

**L'EQUILIBRIO CHIMICO:
EQUILIBRI IN FASE GASSOSA**

L'equilibrio chimico può essere descritto in analogia all'equilibrio fisico.

Ad esempio l'equilibrio **liquido-vapore** è descritto come la condizione particolare in cui, ad una certa temperatura, **coesistono** entrambe le fasi e le velocità di evaporazione e condensazione sono uguali.

Mediante considerazioni termodinamiche si può prevedere se una reazione chimica è spontanea, non spontanea, o all'equilibrio.

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

se $\Delta G = 0$, il sistema è all'equilibrio e non ha alcuna tendenza ad evolvere in un senso o nell'altro.

Le reazioni che si trovano all'equilibrio sono **reversibili**, in quanto i reagenti si trasformano nei prodotti e i prodotti si trasformano nei reagenti simultaneamente.

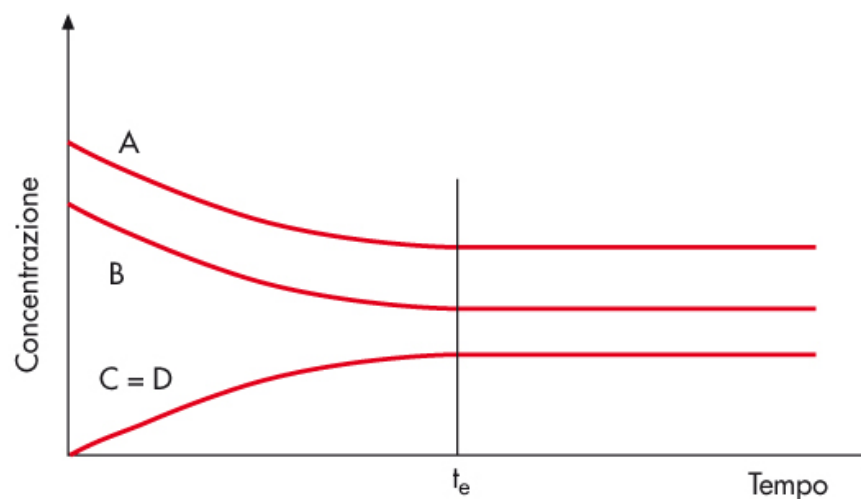
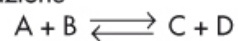
L'equilibrio chimico è **dinamico** e il suo raggiungimento non significa che la reazione di formazione dei prodotti si sia fermata. In realtà il sistema si evolve continuamente anche se, mantenuto a temperatura costante, non mostra nel tempo variazioni delle concentrazioni delle specie coinvolte.

Anche se il modo più corretto di interpretare gli equilibri chimici è quello di usare le funzioni termodinamiche, i principi dell'equilibrio chimico e le reazioni reversibili sono stati storicamente interpretati mediante studi cinetici.

Quando viene raggiunto l'equilibrio, la velocità della reazione diretta è uguale a quella della reazione inversa.

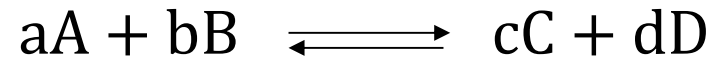
Figura 15.1

Rappresentazione del raggiungimento di un equilibrio chimico nel caso di una generica reazione



Costante di equilibrio

Si consideri la seguente reazione di equilibrio:

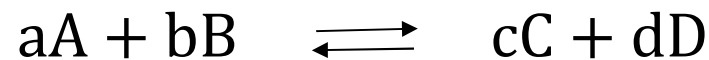


La **costante di equilibrio** della reazione ad una data temperatura è definita come il rapporto tra il prodotto delle concentrazioni dei prodotti della reazione e il prodotto delle concentrazioni dei reagenti della reazione, ognuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico

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

La costante di equilibrio è costante a temperatura costante

Modi di esprimere la costante di equilibrio: K_c e K_p



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

Per le reazioni che avvengono in fase gassosa è possibile esprimere la costante di equilibrio in funzione delle pressioni parziali, p ,

$$K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$$

Se le sostanze gassose si comportano idealmente

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT} = M \quad \text{oppure} \quad P = \frac{n}{V} RT = MRT$$

$$K_p = \frac{\left(\frac{n_C}{V}\right)^c \left(\frac{n_D}{V}\right)^d (RT)^c (RT)^d}{\left(\frac{n_A}{V}\right)^a \left(\frac{n_B}{V}\right)^b (RT)^a (RT)^b} = K_c (RT)^{\Delta n}$$

dove $\Delta n = (c + d) - (a + b)$

Principio dell'equilibrio mobile

Gli equilibri chimici sono regolati dal **principio di Le Châtelier**.

