EQUILIBRIO y CINÉTICA QUÍMICOS

1. Aspecto dinámico de las reacciones químicas.

Las transformaciones en un sistema termodinámico (realizadas a presión y temperatura constantes) son espontáneas o no, según sea la variación de la energía libre de Gibbs (***ΔG***). Así, una reacción tenderá o no a producirse, según sea su valor de ΔG.

Recordando el concepto de energía libre de Gibbs, del tema de *La Energía de las reacciones*, si:

- $\Delta G < 0$, la reacción será espontánea.
- $\Delta G = 0$, la reacción estará en equilibrio.
- $\Delta G > 0$, la reacción no será espontánea.

Para una reacción, donde A y B son los ***reactivos***, y C y D son los ***productos***:

$$a\ A + b\ B \ \rightarrow c\ C + d\ D$$

A medida que transcurre la reacción, las cantidades de reactivos y productos varían. Los reactivos comienzan a disminuir, debido a que desaparecen y se empiezan a formar productos. Por tanto, el valor de ΔG también varía. Llega un momento en el que ΔG se iguala a cero, entonces diremos que la reacción ha llegado al equilibrio.

Ahora bien, un aspecto es la tendencia de una reacción a que se produzca o no, y otro muy distinto es a la velocidad a la que lo hace.

- Hay reacciones que siendo espontáneas (porque no hay intervención humana para producirse) pueden ser muy **lentas**, por ejemplo, la oxidación de un metal, o la degradación de un plástico.
- Hay reacciones espontáneas que pueden ser muy **rápidas**, como la producción de CO_2 a partir de la unión de carbonato de sodio y ácido acético (vinagre), o como la reacción de cobre con ácido nítrico.

La velocidad de las reacciones químicas no depende de que sean o no espontáneas.

Naturalmente, una idea de la velocidad a la que transcurren las reacciones se obtiene observando cómo se produce la desaparición de reactivos y la a parición de productos. Siguiendo atentamente dichos cambios, se puede establecer de modo experimental una ecuación para la velocidad de una reacción.

WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

2. Cinética química.

2.1. Velocidad de una reacción.

La aparición o desaparición de sustancias en una reacción, nos da indicios de la evolución de dicha reacción. Del mismo modo que en física definimos a la velocidad de un móvil como la derivada del espacio respecto al tiempo, la velocidad de una reacción química se puede definir como la derivada de la concentración molar, [M], de un reactivo (o producto) respecto al tiempo.

Así, para una reacción cualquiera:

$$a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D$$

La velocidad instantánea de una sustancia se puede expresar como la derivada de su concentración molar, [M], respecto al tiempo.

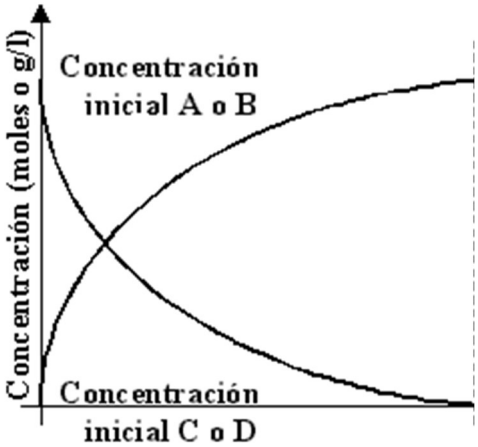
$$\mathbf{v} = \frac{\mathbf{d[M]}}{\mathbf{dt}}$$

Las velocidades que se calculan respecto a los **reactivos** se consideran ***negativas***, porque sus concentraciones disminuyen a medida que pasa el tiempo. Sin embargo, las velocidades calculadas respecto a los **productos** son ***positivas***, porque sus concentraciones aumentan con el tiempo.

REACTIVOS: $\mathbf{v_A} = -\frac{\mathbf{d[A]}}{\mathbf{dt}}$ $\mathbf{v_B} = -\frac{\mathbf{d[B]}}{\mathbf{dt}}$

PRODUCTOS: $\mathbf{v_C} = \frac{\mathbf{d[C]}}{\mathbf{dt}}$ $\mathbf{v_D} = \frac{\mathbf{d[D]}}{\mathbf{dt}}$

Variación de las concentraciones de reactivos y productos con respecto al tiempo.



WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

2.2. Ecuación de velocidad de una reacción.

En general, la velocidad de una reacción se puede expresar mediante una ecuación:

La ecuación de velocidad es una ecuación que expresa la velocidad de una reacción en un determinado instante en función de las concentraciones de sustancias presentes en ese momento.

En muchos casos, esta ecuación es de tipo polinómico. Así, para una reacción como:

$$a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D$$

Su ecuación de velocidad será:

$$\mathbf{v = k \cdot [A]^p \cdot [B]^q}$$

- La constante **k**, se denomina ***constante de velocidad***.
- Los exponentes **p, q** a los que están elevadas las concentraciones son los ***órdenes parciales de la reacción respecto a cada sustancia***.
- Su suma (**p + q**) se denomina ***orden global de la reacción***.

Los órdenes parciales **p, q** no son los coeficientes estequiométricos de la reacción ajustada a, b, aunque a veces puedan coincidir. Solo coinciden cuando la reacción es elemental, es decir, es una reacción de una sola fase (concepto que nos vamos a encontrar en los problemas).

2.3. Teoría de las colisiones en una reacción química.

La teoría de las colisiones fue enunciada por Lewis, en 1918.

La teoría de Lewis propone que las reacciones químicas se producen simplemente a partir de choques entre las moléculas, los átomos o los iones de los reactivos.

Desde este punto de vista, la velocidad de reacción depende de dos factores, fundamentalmente:

- La **frecuencia** con la que dos moléculas chocan por unidad de volumen.
- La **eficacia** del choque. Para que los choques sean eficaces, deben conllevar la ruptura de unos enlaces y la formación de otros. En un choque eficaz:
  - Las moléculas, átomos o iones de los reactivos deben tener la energía cinética mínima necesaria para que se puedan romper los enlaces necesarios. Esta energía se denomina energía de activación, E_a.
  - El choque tiene que producirse con la orientación adecuada.

WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

Teniendo en cuenta todo lo expuesto anteriormente, la ***ecuación de Arrhenius*** permite calcular el valor de la constante de velocidad de una reacción mediante la siguiente fórmula:

$$k = A \cdot e^{\left(\frac{-E_a}{R \cdot T}\right)}$$

Siendo:

A = Factor de frecuencia (constante relacionada con el número de choques entre partículas).

R = Constante de la Ley de los Gases Ideales.

T = Temperatura absoluta (en Kelvin).

E_a = Energía de activación.

Quedando, entonces, la ecuación de la velocidad de la siguiente manera:

$$\mathbf{v = k \cdot [A]^p \cdot [B]^q = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}} \cdot [A]^p \cdot [B]^q}$$

WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

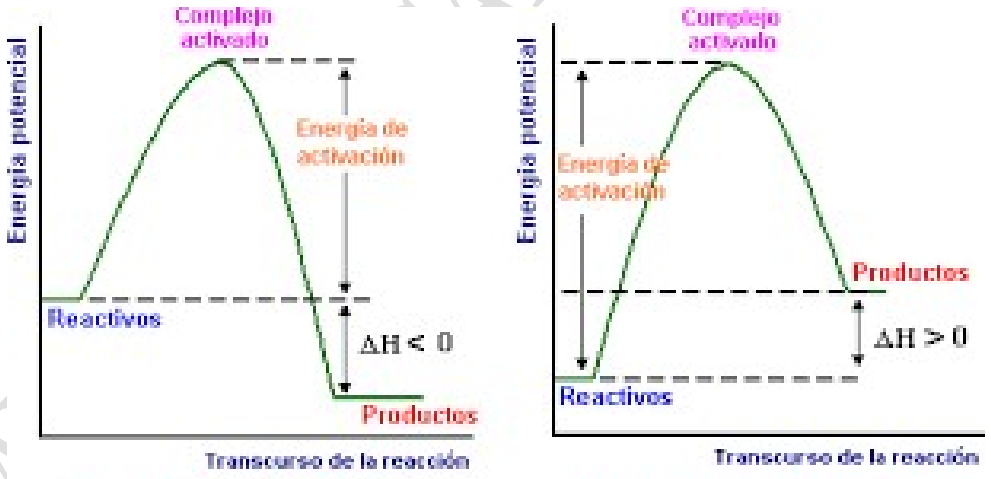
2.4. Teoría del estado de transición o del complejo activado (o complejo activo).

