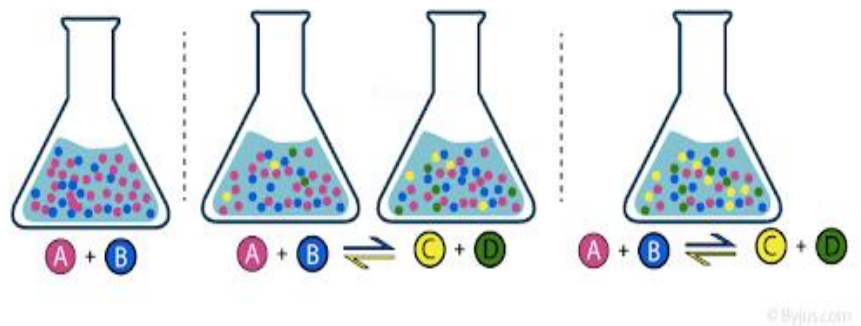
## Unidad 4: Equilibrio Químico

El concepto de equilibrio químico.  
Bases termodinámicas.

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

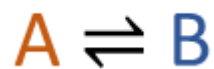


# Equilibrio Químico. Concepto



# Pregunta

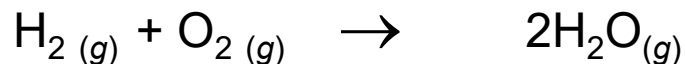
Realice un gráfico de concentración vs tiempo para la siguiente reacción:



# Equilibrio Químico. Concepto

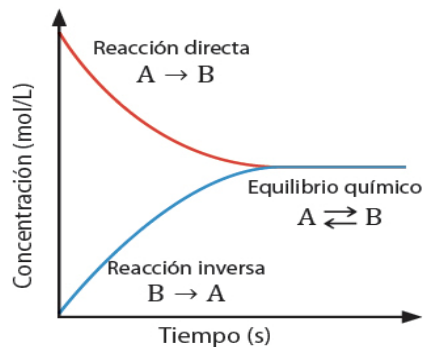
**Reacciones irreversibles:** Reacción que transcurre en una sola dirección o sentido.

Reactantes  $\rightarrow$  Productos

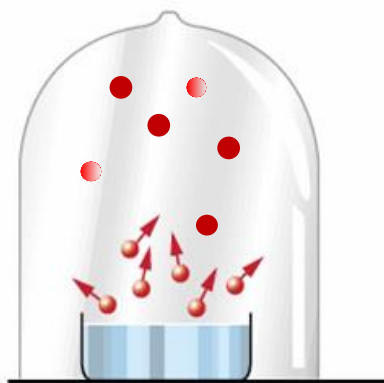
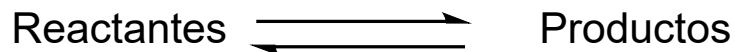


**Reacciones reversibles:** Reacción que puede ocurrir en ambas direcciones.

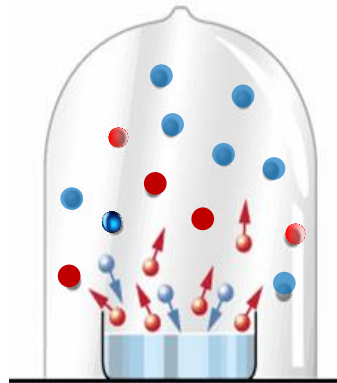
Reactantes  $\leftrightarrow$  Productos