Il **principio di Le Châtelier** (anche detto **principio di Le Châtelier-Braun** o **principio dell'equilibrio mobile**) è un principio di termodinamica chimica, secondo il quale *ogni sistema tende a reagire ad una modifica impostagli dall'esterno, minimizzandone gli effetti*. Tale principio vale solo per i sistemi in equilibrio.

Dato che la costante di equilibrio è costante a temperatura costante, il sistema reagisce alla modifica impostagli, ristabilendo nuove condizioni di equilibrio, lasciando inalterata la K_{eq} . Quest'ultima varia solo se viene variata la temperatura.

Fattori che influenzano l'equilibrio chimico

Data una reazione di equilibrio ad una certa temperatura, è possibile spostare l'equilibrio in un senso o nell'altro senza che il valore della costante di equilibrio cambi, modificando alcuni parametri come il volume o la pressione, oppure aggiungendo o sottraendo qualche componente.



le varie specie siano contenute in un recipiente di volume V dotato di un pistone mobile. Si supponga di **aumentare il volume** del recipiente spostando il pistone dalla posizione 1 alla posizione 2.

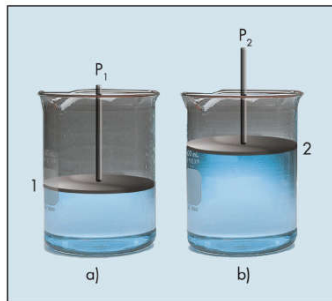
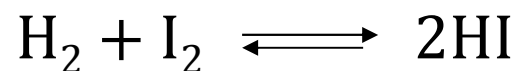


Figura 15.2

a) Recipiente contenente le specie PCl_5 , PCl_3 e Cl_2 partecipanti all'equilibrio in un volume delimitato dal pistone nella posizione 1. b) Lo stesso recipiente dopo che il volume è aumentato per effetto dello spostamento del pistone nella posizione 2.

L'applicazione del principio dell'equilibrio mobile porta alla conclusione qualitativa che la reazione si sposti verso i prodotti.

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{PCl}_3}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{Cl}_2}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{\text{PCl}_5}}{V}\right)} = \frac{n_{\text{PCl}_3} n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{PCl}_5}} \frac{1}{V}$$

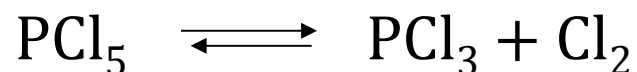


$$\Delta n = 0$$

In questi casi una variazione di volume **non influenza l'equilibrio chimico**.

Effetto della variazione di pressione: l'aumento della pressione, per la legge di Boyle, produce l'effetto contrario dell'aumento del volume.

Usiamo l'espressione della K_p per spiegare matematicamente l'effetto dell'aumento della pressione sulla reazione di equilibrio

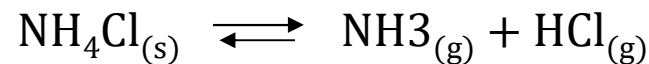


$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{(P x_{\text{PCl}_3})(P x_{\text{Cl}_2})}{(P x_{\text{PCl}_5})} = \frac{x_{\text{PCl}_3} x_{\text{Cl}_2}}{x_{\text{PCl}_5}} P = K_x P$$

Equilibri eterogenei implicanti gas

Gli equilibri chimici tra sostanze in fasi diverse si chiamano equilibri eterogenei. Anche per questi equilibri è possibile applicare la legge di azione di massa, cioè ricavare K_c e K_p , facendo delle considerazioni sulle concentrazioni delle fasi che prendono parte all'equilibrio.