En 1935, Eyring propuso que cuando las moléculas de reactivos chocan, se forma un agregado que no es una simple reunión de moléculas, sino una molécula en sí misma. Este agregado, que se denomina ***complejo activado*** (o complejo de transición, o complejo activo) es muy inestable, ya que su energía es superior a la de cualquier molécula de reactivo o de producto. En este complejo, unos enlaces están en proceso de formación y otros están en proceso de ruptura.

En esta teoría, la ***energía de activación***, $\mathbf{E_a}$, representa la energía necesaria para que se forme el complejo activado. Cuanto menor sea esta energía, más fácil será que las moléculas del reactivo dispongan de la energía suficiente para alcanzar la formación del complejo activado y más rápida será la reacción.

En un diagrama energético se puede representar la entalpía de los reactivos, de los productos, del complejo activado y de todos los pasos entre unos y otros en función del transcurso de la reacción o de la coordenada de reacción.

La energía o entalpía de activación, E_a, es siempre **positiva**, tanto para pasar de reactivos a productos (*reacción directa*), como para pasar de productos a reactivos (*reacción inversa*).



WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

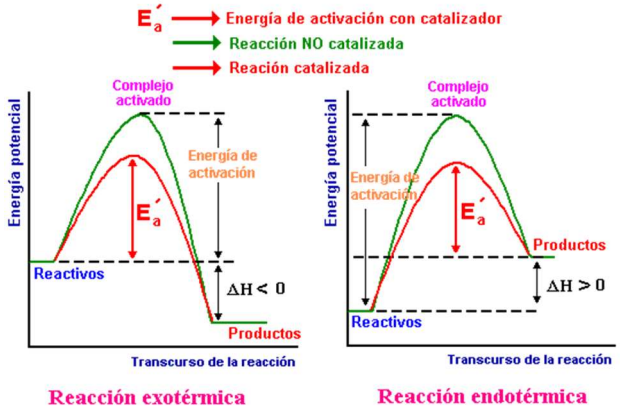
2.5. Factores que influyen en la velocidad de reacción.

Una reacción es, básicamente, un proceso de ruptura y de formación de enlaces. Por tanto, su velocidad depende de la facilidad con que se rompan unos, y se formen otros.

- Las ***sustancias covalentes*** producen reacciones relativamente lentas a temperatura ambiente, debido a que se deben romper enlaces covalentes ya formados.
- Las ***sustancias iónicas en disolución***, donde los enlaces ya están "rotos", suelen reaccionar más rápidamente a temperatura ambiente.

Factores que influyen en la velocidad de reacción:

- **Concentración de reactivos** dentro de un volumen determinado. Cuantos más reactivos existan dentro de un volumen dado, mayor será el número de choques entre ellos.
- **Estado físico**. Sólido, líquido, gaseoso, acuoso.
- **La temperatura**. Cuanto mayor temperatura exista mayor energía de las moléculas (un dato significativo, es que se estima que un aumento de 10ºC hace que se duplique la velocidad de reacción).
- **La energía de activación, E_a**. Cuanto más pequeña sea la energía de activación más fácil es formar el complejo activado y más rápida será la reacción.
- **Catalizadores**. Son sustancias que:
  - Alteran la velocidad de una reacción.
  - Actúan en muy pequeñas cantidades.
  - No experimentan cambios químicos permanentes, de modo que pueden recuperarse al final de la reacción.
  - Alteran la energía de activación, ayudando o molestando. Según esto, pueden ser:
    - **Positivos**: si aumentan la velocidad de reacción, o bajan la energía de activación, E_a.
    - **Negativos (inhibidores)**: si disminuyen la velocidad de reacción, o suben la energía de activación, E_a.



WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

2.6. Reacciones directa e inversa.

Siendo:

$$a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D$$

Por ahora sólo hemos considerado la ***reacción directa***, es decir, el paso en el que los reactivos se convierten en productos. Sin embargo, a medida que una reacción avanza, cada vez hay más productos que al principio no existían. Esto hace que aumente la posibilidad de que las moléculas de productos reaccionen entre sí y regeneren de nuevo reactivos. Esta reacción de los productos se denomina ***reacción inversa***.

La coexistencia de la reacción directa e inversa se le acostumbra a representar por una ***doble flecha*** entre los reactivos y productos:

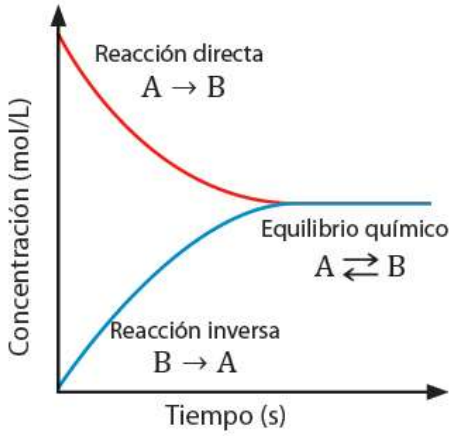
$$a\,A + b\,B \rightleftarrows c\,C + d\,D$$

Si la velocidad de la reacción directa sólo depende de los reactivos, lo más habitual es que la velocidad de la reacción inversa dependa únicamente de los productos (aunque no siempre es así).

Por ejemplo, si se supone que la reacción anterior es una reacción de una sola fase, es decir elemental, donde los exponentes de la ecuación de la velocidad coinciden con los coeficientes estequiométricos, podemos escribir las ecuaciones de la velocidad de la reacción directa y de la reacción inversa:

- $v_d = k_d \cdot [A]^a \cdot [B]^b$
- $v_i = k_i \cdot [C]^c \cdot [D]^d$

Cuando la velocidad de la reacción directa y de la reacción inversa se igualan, la reacción no muestra "aparentemente" ninguna variación. Se dice que la reacción ha llegado al equilibrio.



WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

Igualando las velocidades directa e inversa, nos aparece una interesante relación entre las constantes de velocidad directa e inversa, que llamaremos ***constante de equilibrio referida a las concentraciones***, $\mathbf{K_c}$. Vamos a demostrarlo:

$$v_d = v_i$$

$$k_d \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_i \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

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

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

2.7. Tipos de reacciones en equilibrio.

Para poder continuar con las distintas fórmulas de constantes de equilibrio (referida a las presiones, referida a las fracciones molares) tenemos que definir los tipos de reacciones que nos podemos encontrar:

- ***Reacciones homogéneas***. Son aquellas reacciones químicas en las que todas las sustancias intervinientes se encuentran en el mismo estado de agregación. Los estados de agregación en las reacciones se indican de la siguiente manera: líquido (l), sólido (s), gaseoso (g) o estado acuoso (ac. o aq.). Ejemplo:

$$N_2O_3(g) \rightleftarrows N_2(g) + \frac{3}{2}O_2(g)$$

- ***Reacciones heterogéneas***. Son aquellas reacciones químicas en la que las sustancias intervinientes se encuentran en distintos estados de agregación. Ejemplo:

$$C(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightleftarrows CO(g)$$

Dicho esto, si la reacción que se estudia es homogénea, todos los componentes intervinientes en la reacción se incluyen en las fórmulas. Pero, si la reacción es **heterogénea**, únicamente tendremos en cuenta a los componentes **gaseosos** para utilizarlos en las fórmulas.

Esto ocurre porque las presiones de los sólidos y de los líquidos, aparte de ser muy pequeñas frente a la de los gases, se consideran casi constantes durante todo el proceso de la reacción, y se incluyen dentro de la propia constante estudiada.

De este modo, nos proponemos a estudiar las distintas constantes de equilibrio.

WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

2.8. Constante de equilibrio referida a las presiones (K_p).

Para el cálculo de la constante de equilibrio de una reacción referida a las presiones parciales, únicamente podremos tener en cuenta a aquellas sustancias que estén en estado gaseoso. Así, definimos para una reacción dada:

$$a\,A(g) + b\,B(g) \rightleftarrows c\,C(g) + d\,D(g)$$

Si suponemos que todos los componentes se encuentran en estado gaseoso, podemos decir que la constante de equilibrio referida a las presiones parciales, $\boldsymbol{K_p}$, viene dada por:

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

Sabemos por la Ley de los Gases Ideales, o llamada Ley de Clapeyron, que:

$$\mathbf{p \cdot V = n \cdot R \cdot T}$$

También conocemos que una medida de la concentración es la molaridad, y su fórmula es:

$$\mathbf{M = \frac{mol}{V} \xrightarrow{\text{en el tema de equilibrio ponemos molaridad entre corchetes [M]}} = [M]}$$

Podemos despejar de la Ley de los Gases Ideales la presión:

$$\mathbf{p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T = \frac{mol}{V} \cdot R \cdot T = [M] \cdot R \cdot T}$$

Si ahora sustituimos en K_p, podremos deducir la relación entre K_c y K_p:

$$\mathbf{K_p = \frac{(P_c)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b} = \frac{([M_C] \cdot R \cdot T)^c \cdot ([M_D] \cdot R \cdot T)^d}{([M_A] \cdot R \cdot T)^a \cdot ([M_B] \cdot R \cdot T)^b} = \frac{[M_C]^c \cdot [M_D]^d}{[M_A]^a \cdot [M_B]^b} \cdot (R \cdot T)^{c+d-(a+b)}}$$

$$\mathbf{K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}}$$

Siendo $\boldsymbol{\Delta n}$ = (moles gaseosos de los productos) - (moles de gaseosos de los reactivos)

WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

2.9. Constante referida a las fracciones molares.

Sabemos por la Ley de las presiones parciales de Dalton que:

La presión parcial de un gas en un recipiente donde coexisten más gases es igual al producto de la fracción molar de dicho gas por la presión total que ejercen todos los gases intervinientes en el recipiente. O, dicho de otro modo, la presión total en un recipiente donde coexisten varios gases es igual a la suma de las presiones parciales de todos los gases contenidos en dicho recipiente.

Matemáticamente se puede formular de la siguiente manera:

$$p_i = \chi_i \cdot P_T$$

$$P_T = p_1 + p_2 + p_3 + p_4 + \cdots$$

Entrando en la constante de equilibrio referida a las presiones:

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

Así nos quedará la Kp, referida a las fracciones molares:

$$K_p = \frac{(\chi_c \cdot P_T)^c \cdot (\chi_D \cdot P_T)^d}{(\chi_A \cdot P_T)^a \cdot (\chi_B \cdot P_T)^b}$$

WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

3. Equilibrio químico.

Un equilibrio químico en reacciones se da cuando la velocidad directa y la velocidad inversa se igualan. En este momento, parece que el proceso se ha "*parado*", pero lo que sucede es que se ha llegado a un **equilibrio dinámico**, es decir, las moléculas siguen interaccionando. Lo que ocurre es que se destruyen tantas moléculas de reactivos para formar productos, como se regeneran tantas moléculas de reactivos procedentes de los productos.

Así, deducimos que estamos en el equilibrio y la energía libre de Gibbs se hace cero, $\Delta G = 0$.

$$a\,A + b\,B \rightleftarrows c\,C + d\,D$$

3.1. Factores que afectan a una reacción en equilibrio. Principio de Le Châtelier.

Pueden existir distintos factores que alteren el equilibrio de una reacción. Al ocurrir esto, lo que sucederá es que la reacción evolucionará para intentar volver de nuevo a estar en equilibrio.

Esto se recoge en el principio de Le Châtelier, que dice:

> Cuando una variación de algún factor afecta a un sistema en equilibrio, dicho equilibrio se desplazará en el sentido que contrarreste dicha variación.

Los factores que pueden variar un sistema en equilibrio serán los siguientes:

- **La temperatura**. Distinguimos si la reacción es exotérmica ($\Delta H<0$) o endotérmica ($\Delta H>0$).
  - Si la reacción es exotérmica ($\Delta H<0$).

$$REACTIVOS \rightleftarrows PRODUCTOS + Q\ (calor\ desprendido)$$

    - Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia los reactivos.
    - Al disminuir la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia los productos.
  - Si la reacción es endotérmica ($\Delta H>0$).

$$REACTIVOS + Q\ (calor\ absorbido) \rightleftarrows PRODUCTOS$$

    - Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia los productos.
    - Al disminuir la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia los reactivos.

WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

- **La concentración.**
  - Si aumenta la concentración de:
    - Un reactivo, el equilibrio se desplazará hacia los productos.
    - Un producto, el equilibrio se desplazará hacia los reactivos.
  - Si disminuye la concentración de:
    - Un reactivo, el equilibrio se desplazará hacia los reactivos.
    - Un producto, el equilibrio se desplazará hacia los productos.

  NOTA: Si la reacción es heterogénea (en la que exista al menos un componente en estado gaseoso), al añadir un compuesto que no esté en estado gaseoso, el equilibrio no se ve alterado. Es decir, no sufrirá variación, y el equilibrio se desplazará.
- **La presión total.**
  - Si aumenta la presión total del sistema, el equilibrio se desplazará hacia donde haya menor número de moles gaseosos.
  - Si disminuye la presión total, el equilibrio se desplazará hacia donde haya mayor número de moles gaseosos.

  NOTA: Si $\Delta n=0$, aunque disminuya o aumente la presión, el equilibrio no se verá afectado.
- **El volumen total.**
  - Si aumenta el volumen, es como si disminuyese la presión total, entonces el equilibrio se desplazará hacia donde haya mayor número de moles gaseosos.
  - Si disminuye el volumen, es como si aumentase la presión total, entonces el equilibrio se desplazará hacia donde haya menor número de moles gaseosos.
- **La presión parcial de un elemento.**

  La variación de la presión parcial de un elemento es como la variación en las concentraciones.
- **Un gas inerte.**

  Al añadir un gas inerte en un recipiente donde existe una reacción equilibrio, es como si aumentáramos la presión total del recipiente, debido a que el gas inerte necesita ocupar un volumen del recipiente (aunque no interaccione), y al disminuir el volumen de la ocupación de la reacción en equilibrio, aumenta la presión.
- **Los catalizadores.**

  Como el efecto de los catalizadores consiste en rebajar (positivos) o aumentar (negativos o inhibidores) la energía de activación de la reacción, Ea, y esto afecta en la misma medida a la velocidad de reacción (sea directa o inversa), podemos afirmar que la presencia de catalizadores NO modifica la posición de equilibrio de una reacción, aunque ayude a alcanzarla más rápidamente.

WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

4. Grado de disociación.

En una reacción de equilibrio, donde vamos a suponer que todas las sustancias intervinientes se encuentran en estado gaseoso (g), se define ***GRADO DE DISOCIACIÓN*** (con su nomenclatura para problemas como **G.D.**, que se mide en tanto por ciento (%)), como la cantidad de reactivo, en gramos, moles o concentración, que pasa a los productos si partimos de una determinada cantidad inicial dada. Se considera grado de disociación en tanto por uno ($^0/_1$) al símbolo $\boldsymbol{\alpha}$. Siendo α una relación entre lo que ha desaparecido del reactivo a estudiar y la cantidad inicial que teníamos (en valor absoluto). Así, para una reacción dada:

$$a\ A(g) \rightleftarrows c\ C(g) + d\ D(g)$$

Su fórmula sería, relacionando los que han reaccionado entre los moles iniciales:

$$\propto = \left|\frac{a \cdot x}{n_o}\right| en\ (^0/_1)$$

Si dividimos a los moles entre el volumen, nos dará la concentración inicial y la concentración que reacciona. Así quedará también α, referida a las concentraciones, como:

$$\propto = \frac{\left[\frac{a \cdot x}{L}\right]}{\left[\frac{n_o}{L}\right]} = \frac{[M_{reacciona}]}{[M_{inicial}]}\ en\ (^0/_1)$$