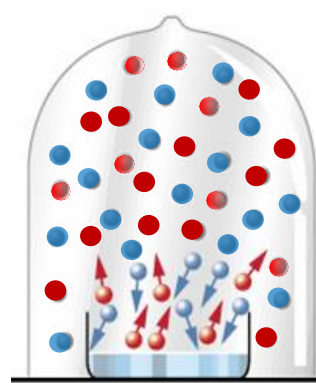
# Equilibrio Químico. Concepto



$t = t_i$

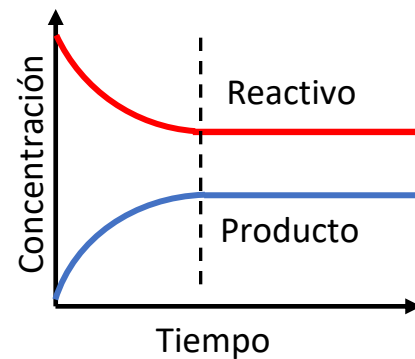
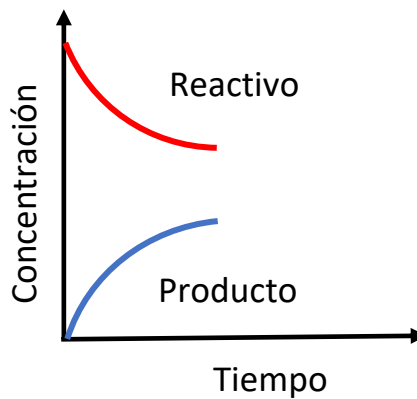
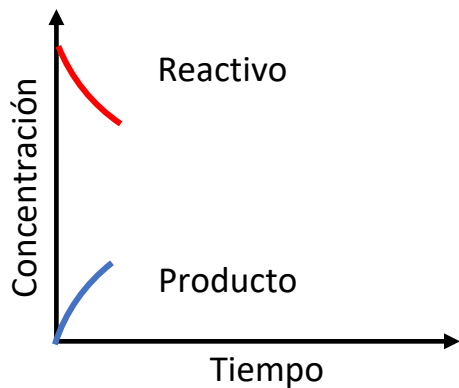


$t = t_c$



$t = t_{eq.}$

Tiempo



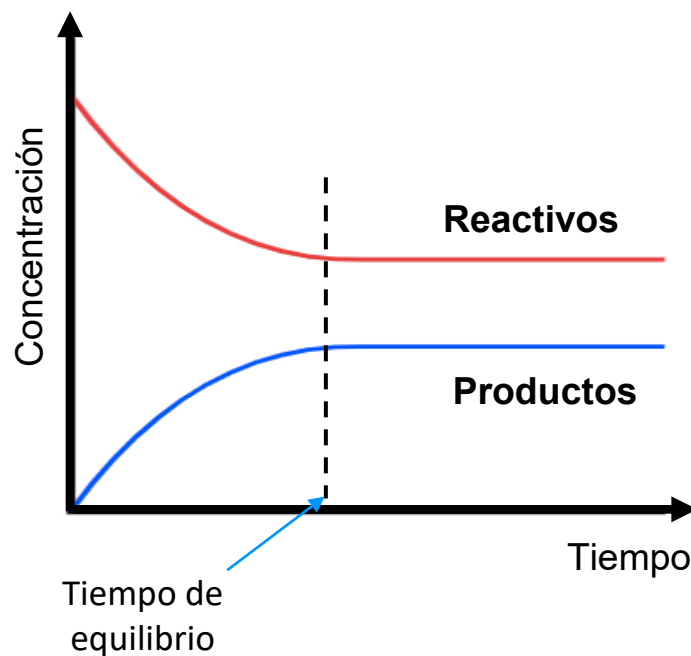
# Equilibrio Químico. Concepto

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.



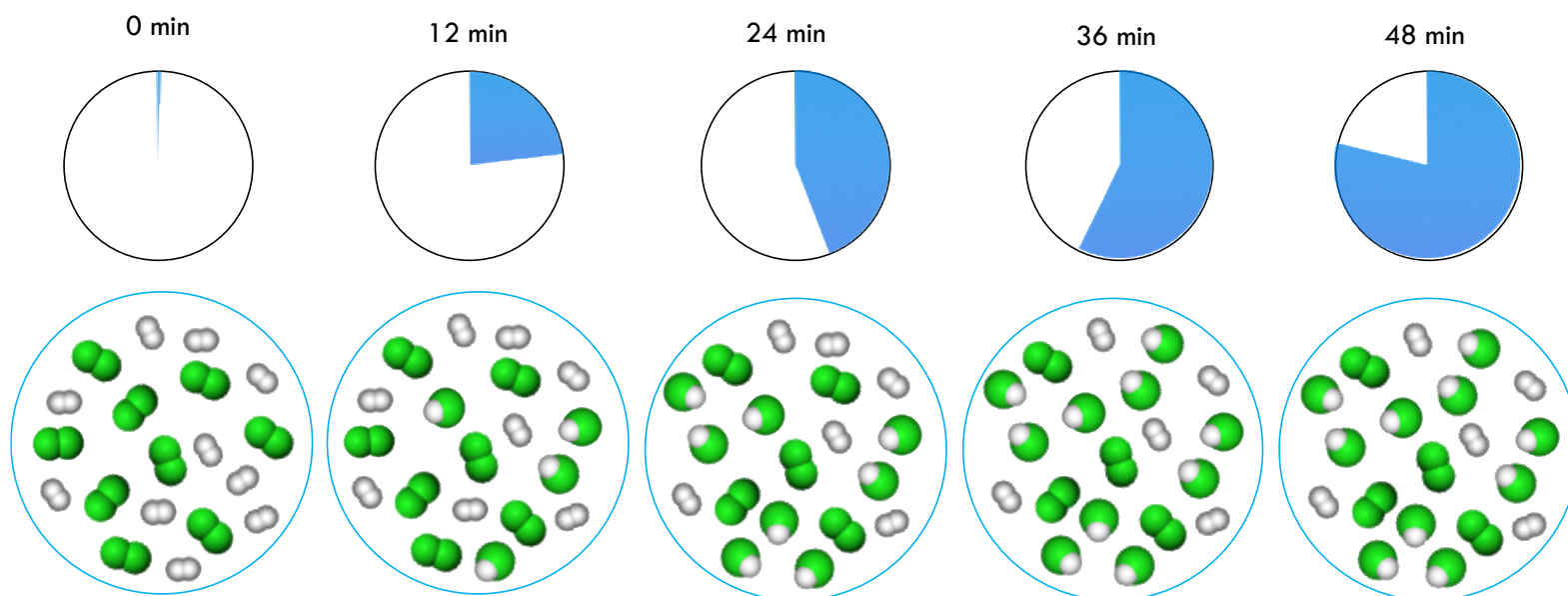
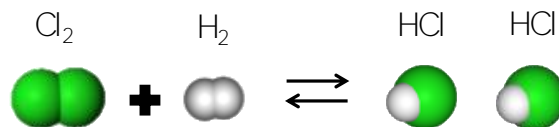
# Equilibrio Químico. Concepto

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.



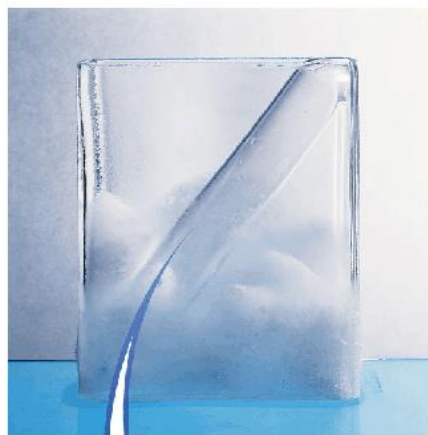
Cuando una reacción química llega al estado de equilibrio, **las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo**, sin que se produzcan cambios visibles en el sistema (sistema cerrado).

# Equilibrio Químico. Concepto

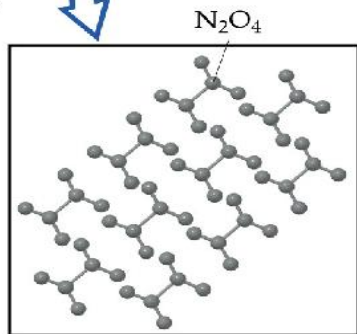


Después de 36 min, tanto la concentración de Cl<sub>2</sub>, como de H<sub>2</sub> y de HCl, permanecen constantes.

# Equilibrio Químico. Concepto



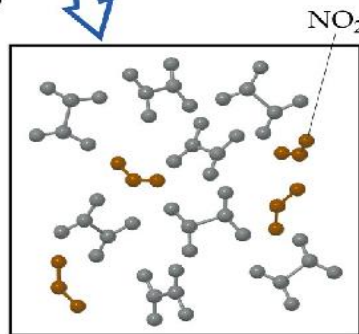
(a)



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



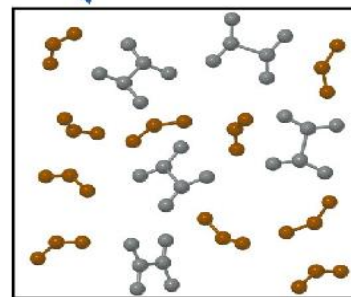
(b)



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

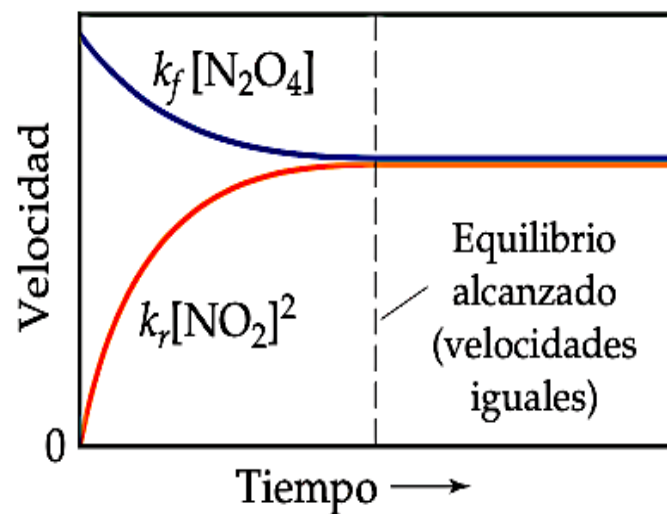
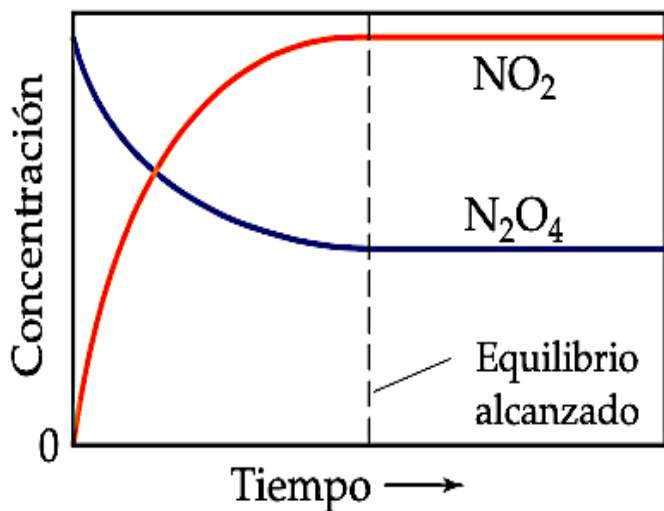
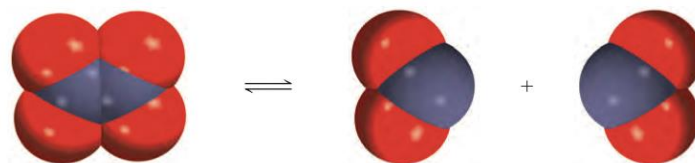


(c)



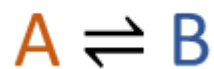
Los colores dejan de cambiar, el equilibrio se alcanza: la velocidad de la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$  = velocidad de la reacción  $2\text{NO}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

# Equilibrio Químico. Concepto

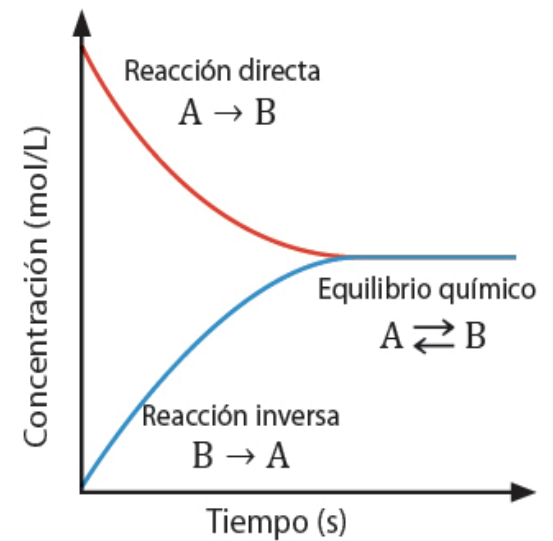


# Pregunta

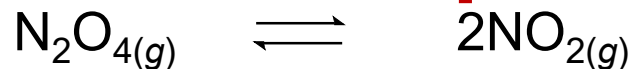
Realice un gráfico de concentración vs tiempo para la siguiente reacción:



# La constante de equilibrio



# La constante de equilibrio (K)



**TABLA 14.1** El sistema  $\text{NO}_2\text{--N}_2\text{O}_4$  a  $25^\circ\text{C}$

Concentraciones iniciales (M)		Concentraciones de equilibrio (M)		Relación de las concentraciones de equilibrio	
$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$\frac{[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$	$\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$
0.000	0.670	0.0547	0.643	0.0851	$4.65 \times 10^{-3}$
0.0500	0.446	0.0457	0.448	0.102	$4.66 \times 10^{-3}$
0.0300	0.500	0.0475	0.491	0.0967	$4.60 \times 10^{-3}$
0.0400	0.600	0.0523	0.594	0.0880	$4.60 \times 10^{-3}$
0.200	0.000	0.0204	0.0898	0.227	$4.63 \times 10^{-3}$

**4.63  $10^{-3}$**

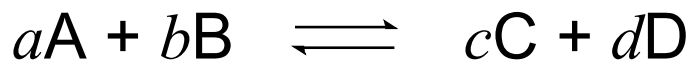
$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 4.63 \times 10^{-3}$$

*Cuando la reacción alcanza el equilibrio, el cociente entre las concentraciones de reactivos y productos elevadas a sus coeficientes estequiométricos 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).*