Consideriamo i seguenti equilibri:



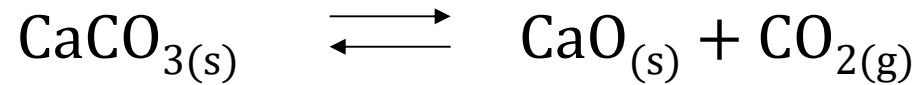
Per questa reazione possiamo scrivere:

$$K'_c = \frac{[\text{NH}_3][\text{HCl}]}{[\text{NH}_4\text{Cl}]}$$
 Poiché il volume dei solidi varia in modo proporzionale alla loro quantità, la concentrazione (**proprietà intensiva**) è costante. Ciò vale anche per i liquidi. Quindi possiamo scrivere:

$$K'_c [\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{NH}_3][\text{HCl}] = K_c$$

Oppure, se si usano le pressioni parziali invece delle concentrazioni:

$$K'_p p_{\text{NH}_4\text{Cl}} = p_{\text{NH}_3} p_{\text{HCl}} = K_p \quad p_{\text{NH}_4\text{Cl}} \text{ è costante ed uguale alla sua tensione di vapore}$$



La costante di equilibrio è:

$$K'_c = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]} \qquad K'_c [\text{CaCO}_3] / [\text{CaO}] = [\text{CO}_2]$$

e analogamente:

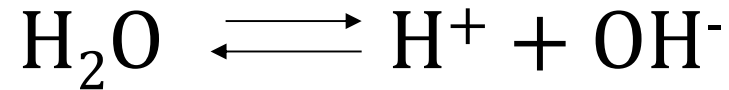
$$K'_p = \frac{p_{\text{CaO}} p_{\text{CO}_2}}{p_{\text{CaCO}_3}} \qquad K'_p p_{\text{CaCO}_3} / p_{\text{CaO}} = p_{\text{CO}_2}$$

In conclusione, quando si ha un equilibrio eterogeneo, è possibile scrivere le relazioni per K_c o K_p ignorando le concentrazioni o le pressioni parziali dei solidi puri o dei liquidi puri perché esse sono costanti.

Da ciò consegue che l'aggiunta di un solido o un liquido puro non determina uno spostamento dell'equilibrio.

**L'EQUILIBRIO CHIMICO:
EQUILIBRI IN SOLUZIONE ACQUOSA**

pH di soluzioni acquose



$$K_{\text{eq}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]$$

$$\begin{aligned} K_{\text{w}} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] &= (1.0 \times 10^{-7}) \times (1.0 \times 10^{-7}) \\ &= 1.0 \times 10^{-14} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_{\text{w}} = -\log K_{\text{w}} = 14$$

in H₂O: $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}\text{M}$

$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}\text{M}$

Soluzione neutra

$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}\text{M} > [\text{OH}^-]$

Soluzione acida

$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}\text{M} < [\text{OH}^-]$

Soluzione basica

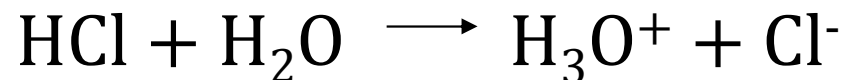
Acidi forti

Es: HNO_3 10^{-2}M $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}\text{M}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-2} = 2$

Altri acidi forti: HClO_4 , HCl ,...

—————→ Se aggiungiamo HCl



0.1 M HCl

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.1 \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13} \text{ M}$$

—————→ Se aggiungiamo NaOH

0.1 M NaOH

$$[\text{OH}^-] = 0.1 \text{ M} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} (\text{H}_2\text{O}) = -\log [10^{-7}] = 7$$

$$\text{pH} (\text{HCl}) = -\log [10^{-1}] = 1$$

$$\text{pH} (\text{NaOH}) = -\log [10^{-13}] = 13$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} (\text{H}_2\text{O}) = -\log [10^{-7}] = 7$$

$$\text{pOH} (\text{HCl}) = -\log [10^{-13}] = 13$$

$$\text{pOH}(\text{NaOH}) = -\log [10^{-1}] = 1$$

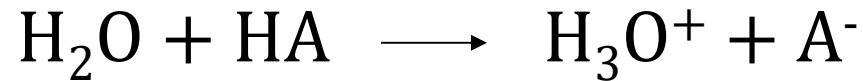
$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w$$

A 25°C per qualsiasi soluzione acquosa:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

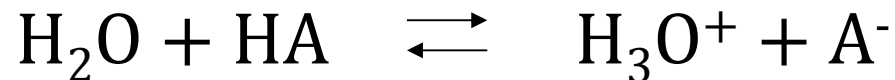
ACIDI E BASI DEBOLI

Acidi forti



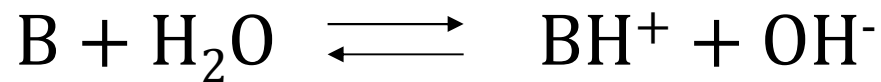
La concentrazione degli ioni idrogeno è pari alla concentrazione iniziale dell'acido

Acidi deboli



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

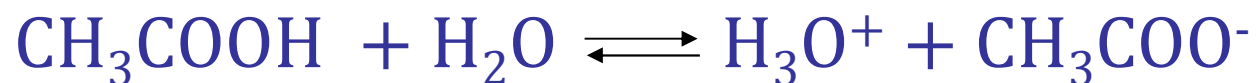
Basi deboli



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Conoscendo il valore della costante di dissociazione e la concentrazione iniziale dell'acido (o della base) è possibile calcolare il pH di soluzioni acquose di acidi e basi deboli

Acidi deboli



$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ M} - x$$

→ trascurabile

$$x^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 1.0 \times 10^{-2} \text{ M} = 1.8 \times 10^{-7}$$

$$x = 4.2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 4.2 \times 10^{-4} = 3,38$$

$$\alpha = [\text{H}^+]/[\text{HA}] = \frac{4.2 \times 10^{-4}}{1.0 \times 10^{-2}} = 4.2 \times 10^{-2} \text{ grado di dissociazione}$$

Il **grado di dissociazione** di un acido debole, o di una base debole, aumenta al diminuire della concentrazione della sua soluzione

Esempio: **$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ M}$**

$$\alpha = 4.2 \times 10^{-2}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1.0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-4} \alpha$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1.0 \times 10^{-4} (1 - \alpha)$$

$$K_a = 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{(1.0 \times 10^{-4} \alpha)^2}{1.0 \times 10^{-4} (1 - \alpha)}$$

$$\alpha = 0,34$$

$$\mathbf{[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1.0 \times 10^{-4} \text{ M}}$$

$$\mathbf{\alpha = 0,34}$$

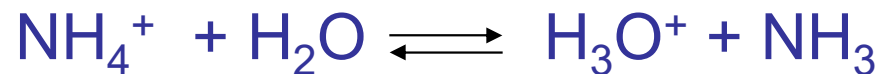
Idrolisi di sali

Sali neutri

Quando un sale come il NaCl si scioglie in acqua, il pH della soluzione acquosa è neutro (**pH = 7**) in quanto né lo ione Na⁺, né lo ione Cl⁻ reagiscono con l'acqua. Essi possono essere considerati rispettivamente come l'acido e la base coniugati di una base (NaOH) e un acido (HCl) forti.

Sali acidi

Quando un sale come NH₄Cl si scioglie in acqua, lo ione NH₄⁺ reagisce con l'acqua secondo la reazione acido-base di Bronsted:



Lo ione NH₄⁺ è quindi un acido debole e la sua costante acida è data da:

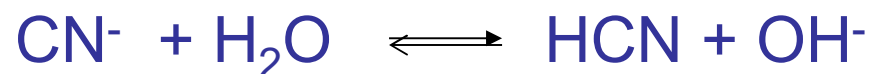
$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = K_w / K_b \text{ NH}_3 = 5.4 \times 10^{-10}$$

e il pH della soluzione acquosa è acido (**pH < 7**)

Sali basici

La stessa cosa si verifica quando sali come NaCN, CH₃COONa etc. vengono sciolti in acqua.

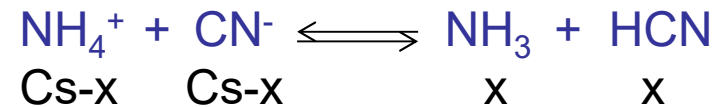
Gli ioni CN⁻, CH₃COO⁻ reagiscono con l'acqua secondo la reazione acido-base di Bronsted



$$K_b = \frac{[\text{HCN}] [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = K_w / K_a \text{ HCN} = 2.5 \times 10^{-5}$$

e il pH della soluzione acquosa è basico (**pH > 7**)

Se sciogliamo in acqua un sale come NH_4CN , entrambi gli ioni NH_4^+ (acido debole) e CN^- (base debole) reagiscono con l'acqua secondo le reazioni acido-base viste in precedenza. La reazione complessiva è la seguente:



e la K_{idrolisi} :

$$K_i = [\text{NH}_3] [\text{HCN}] / [\text{NH}_4^+] [\text{CN}^-] = K_w / K_a K_b \quad (\text{si ottiene moltiplicando e dividendo per } [\text{H}^+] [\text{OH}^-])$$

$$K_i = [\text{HCN}]^2 / [\text{CN}^-]^2 = [\text{NH}_3]^2 / [\text{NH}_4^+]^2 = K_w / K_a K_b \quad \text{moltiplicando e dividendo per } [\text{H}^+]^2 \text{ si ha:}$$

$$[\text{HCN}]^2 / [\text{CN}^-]^2 \times [\text{H}^+]^2 / [\text{H}^+]^2 = [\text{H}^+]^2 / K_a^2 = K_w / K_a K_b \quad \text{da cui:}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_w K_a / K_b}$$

Il pH della soluzione acquosa non dipende dalla concentrazione del sale e, in questo caso, sarà alcalino in quanto $K_b \text{ NH}_3 > K_a \text{ HCN}$.

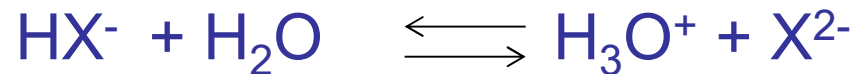
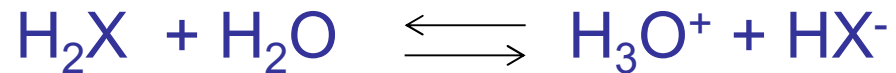
In generale, in casi come questo, il pH della soluzione sarà acido se $K_a > K_b$, basico se $K_a < K_b$, neutro se $K_a = K_b$.

Acidi e basi polifunzionali ed equilibri simultanei

Es: acidi poliprotici

Per gli acidi poliprotici (H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_4 etc.) si possono scrivere tante reazioni di dissociazione quanti sono i protoni ionizzabili.

Gli equilibri di dissociazione non sono indipendenti l'uno dall'altro, ma simultanei, quindi le concentrazioni delle specie che compaiono in ambedue le equazioni sono le stesse

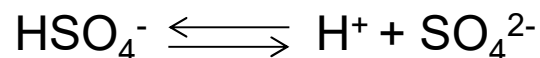
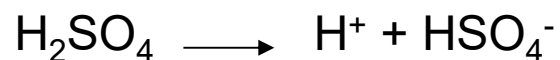


$$K_{a1} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HX}^-] / [\text{H}_2\text{X}]$$

$$K_{a2} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{X}^{2-}] / [\text{HX}^-]$$

Esempio: soluzione 0.200 M di H₂SO₄

Essendo l'acido solforico un acido forte in prima dissociazione, la [H⁺] e la [HSO₄⁻] sono uguali alla concentrazione di H₂SO₄.



Indicando con x la [H⁺] = [SO₄²⁻] che derivano dalla seconda dissociazione, si ha:

$$K_{a2} = 2.1 \times 10^{-2} = \frac{[\text{H}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} = \frac{(0.200 + x)x}{(0.200 - x)}$$

Risolvendo, abbiamo $x = 0.018 \text{ mol dm}^{-3}$, $[\text{H}^+]_{\text{totale}} = 0.218 \text{ M}$ e $\text{pH} = 0.66$

Nel caso in cui l'acido poliprotico abbia un valore piccolo anche per la K_{a1} , le concentrazioni incognite sono quattro: $[H_2X]$, $[H_3O^+]$, $[HX^-]$ e $[X^{2-}]$ ed abbiamo bisogno di quattro equazioni per risolvere il problema.

