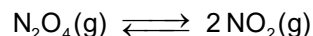
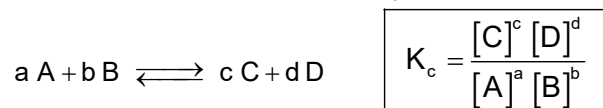


El principio de reversibilidad microscópica establece que en cualquier sistema en equilibrio, cualquier proceso molecular y el inverso se producen, en promedio, a la misma velocidad.

Cuando la reacción llega a este estado se dice que **se ha alcanzado el equilibrio, o que el sistema está en equilibrio (equilibrio dinámico)**, ya que la reacción no se para).

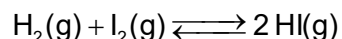


Se puede demostrar que para una reacción general que se encuentre en equilibrio:



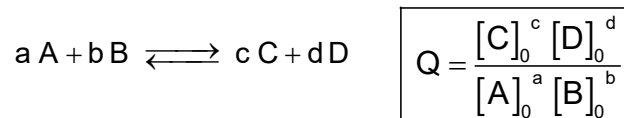
El cociente (donde las concentraciones de reactivos y productos están expresadas en mol/L) recibe el nombre de **constante de equilibrio en función de las concentraciones molares, K_c** .

- **El valor de la constante de equilibrio varía con la temperatura** (de ahí que siempre nos den el dato de la temperatura a la que se verifica la reacción).
- Su expresión (y por tanto su valor numérico) **depende de la forma en la que esté ajustada la ecuación correspondiente**.
- **Si en la reacción intervienen sólidos o líquidos puros, dado que su concentración es constante, se considera incluida en el valor de la constante de equilibrio y no aparecen en la expresión de la constante**.
- Si se invierte una reacción química, la constante de equilibrio de la reacción es la inversa de la reacción directa.
- Si multiplicamos una ecuación química por un número, n, la constante de equilibrio de la nueva reacción es igual a la de la antigua elevada a la n-esima potencia.
- Si se suman dos ecuaciones para dar una tercera, la constante de equilibrio de esta es el producto de las dos primeras.



Moles	H ₂	I ₂	HI
Iniciales	0,15	0,15	0,15
Reaccionan/se forman	x	x	2x
Equilibrio	0,15 - x	0,15 - x	0,15 + 2x

Definimos el **cociente de reacción, Q**, como una expresión análoga a K_c pero en la que **las concentraciones (en mol/L) no son las de equilibrio** (representadas aquí con el subíndice "0"), tenemos



Si:

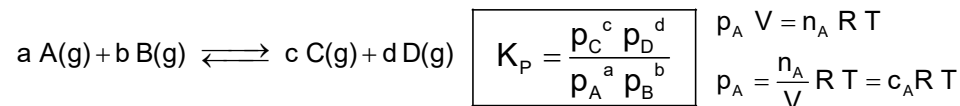
- **$Q = K_c$ el sistema está en equilibrio.**
- **$Q < K_c$ el sistema no está en equilibrio.** Evolucionará hacia el equilibrio aumentando las concentraciones de los productos (situadas en el numerador) y disminuyendo las de los reactivos (situadas en el denominador).

Esto es: **se consumen los reactivos para dar los productos hasta alcanzar el equilibrio.**

- **$Q > K_c$ el sistema no está en equilibrio.** Evolucionará hacia el equilibrio disminuyendo las concentraciones de los productos (situadas en el numerador) y aumentando las de los reactivos (situadas en el denominador).

Esto es: **se consumen los productos para dar los reactivos hasta alcanzar el equilibrio.**

En las reacciones en las que intervengan únicamente gases es más cómodo medir presiones que concentraciones, por eso **se define la constante de equilibrio K_p en función de las presiones parciales**

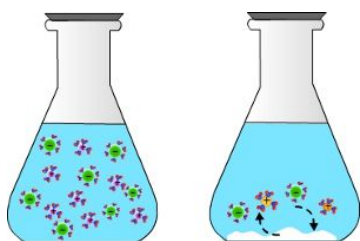


$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \Delta n = \text{Incremento número de moles gaseosos}$$

Una vez establecido el equilibrio en un sistema, este se puede ver alterado debido a la influencia de condiciones externas, entonces **el sistema evolucionará para volver a restablecer el equilibrio**. Según **el principio de Le Chatelier (1884)**:

"Si un sistema en equilibrio es perturbado, evolucionará en el sentido de anular la perturbación introducida hasta alcanzar de nuevo el equilibrio."