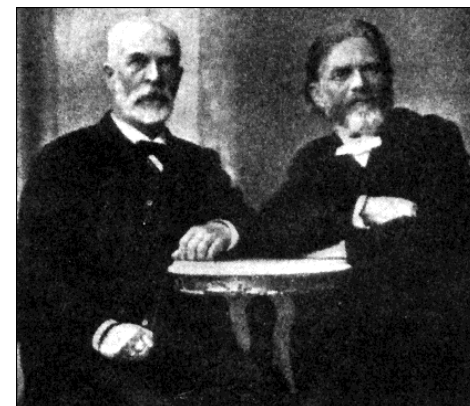
Reacción reversible

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

Productos

Reactivos

Expresión de la  
constante de equilibrio



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

**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).

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

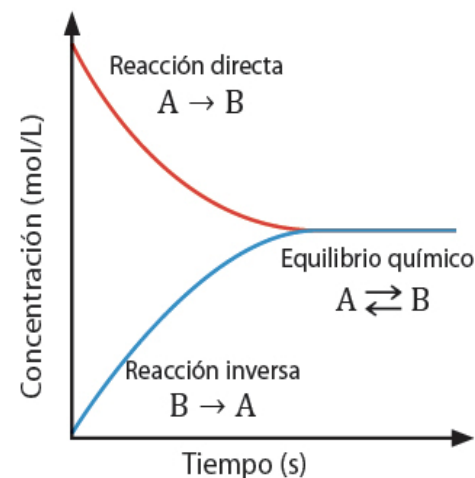
- Por ejemplo, si la concentración de una sustancia en una mezcla en equilibrio es 0.010 M, su *actividad* es

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

*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

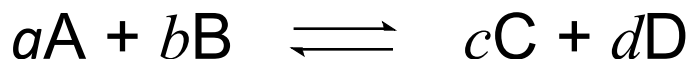
- Para que se establezca el equilibrio la velocidad de reacción directa e inversa deben ser iguales.
- En el equilibrio, las concentraciones de los reactivos y productos no cambian en el tiempo.
- En el equilibrio, una relación específica de concentración es igual a una constante.
- El valor de  $K$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



# La magnitud de la K de equilibrio

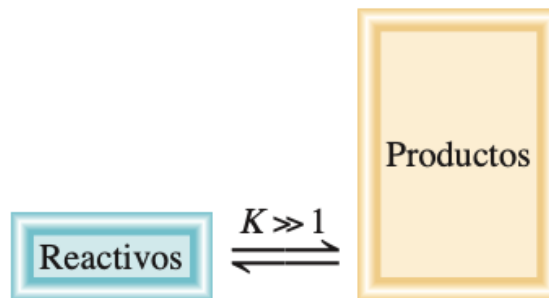
La magnitud de K nos dice si una reacción es favorecida hacia la formación de reactantes o de productos.

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

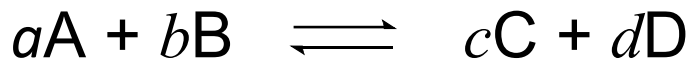


Reactantes

Productos

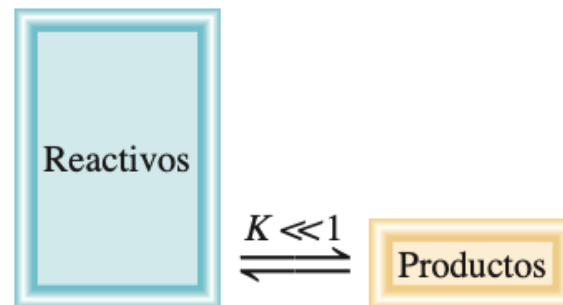


- Si  $K \ll 1$ , el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y favorecerá a los reactantes.



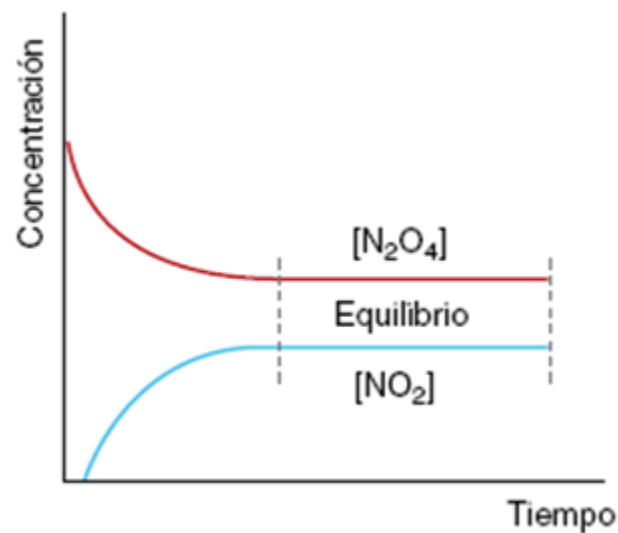
Reactantes

Productos



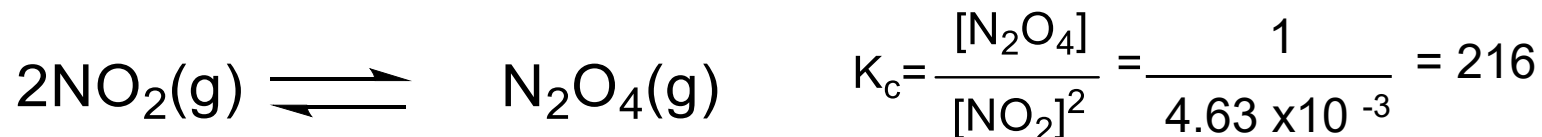
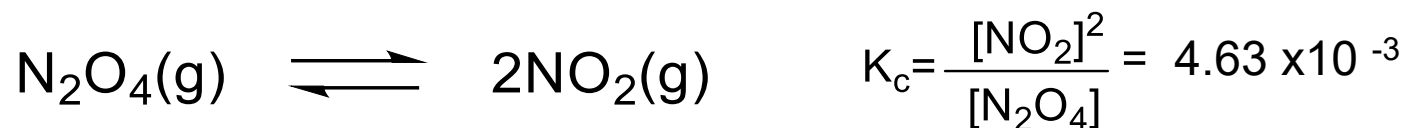
En este contexto, cualquier número superior a 10 se considera que es mucho mayor a 1, y un número menor a 0.1 significa que es mucho menor que 1.

# Propiedades de la constante de equilibrio



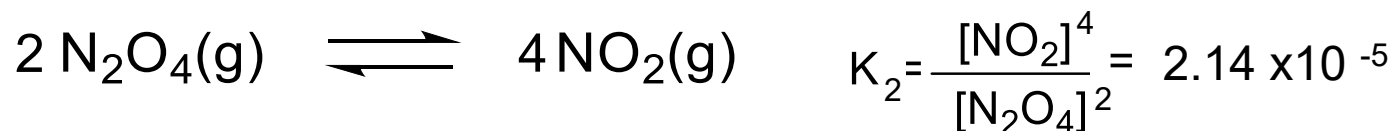
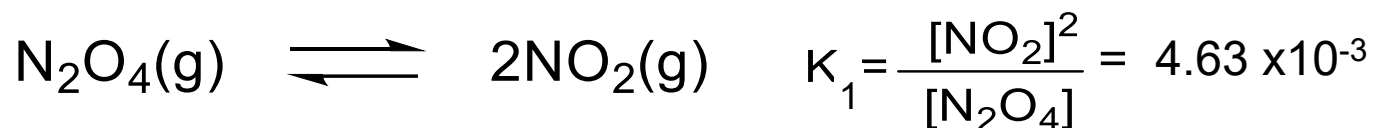
# Propiedades de la constante de equilibrio

- 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.

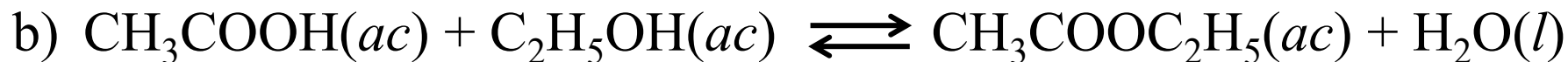
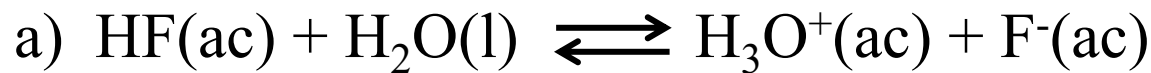


$$K_2 = (K_1)^2 = (4.63 \times 10^{-3})^2 = 2.14 \times 10^{-5}$$

*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:

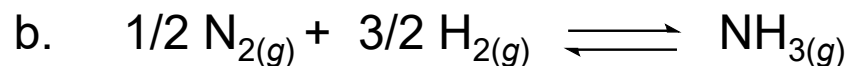
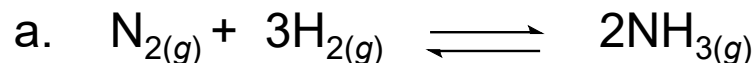


**Importante:** Para efectos prácticos, la constante de equilibrio se escribirá adimensionalmente.

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

# Ejercicio

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

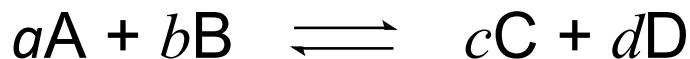


Escriba la expresión de la constante de equilibrio ( $K_c$ ) para cada ecuación.

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 productos, la K se puede expresar de dos formas:



Sistema en equilibrio

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



$K_c$



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

Presiones parciales (atm)  
Gases (g)



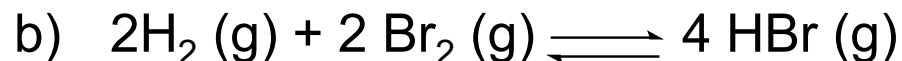
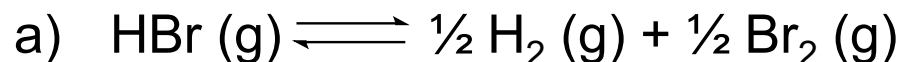
$K_p$



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

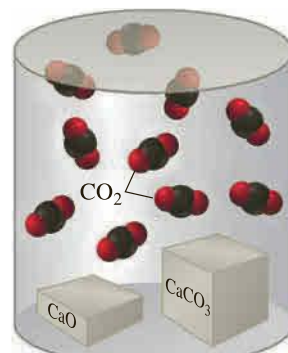
# Ejercicio

A) Para la reacción:  $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HBr} (\text{g})$ ,  $K_p = 3.5 \times 10^4$  a 1495K. ¿Qué valor tiene  $K_p$  para las siguientes reacciones?

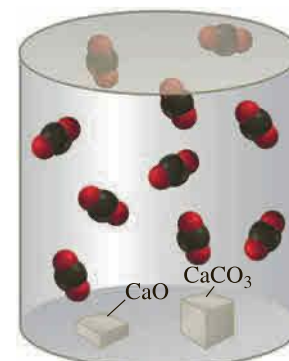


R:  $5.3 \times 10^{-3}$  y  $1.2 \times 10^9$

# Equilibrios homogéneos, heterogéneos y múltiples



$T = 800\text{ }^{\circ}\text{C}$



$T = 800\text{ }^{\circ}\text{C}$

# Equilibrios homogéneos y heterogéneos

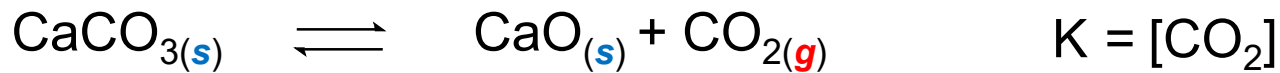
## Equilibrio homogéneo

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



## Equilibrio heterogéneo

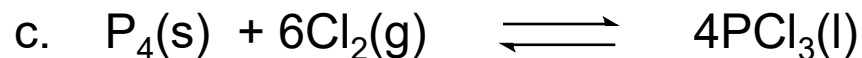
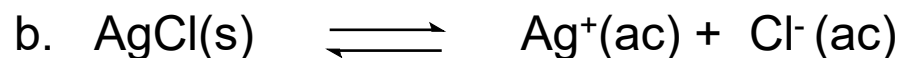
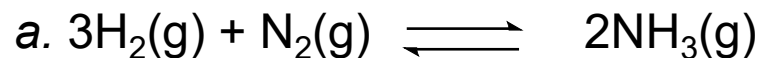
*Es el equilibrio en el que reactivos y productos se encuentran en fases distintas*



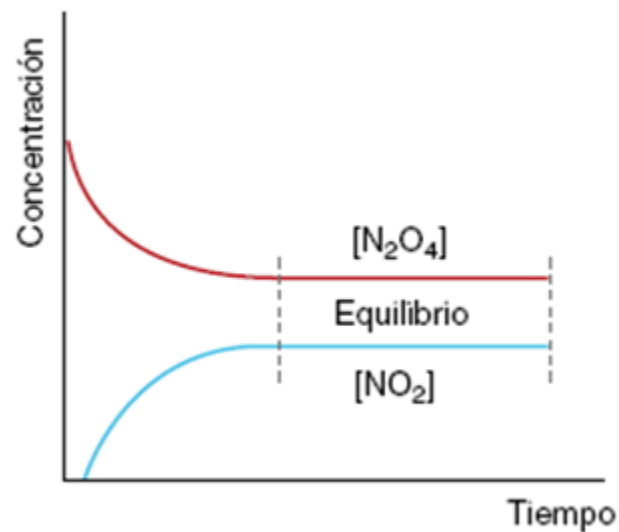
Compuestos *sólidos* o *líquidos puros* no se consideran en la expresión de equilibrio, ya que su concentración es constante.

# 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 $K_c$ y $K_p$

En general  $K_p \neq K_c$ , pero se puede convertir una en otra por medio de la ecuación:

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

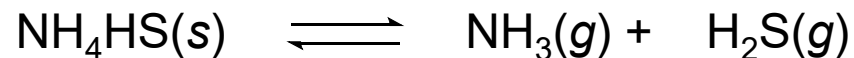
$\Delta n$  = moles (producto gaseoso) – moles (reactivo gaseoso)

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

$T$  = Temperatura en K

# Ejercicio

Considere el siguiente equilibrio a 395 K:

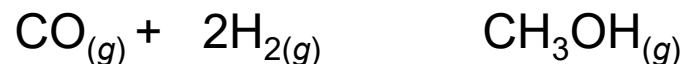


La presión parcial de cada gas es de 0.265 atm. Calcule las magnitudes de  $K_p$  y  $K_c$  para la reacción.

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:



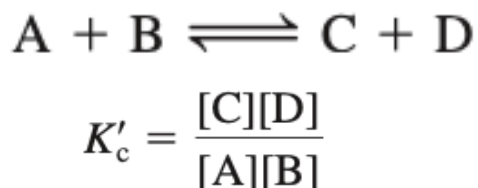
La constante de equilibrio ( $K_c$ ) para la reacción es de 10.5 a  $220^\circ\text{C}$ . ¿Cuál es el valor de  $K_p$  a esta temperatura?

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

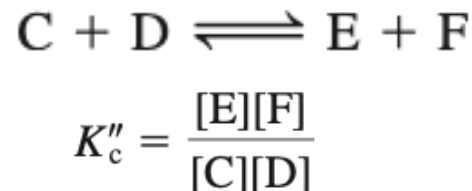
# Equilibrios múltiples

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

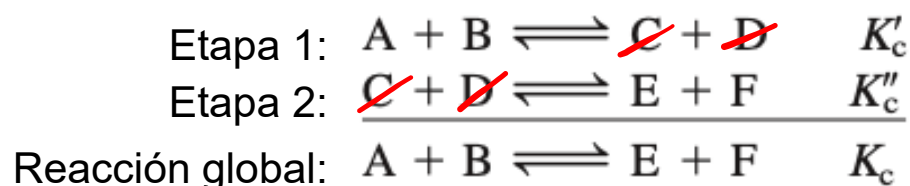
Etapa 1



Etapa 2



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 obtiene al multiplicar las constantes  $K' \times K''$

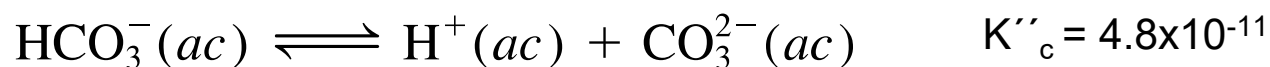
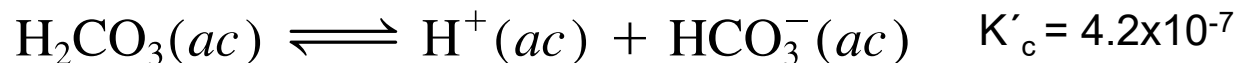
$$K'_c K''_c = \frac{\cancel{[C]}\cancel{[D]}}{[A][B]} \times \frac{[E][F]}{\cancel{[C]}\cancel{[D]}} = \frac{[E][F]}{[A][B]}$$

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

*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:

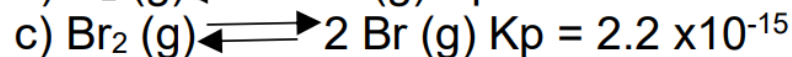
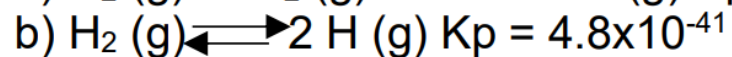
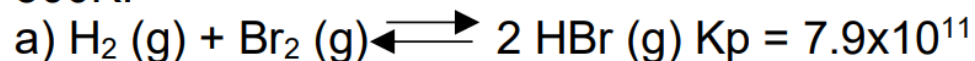


Basado en lo anterior, calcule el valor de K para la siguiente reacción:

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

# Ejercicio

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



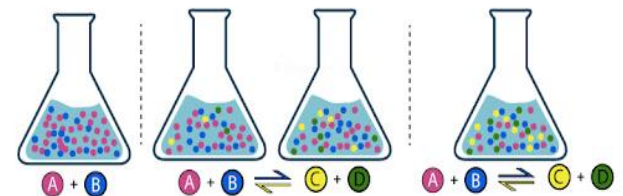
Calcule  $K_p$  para la reacción de formación de HBr a partir de los átomos de H y Br:



# 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](mailto:mylevera@udec.cl)**