Todo problema de GRADO DE DISOCIACIÓN se puede estudiar con el siguiente esquema:

REACCIÓN	$\boldsymbol{a \cdot A(g)}$ ⇄	$\boldsymbol{b \cdot B(g)}$ +	$\boldsymbol{c \cdot C(g)}$
MOLES INICIALES	n_o	...	...
MOLES QUE REACCIONAN	-a·x	b·x	c·x
MOLES EN EL EQUILIBRIO	$(n_o - a \cdot x)$	$(b \cdot x)$	$(c \cdot x)$
GRADO DE DISOCIACIÓN	Se sustituye x por α ⟶	$\propto = \frac{a \cdot x}{n_o}$ →	$x = \frac{n_o \cdot \alpha}{a}$
MOLES EN EL EQUILIBRIO	$(n_o - a \cdot \frac{n_o \cdot \alpha}{a})$	$(b \cdot \frac{n_o \cdot \alpha}{a})$	$(c \cdot \frac{n_o \cdot \alpha}{a})$
MOLES EN EL EQUILIBRIO	$\left(n_o - a \cdot \frac{n_o \cdot \alpha}{a}\right)$	$\left(b \cdot \frac{n_o \cdot \alpha}{a}\right)$	$\left(c \cdot \frac{n_o \cdot \alpha}{a}\right)$
MOLARIDAD EN EL EQUILIBRIO	$\left[\frac{\left(n_o - a \cdot \frac{n_o \cdot \alpha}{a}\right)}{V}\right]$	$\left[\frac{\left(b \cdot \frac{n_o \cdot \alpha}{a}\right)}{V}\right]$	$\left[\frac{\left(c \cdot \frac{n_o \cdot \alpha}{a}\right)}{V}\right]$

WWW.QUIMICAPORTILLA.COM

5. Solubilidad.

Se define la solubilidad de un soluto en un disolvente de una disolución, como la concentración de soluto que presenta la disolución cuando ésta está saturada. De manera más específica, la cantidad de soluto que puede aceptar un disolvente.

- Si la disolución no llega a estar saturada, es decir, que hay menos soluto del que puede aceptar el disolvente, a la disolución se la denomina "disolución insaturada".
- Si la disolución sobrepasa el punto de saturación, es decir, que hay más soluto del que el disolvente puede soportar, a la disolución se le denomina "disolución sobresaturada".

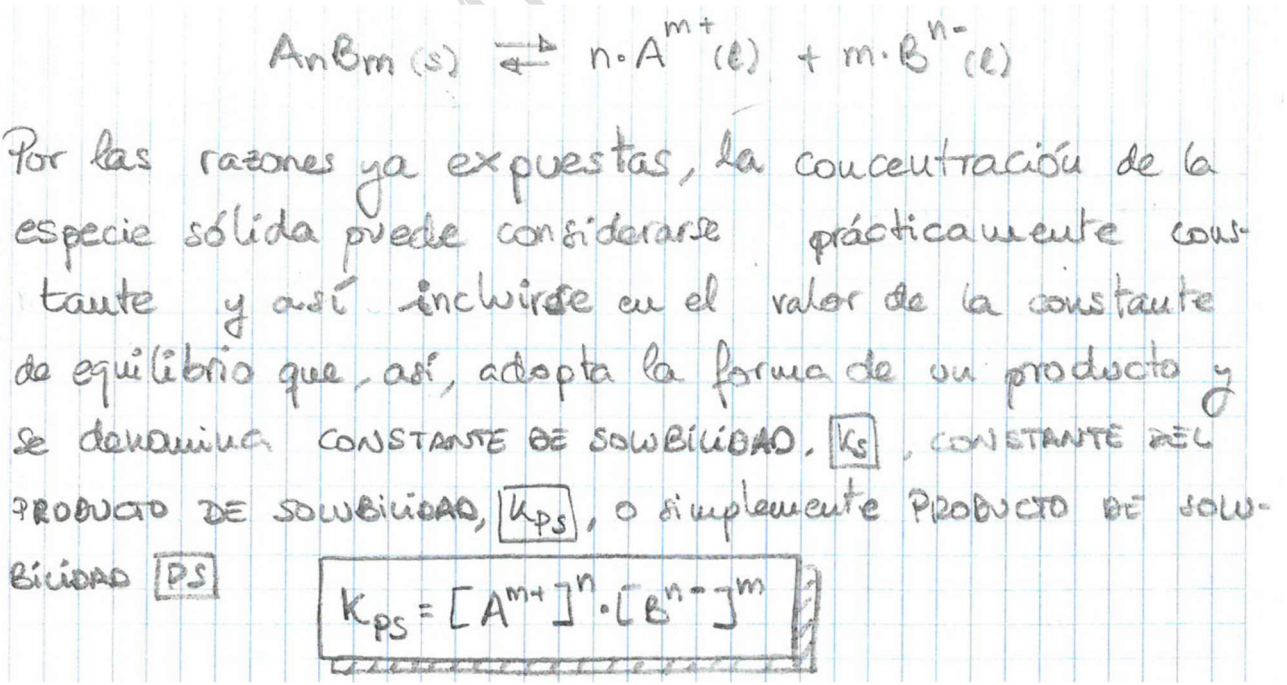
La solubilidad de la mayoría de las sustancias sólidas aumenta con la temperatura.

La mayoría de los gases son más solubles a bajas temperaturas.

No existe ninguna sustancia totalmente insoluble, cualquiera que sea el disolvente, porque siempre habrá algunos átomos, iones o moléculas que pasarán a la disolución.

Producto de solubilidad.

Una sal, incluso en las sustancias más insolubles, hay siempre una pequeña proporción de partículas que pasan a la disolución. Este equilibrio en las sustancias muy poco solubles está claramente desplazado hacia la forma sólida disociada:



SALES SOLUBLES: Son aquellas que se disocian totalmente en sus iones $[NaCl_{(s)}] \rightarrow Na^+ + Cl^-$
(La forma de saberlo, es que no nos dan constante de equilibrio, ni la piden).

SALES POCO SOLUBLES: Son aquellas que no se disocian totalmente y llegan al equilibrio

$$[AgCl_{(s)}] \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

SAL ó HIDRÓXIDO ⇌ CATIÓN + ANIÓN

Va a tener una K_S [K_{ps} ó PS] referida a la sal.

Ejemplos: $AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$

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

Siempre en concentrac.

$Ag_2SO_4 \rightleftharpoons 2Ag^+ + (SO_4)^{2-}$

EQUIL S 2S S $\rightarrow K_{PS} = [Ag^+]^2\cdot[Cl^-] = (2S)^2\cdot S = 4S^3$

6.3. Factores que afectan a la solubilidad.

- La temperatura (T^a)

La constante de equilibrio varía con la temperatura, en general, la solubilidad aumenta con la temperatura.

- El efecto de pH.

Solo influye en aquellos casos en los que aparezcan iones $(OH)^-$ o iones $(H)^+$, o cuando se forme un ácido débil o volátil.

- El efecto del ión común

Cuando queremos disolver una sal, en un medio donde ya existe algún ión de la sal, la solubilidad siempre disminuye.

6.4. Tipos de problemas de solubilidad.

1 SAL

- Nos piden (K_s) ⇒ los datos serán las concentraciones (s).
- Nos piden (s) ⇒ el dato será (K_s).

2 SALES

- 1 sal soluble
- 1 sal poco soluble

→ En común un ion. (Efecto del ion común)

3 SALES

1ª SAL: $AB \rightarrow A^+ + B^-$

2ª SAL: $CD \rightarrow C^+ + D^-$

→ Preguntarán: ¿Se formará precipitado de CB? El dato será $K_{s_{CB}}$

1º Método: $CB \rightleftharpoons C^+ + B^-$

EQ. --- $[C^+]$ $[B^-]$

Equilibrio → Si $K_{s_{CB}} = [C^+]\cdot[B^-]$ → Disolución saturada.

Precipita CB → Si $K_{s_{CB}} < [C^+]\cdot[B^-]$ → Disolución sobresaturada.

No precipita → Si $K_{s_{CB}} > [C^+]\cdot[B^-]$ → Disolución insaturada.

WWW.QUIMICAP