- **Al añadir una de las especies químicas (manteniendo V=cte.) el equilibrio se desplaza en el sentido de consumir la especie añadida.**
- **Al extraer una de las especies químicas el equilibrio (manteniendo V=cte.) se desplaza en el sentido de generar la especie extraída.**
- **Si disminuimos la temperatura el equilibrio o se desplaza en el sentido en el que la reacción libera calor** (para elevar la temperatura).
- **Si se aumenta la temperatura, el sistema evoluciona en el sentido de consumir calor** (lo que provocará una disminución de la temperatura).
- **Si disminuimos la presión el sistema se desplazará en el sentido en el que aumente el número de moles gaseosos**, generando de esta manera más gas para provocar una subida de la presión.
- **Si aumentamos la presión el sistema evoluciona en el sentido de disminuir el número de moles gaseosos** (provocando una disminución de la presión).



Se dice que aparece **un precipitado** cuando en una disolución acuosa, y como consecuencia de una reacción química, se forma un compuesto sólido insoluble.

Las sales son compuestos iónicos, a pesar de lo cual, muchas de ellas no son solubles en agua.

De forma general	
Son solubles	Son insolubles
Las sales e hidróxidos de los metales alcalinos y (NH ₄) ⁺	Las sales formadas por aniones con carga - 2 o superior y metales con carga +2 o superior. Sulfatos, carbonatos, cromatos, fosfatos y sulfuros de metales distintos de los alcalinos y (NH ₄) ⁺
Las sales de aniones con carga -1: (NO ₃) ⁻ , (ClO ₃) ⁻ , (HCO ₃) ⁻ , Cl ⁻	Halogenuros de Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ y Pb ²⁺ Los hidróxidos de metales con carga +2 o superior.

Cuando decimos que una sustancia es insoluble en agua, realmente queremos expresar que **su solubilidad es muy pequeña**, ya que todas las sustancias se disuelven (aunque su solubilidad sea prácticamente inmedible) hasta que la disolución se satura.

Por tanto, en el caso de sales poco solubles, una pequeña parte se encuentra disociada en sus iones, mientras que la mayor parte permanece en estado sólido, **estableciéndose un equilibrio dinámico entre la parte disuelta y la fase sólida o precipitado**.

La constante para este tipo de equilibrios recibe el nombre de **constante del producto de solubilidad** o, simplemente, **producto de solubilidad**:



$$K_{PS} = [A^+]^x [B^-]^y$$



$$K_{PS} = [Ag^+] [Cl^-] = s \cdot s = s^2$$

La constante de solubilidad está relacionada con las concentraciones máximas de los iones en disolución, de tal manera que si definimos (de forma análoga a como se hizo en el tratamiento de la constante de equilibrio) un producto de concentraciones (**producto iónico**) análogo al producto de solubilidad, pero con concentraciones que **no** sean las correspondientes al equilibrio:

$$Q = [A]_0^x [B]_0^y$$

Si $Q < K_{PS}$ **No habrá precipitado**. La disolución no está saturada y puede disolver más compuesto.

Si $Q = K_{PS}$ **La disolución está saturada**.

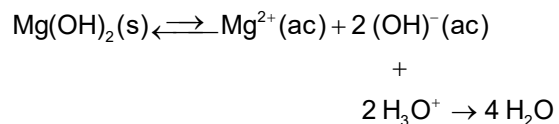
Si $Q > K_{PS}$ **Estamos por encima del punto de saturación de la disolución**. Solo se disolverá sustancia hasta que la disolución se sature. El resto de se depositará en el fondo.

Una vez formados los precipitados pueden disolverse (desaparición de la fase sólida) desplazando el equilibrio de solubilidad hacia la derecha.



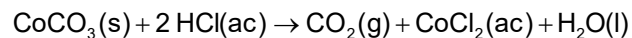
De manera general lo conseguiremos **haciendo que alguno de los iones en disolución sea retirado de la misma.**

Los hidróxidos insolubles se disuelven añadiendo ácido, ya que el OH^- se combina con los iones H_3O^+ (catión oxonio) formados a partir de los protones (hidrones) procedentes de la ionización del ácido:

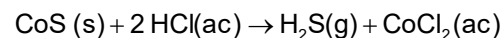


Las sales procedentes de ácidos débiles (carbonatos, la mayor parte de los sulfuros, cromatos...).

Estas sales **se disuelven también al añadir ácido** a la disolución ya que se forma el ácido débil del cual provienen. **Este método es especialmente efectivo en el caso de los carbonatos**, ya que el ácido carbónico formado es muy inestable y se descompone de forma inmediata dando CO_2 que escapa de la disolución (burbujas)



La mayor parte de **los sulfuros** también se disuelven en ácidos formando $H_2S(g)$:



Es típica la disolución del cloruro de plata al añadir amoníaco, ya que ya que al formarse el complejo $[Ag(NH_3)_2]^+$ el catión Ag^+ es retirado de la disolución:

