

Tema 14

Termodinámica química y equilibrio

14.1 Termoquímica

14.2 Energía libre y procesos espontáneos

14.3 Equilibrio químico y constante de equilibrio

14.4 Factores que afectan al equilibrio

14.5 Equilibrios ácido-base

14.6 Equilibrios de solubilidad

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

2

14.1 Termoquímica

La termoquímica estudia el intercambio de energía en las reacciones químicas. Es una aplicación de la Termodinámica a este tipo de procesos.

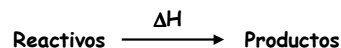
18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

3

ENTALPÍA DE REACCIÓN

Entalpía (calor a presión constante: Tema 2) asociada a una reacción química:



La entalpía es una función de estado (no depende del camino o trayectoria seguido), no depende por tanto de si el paso de reactivos a productos es directo o se pasa por estadios intermedios

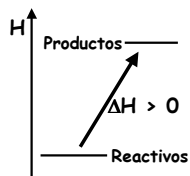
18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

4

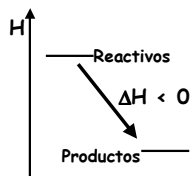
REACCIONES ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS

Reacción endotérmica



Se absorbe calor

Reacción exotérmica



Se desprende calor

$$\Delta H_{\text{reacción}} = H(\text{Productos}) - H(\text{Reactivos})$$

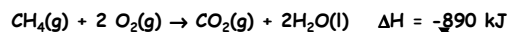
18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

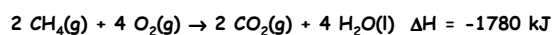
5

EJEMPLO:

La combustión del metano en presencia de oxígeno es una reacción EXOTÉRMICA:



Esta es la ecuación termoquímica. Significa que se desprenden 890 kJ de calor por cada mol de metano que se consume. Si tengo dos moles:

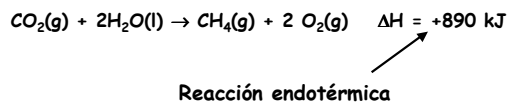


18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

6

Para "regenerar" el metano a partir de los productos de la reacción, hay que aportar 890 kJ de calor por mol de metano. La reacción inversa es por tanto ENDOTÉRMICA:



18/04/2005

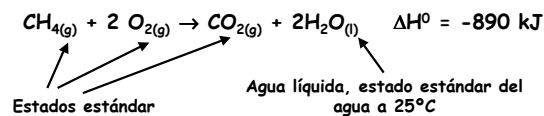
Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

7

ENTALPÍA DE REACCIÓN ESTÁNDAR ΔH^0

•Es la entalpía de la reacción cuando tanto los reactivos como los productos de la reacción se encuentran en su estado estándar (en el que están normalmente cuando la presión es 1 atmósfera).

•La entalpía de reacción estándar se suele dar a 25°C.



18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

8

LEY DE HESS

Es una consecuencia del hecho de ser la entalpía una función de estado = la variación de entalpía sólo depende del estado inicial y final = la variación de entalpía a lo largo de un ciclo cerrado es cero

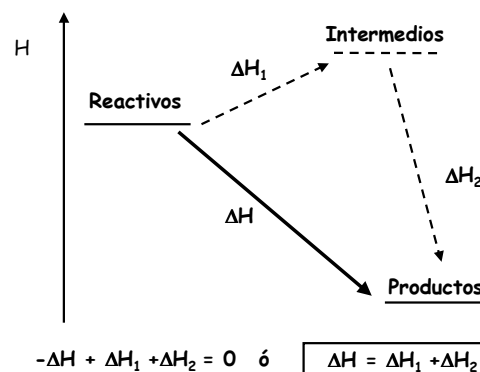


"La entalpía de una reacción es la suma de la entalpías de los pasos intermedios en los que se puede considerar dividida dicha reacción, incluso si la reacción no transcurre en la realidad a través de dichos pasos"

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

9



18/04/2005

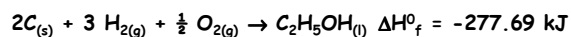
Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

10

ENTALPÍAS DE FORMACIÓN

La entalpía de formación de un compuesto se define como la entalpía de la reacción de formación de ese compuesto en estado estándar a partir de sus elementos puros, también en estado estándar.

Ejemplo: Entalpía de formación del etanol:



18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

11

Por definición, la entalpía de formación de un elemento puro en estado estándar es cero.

$$\Delta H_f^0 (\text{C, grafito}) = 0$$

El grafito es la forma del carbono termodinámicamente estable a 25°C y 1 atm, por eso, su $\Delta H_f^0 = 0$

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

12

Además de la forma grafito, el C existe en la naturaleza en forma de diamante. Puesto que el diamante no es la forma más estable en condiciones estándar, tiene una ΔH_f° distinta de cero.



Pasado un periodo de tiempo suficientemente largo, el diamante pasaría a la forma más estable (grafito). Ese tiempo es de millones de años.

18/04/2005

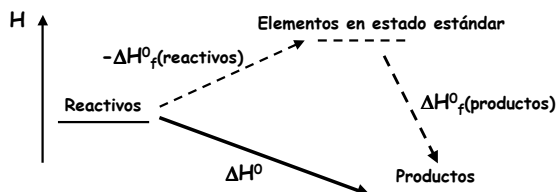
Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

13

Obtención de ENTALPÍAS DE REACCIÓN a partir de entalpías de formación

Por virtud de la Ley de Hess:

$$\Delta H^\circ = \sum n_i \Delta H_{f,i}^\circ(\text{productos}) - \sum n_i \Delta H_{f,i}^\circ(\text{reactivos})$$



18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

14

ENTALPÍAS DE ENLACE

La entalpía de una reacción se puede expresar también de forma aproximada a partir de entalpías de enlace.

$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_i^\circ(\text{enlaces rotos}) - \sum \Delta H_i^\circ(\text{enlaces formados})$$

La entalpía de enlace es la entalpía que ha de aportarse para romper un enlace en una molécula.

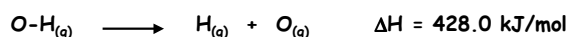
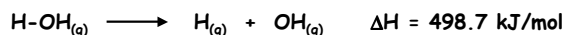


18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

15

En el caso de moléculas poliatómicas, por ej. H_2O , la entalpía necesaria para disociar 1 mol de átomos rompiendo un enlace O-H en cada molécula de H_2O es distinta de el ΔH necesario para disociar 1 mol de átomos de H rompiendo los enlaces en el radical $OH(g)$.



18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

16

Los enlaces O-H del H_2O y del radical OH son idénticos, por ello, deben tener entalpías idénticas. Esta única H, que se llama entalpía del enlace O-H, es el promedio de los dos valores anteriores.

La utilización de entalpías de enlace para estimar la entalpía de una reacción es, por tanto, menos precisa que el uso de entalpías de formación y solo se debe usar cuando no hay otros datos accesibles

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

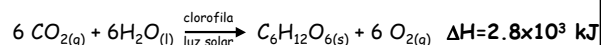
17

APLICACIÓN DE LOS CÁLCULOS TERMOQUÍMICOS

*Valoración de los materiales como fuente de energía

COMBUSTIBLES FÓSILES (gas natural y carbón)

Estos combustibles proceden de la vida animal y vegetal de hace millones de años. La fuente original de energía atrapada en estos combustibles es la energía solar.



Cuando se invierte la reacción, se libera calor

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

18

14.2 Energía libre y procesos espontáneos

La energía libre de Gibbs

Es la función de estado termodinámica fundamental que gobierna procesos que se realizan a temperatura y a presión constantes.

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

$\Delta G < 0 \rightarrow$ proceso espontáneo

$\Delta G > 0 \rightarrow$ proceso no espontáneo

$\Delta G = 0 \rightarrow$ proceso en equilibrio

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

19

VARIACIÓN DE LA ENERGÍA DE GIBBS ESTÁNDAR

Por ser la energía libre una función de estado como la entalpía cumple la Ley de Hess, y por tanto

$$\Delta G_r^0 = \sum n_i \Delta G_{f,i}^0(\text{productos}) - \sum n_i \Delta G_{f,i}^0(\text{reactivos})$$

Energías libres de formación estándar

(se definen de manera análoga a las entalpías de formación estándar)

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

20

$$\Delta G_r^0 = \Delta H_r^0 - T \Delta S_r^0$$

$$\Delta S_r^0 = \sum n_i S_i^0(\text{productos}) - \sum n_i S_i^0(\text{reactivos})$$

Nótese que operamos con entropías absolutas, no con incrementos de S

La razón es que sabemos que a temperatura cero la entropía debe ser cero (Tercera Ley de la Termodinámica) y tomamos esa referencia

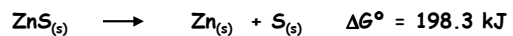
18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

21

UTILIDAD DE LOS PROCESOS ESPONTÁNEOS

En un proceso industrial, se desea extraer Zn a partir del mineral esfalerita (ZnS). La siguiente reacción no se produce, debido a que no es espontánea:

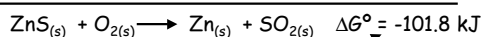
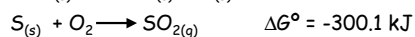
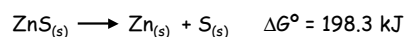


Pero acoplando esta reacción a otra espontánea si se puede realizar

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

22



Cuando sumamos reacciones, su ΔH , su ΔG y su ΔS son la suma de los de las reacciones correspondientes

En la práctica, se calienta el ZnS en presencia de aire de manera que la tendencia del S a formar SO_2 promueva la descomposición del ZnS.

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

23

14.3 Equilibrio químico y constante de equilibrio

RELACIÓN ENTRE ΔG^0 CON:

a) Potencial químico

*Gases

*Disoluciones

b) Constante de equilibrio

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del
Medio Ambiente, Tema 14

24

a) POTENCIAL QUÍMICO (GASES)

El potencial químico de un componente "i" en una mezcla se define como la variación de energía libre de la mezcla con respecto a la variación de moles presentes de dicho componente:

$$\mu_i = \frac{\Delta G}{\Delta n_i} \approx \mu_i^0 + RT \ln P_i$$

μ_i : Potencial químico en Estado estándar (1 atm)
 μ_i^0 : Energía libre por mol del componente puro
 RT : Cte de los gases y temperatura
 P_i : Presión parcial en atm

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

25

b) POTENCIAL QUÍMICO (DISOLUCIONES)

El potencial químico de un componente "i" en una mezcla se define como la variación de energía libre de la mezcla con respecto a la variación de moles presentes de dicho componente:

$$\mu_i = \frac{\Delta G}{\Delta n_i} \approx \mu_i^0 + RT \ln [i]$$

μ_i : Potencial químico en Estado estándar (1mol/litro)
 μ_i^0 : Energía libre por mol del componente puro
 RT : Cte de los gases y temperatura
 $[i]$: Concentración en moles /litro

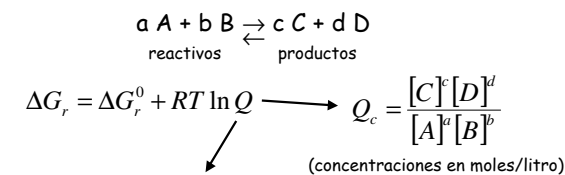
18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

26

B) CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Relación entre ΔG° e ΔG en condiciones de no equilibrio



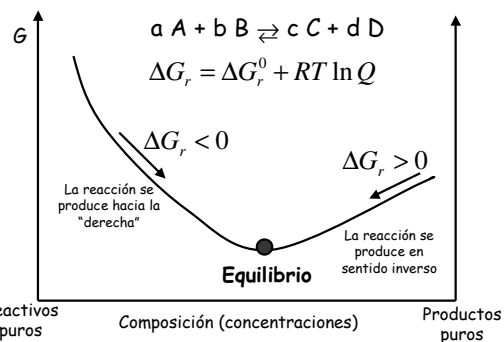
Si son mezclas de gases:

$$Q_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} \text{ (presiones parciales en atm)}$$

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

27



Reactivos puros

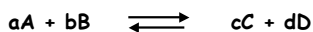
Composición (concentraciones)

Productos puros

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

28



En un sistema en equilibrio, los dos procesos opuestos tienen lugar a velocidades iguales.



El equilibrio químico es un proceso dinámico

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

29

Cuando alcanzamos el equilibrio, $\Delta G = 0$, por tanto

$$\Delta G_r = 0 = \Delta G^0 + RT \ln Q$$



$$\Delta G^0 = - RT \ln K$$

K es la constante de equilibrio. Cuanto más espontánea sea la reacción, mayor es K

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

30

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

Constante de equilibrio en reacciones gaseosas

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

Presiones parciales en el equilibrio

Constante de equilibrio en reacciones en disolución

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

Concentraciones en el equilibrio

La K permite calcular las concentraciones y las presiones de equilibrio de los reactivos y productos.

18/04/2005 Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14 31

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

$K \gg 1$

Reactivos puros Avance de la reacción Productos puros

La formación de productos está favorecida (equilibrio "desplazado a la derecha")

$K \ll 1$

Reactivos puros Avance de la reacción Productos puros

La formación de reactivos está favorecida (equilibrio "desplazado a la izquierda")

18/04/2005 Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14 32

Ejemplos:

***La formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno es una reacción muy favorecida:**

$$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightleftharpoons H_2O \quad \Delta G_r^0 = -118.08 \text{ kJ/mol}$$

↓

$$K_p(298K) = 5.1 \times 10^{20}$$

***La descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno es por tanto una reacción muy poco favorecida:**

$$H_2O \rightleftharpoons H_2 + \frac{1}{2} O_2 \quad \Delta G_r^0 = +118.08 \text{ kJ/mol}$$

↓

$$K_p(298K) = 1/5.1 \times 10^{20} = 1.95 \times 10^{-21}$$

(la cte de equilibrio de la reacción opuesta es el número inverso)

18/04/2005 Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14 33

Equilibrios heterogéneos

La concentración de un sólido o líquido puro es constante y no se incluye en la constante de equilibrio.

$$Ni_{(s)} + 4 CO_{(g)} \rightleftharpoons Ni(CO)_{4(g)} \quad K_c = \frac{[Ni(CO)_4]}{[CO]^4}$$

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \quad K_c = [CO_2]$$

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} \quad K_c = [H_2O_{(g)}]$$

18/04/2005 Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14 34

EQUILIBRIOS GASEOSOS. RELACIÓN ENTRE K_p Y K_c

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

$\Delta n = \text{número moles productos} - \text{número de moles reactivos}$

Ejemplos:

$$2 NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g) \quad K_p = K_c (RT)^{-1}$$

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g) \quad K_c = [CO_{2(g)}]$$

$$K_p = K_c RT$$

18/04/2005 Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14 35

14.4 Factores que afectan al equilibrio químico

Principio de Le Chatelier:

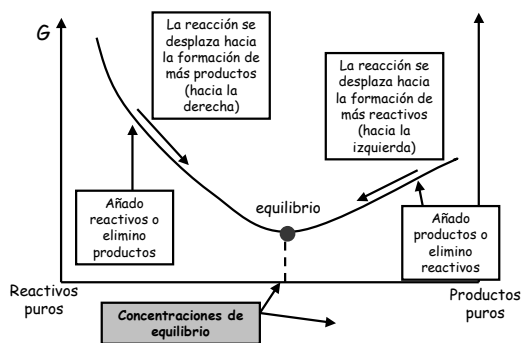
Quando a un sistema en equilibrio se le aplica una perturbación, como por ej.:

1. Eliminación o adición de reactivos o productos
2. Variaciones de presión o volumen
3. Variación de temperatura.
4. Introducción de catalizadores

El sistema reacciona de forma que los efectos de la perturbación se compensan o minimizan.

18/04/2005 Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14 36

1) Añadir o eliminar reactivos o productos



18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

37

Ejemplo

$$2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(g)}$$

Cantidad Inicial (mol)	0,32	0,16	0,68	(V = 10 l)
Adición	-	-	1	
Cantidad Final (mol)	0,54	0,27	1,46	(V = 10 l)

Si se añade 1 mol de productos, el sistema debe contrarrestar este aumento en los moles de reactivos, favoreciendo la reacción hacia la izquierda.

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

38

2) Cambios de presión o volumen

La constante de equilibrio no depende ni de la presión o del volumen, pero sí las concentraciones. El efecto depende de si en la reacción en concreto se incrementa o no el volumen.



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(n_{\text{NO}_2}/V)^2}{(n_{\text{N}_2\text{O}_4}/V)} = \frac{n_{\text{NO}_2}}{n_{\text{N}_2\text{O}_4}} \cdot \frac{1}{V}$$

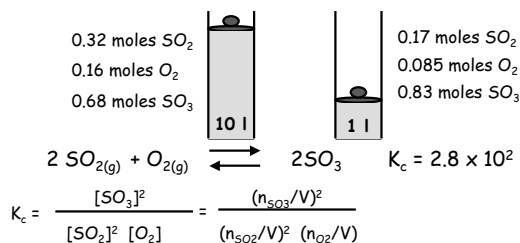
Si V aumenta: $n_{\text{NO}_2} > n_{\text{N}_2\text{O}_4}$ equilibrio hacia la derecha

Si V disminuye: $n_{\text{NO}_2} < n_{\text{N}_2\text{O}_4}$ equilibrio hacia la izquierda

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

39



Si V se reduce en un factor de 10, el cociente de los moles debe aumentar en un factor de 10.

Es decir, el n_{SO_3} debe aumentar y el equilibrio se desplazará a la derecha.

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

40

3) Cambios de temperatura

Los cambios de concentración, presión o volumen, pueden alterar la posición de equilibrio, pero no cambian el valor de la constante de equilibrio. Sólo un cambio en la T puede alterar esta constante.

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$$

$$\ln K_{eq} = \frac{\Delta G^\circ}{-RT}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

$$\ln K_{eq} = \frac{\Delta H^\circ}{-RT} - \frac{T \Delta S^\circ}{-RT} \longrightarrow \ln K_{eq} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

La constante de equilibrio sí depende de la temperatura

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

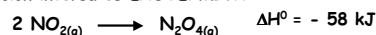
41

Ejemplo:

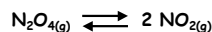
La formación de NO_2 a partir de N_2O_4 es un proceso ENDOTÉRMICO



y la reacción inversa es EXOTÉRMICA



En equilibrio, el efecto térmico neto es cero porque no existe reacción neta.



Según el principio de Le Chatelier, el suministro de calor favorece la reacción en la que se absorbe calor (reacción endotérmica) y la extracción de calor favorece la reacción en la que se desprende calor (reacción exotérmica).

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

42

4) Introducción de catalizadores

Un catalizador en una mezcla de reacción, acelera tanto la reacción directa como la inversa. El equilibrio se alcanza con más rapidez, pero el catalizador no modifica las cantidades de equilibrio.

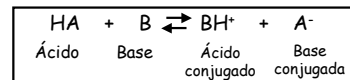
18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

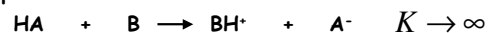
43

14.5 Equilibrios ácido-base

En la gran mayoría de los casos, una reacción ácido-base es una reacción de transferencia de protones:



Un ÁCIDO o una BASE es "FUERTE" si el equilibrio ácido-base en el que interviene está totalmente desplazado a la derecha:



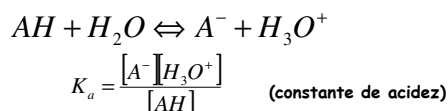
18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

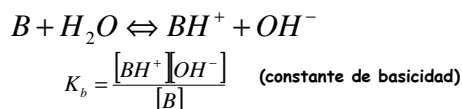
44

CONSTANTES DE ACIDEZ Y BASICIDAD

Disociación de un ácido débil en agua:



Disociación de una base débil en agua:



18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

45

Autoionización del agua

Los iones que proceden de las moléculas de agua se forman como resultado de la naturaleza anfiprótica del agua; algunas moléculas de agua ceden protones y otras aceptan protones.



En la autoionización del agua, por cada molécula de agua que actúa como ácido, otra actúa como base.

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

46

Producto iónico del agua:

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \quad (25^\circ\text{C})$$

Hay varios métodos experimentales que determinan que las $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y la $[\text{OH}^-]$ son iguales. $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$

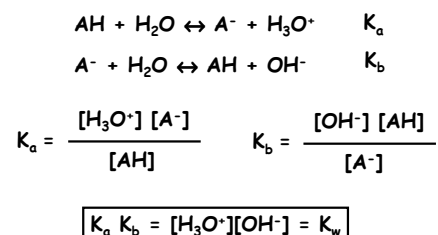
$$\begin{array}{l} \text{pH} \\ \text{pOH} \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \\ \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \end{array} \right| \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

47

Relación entre la constante de acidez de un ácido (K_a) y la de su base conjugada (K_b)



18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

48

Disoluciones reguladoras

Hay algunas disoluciones acuosas denominadas **DISOLUCIONES REGULADORAS O TAMPÓN**, cuyo valor de pH cambia sólo muy ligeramente con la adición de pequeñas cantidades de un ácido o una base.

Las disoluciones reguladoras necesitan dos componentes, uno que sea capaz de neutralizar ácidos, y otro capaz de neutralizar bases. Pero, por supuesto, los dos componentes no deben neutralizarse entre sí.

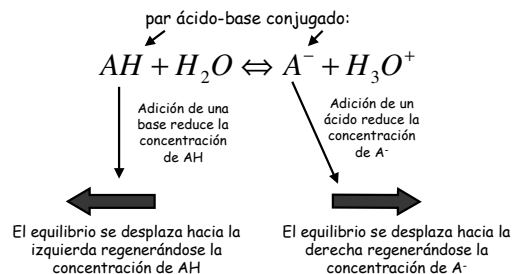
18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

49

Las disoluciones reguladoras comunes consisten en una mezcla de:

- Un ácido débil y su base conjugada
- Una base débil y su ácido conjugado



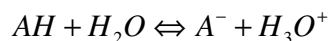
18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

50

Una ecuación para las disoluciones reguladoras:

Ecuación de Henderson-Hasselbach



$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Cte de acidez

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

51

Aplicación medioambiental de los equilibrios a-b

Al disolverse una pequeña cantidad de $CO_{2(g)}$ atmosférico en el AGUA DE LLUVIA, el pH disminuye en casi 2 unidades.

Cuando los contaminantes del aire formadores de ácidos, como el SO_2 , SO_3 y NO_2 , se disuelven en el agua de lluvia, esta se hace todavía mas ácida.

Se puede afirmar que el agua no tiene "capacidad reguladora". El agua no es capaz de resistir un cambio en el pH cuando se disuelven en ella ácidos y bases.

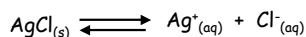
18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

52

14.6 Equilibrios de solubilidad

Considere una disolución saturada de AgCl que está en contacto con AgCl sólido. El equilibrio de solubilidad se puede representar como:



(En las reacciones heterogéneas, la concentración de los sólidos se considera constante).

La constante de equilibrio para la disolución de AgCl es:

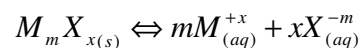
$$K_s = [Ag^+][Cl^-]$$

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

53

En general se puede escribir:



Producto de solubilidad:

$$K_s = [M^+]^m [X^-]^x$$

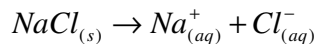
El producto de solubilidad (como toda constante de equilibrio) es constante a una temperatura dada.

18/04/2005

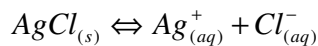
Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

54

Se dice que un COMPUESTO IÓNICO es SOLUBLE si el equilibrio anterior está totalmente desplazado a la derecha en disoluciones diluidas:



De lo contrario, la SOLUBILIDAD se calcula a partir del producto de solubilidad (y viceversa):



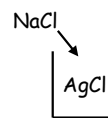
$$K_s = [Ag^+][Cl^-] = [Ag^+]^2 = S^2 \rightarrow \boxed{\begin{array}{l} \text{Solubilidad:} \\ S = \sqrt{K_s} \end{array}}$$

18/04/2005

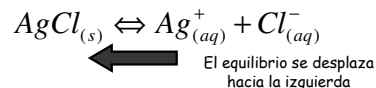
Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

55

Efecto de ión común (Principio de Le Chatelier)



Si a una disolución saturada de $AgCl$, le añadimos algo de Cl^- , un ión común procedente del $NaCl_{(aq)}$. De acuerdo con el principio de Le Chatelier, una mezcla en equilibrio responde a un aumento en la concentración de uno de los reactivos, en este caso $AgCl$.



18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

56

La adición del ion común desplaza el equilibrio de un compuesto iónico poco soluble hacia el compuesto sin disolver, produciéndose más precipitado. Por tanto, la solubilidad del compuesto se reduce.

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

57

Aplicación medioambiental de los equilibrios de solubilidad

La disolución y precipitación de la piedra caliza ($CaCO_3$) son la base de una gran variedad de fenómenos naturales, como la formación de cuevas calizas. La precipitación, o no precipitación, a partir de una disolución que contiene iones Ca^{2+} y CO_3^{2-} depende de las concentraciones de estos iones.

Las estalactitas y las estalagmitas, que están formadas por $CaCO_3$, aparecen por una reacción de precipitación.

18/04/2005

Bases Físicas y Químicas del Medio Ambiente, Tema 14

58