Due equazioni sono rappresentate dalle espressioni delle K_a

$$1. K_{a1} = [H^+] [HX^-] / [H_2X]$$

$$2. K_{a2} = [H^+] [X^{2-}] / [HX^-]$$

Le altre due equazioni si ricavano dal bilanciamento della massa e delle cariche delle specie in soluzione

$$3. [H_2X]_{iniz.} = [HX^-] + [X^{2-}] + [H_2X]_{equil.}$$

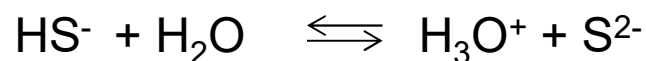
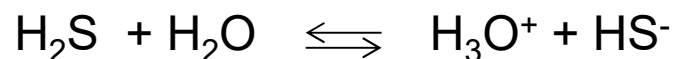
$$4. [H_3O^+] = [HX^-] + [X^{2-}] + [OH^-]$$

Si trascura il contributo dell'acqua alla $[H_3O^+]$, come è stato fatto per gli acidi forti e deboli se la loro $C_a \gg 1.0 \times 10^{-6}$ M.

Essendo nella quasi totalità dei casi il rapporto tra le K_a dell'ordine di 10^5 ($K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3}$), si può trascurare, con buona approssimazione, la concentrazione idrogenionica che deriva dalle dissociazioni successive alla prima.

Le stesse considerazioni valgono per le basi coniugate degli acidi poliprotici (CO_3^{2-} , S^{2-} , PO_4^{3-} etc.).

Es.: Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0.10 M di H₂S;
K_{a1} = 1.0x10⁻⁷; K_{a2} = 1.1x10⁻¹³.



Trascurando la seconda dissociazione, abbiamo:

$$x^2 / 0.10 = 1.0 \times 10^{-7} \quad x = [\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-4} \quad \text{pH} = 4.00$$

Valutiamo ora la bontà di questa approssimazione, sostituendo questo valore nell'equazione di equilibrio relativa alla seconda dissociazione dell'acido

$$1.1 \times 10^{-13} = [\text{S}^{2-}] 1.0 \times 10^{-4} / 1.0 \times 10^{-4} \quad [\text{S}^{2-}] = 1.1 \times 10^{-13}$$

Anche la [H₃O⁺] derivante dalla seconda dissociazione è 1.1x10⁻¹³ e quindi del tutto trascurabile rispetto a 1.0x10⁻⁴ ottenuto prendendo in considerazione solo la prima dissociazione.

Es.: Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0.050 M di Na₂CO₃;
K_{a1H2CO3} = 4.2x10⁻⁷, K_{a2H2CO3} = 4.8x10⁻¹¹.

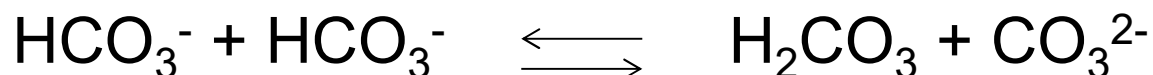
Elettroliti anfoteri

I sali più comuni di questo tipo sono quelli il cui anione proviene formalmente da un acido poliprotico che non impegna tutti i suoi protoni ionizzabili nella formazione del sale stesso: NaHS, NaHCO₃, NaH₂PO₄, Na₂HPO₄ etc.

Es. NaHCO₃



La reazione complessiva è la seguente:



$$K_i = [\text{H}_2\text{CO}_3] [\text{CO}_3^{2-}] / [\text{HCO}_3^-] [\text{HCO}_3^-] = K_{a2}/K_{a1} \quad (\text{si ottiene moltiplicando e dividendo per } [\text{H}^+])$$

$$[\text{H}_2\text{CO}_3]^2 / [\text{HCO}_3^-]^2 = K_{a2}/K_{a1} \quad \text{moltiplicando e dividendo per } [\text{H}^+]^2 \text{ si ottiene:}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{a1} K_{a2}}$$

Esercizi

1. 0.151 g di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ sono sciolti in tanta acqua da avere 1.50 dm^3 di soluzione. Calcolare il pH e il pOH della soluzione.
2. Il pH di una soluzione acquosa di HNO_3 è 0.30. Calcolare la concentrazione dell'acido nella soluzione.
3. A 25.0 cm^3 di una soluzione 0.0105 M di HClO_4 sono aggiunti 15.0 cm^3 di una soluzione 0.110 M di NaOH . Calcolare il pH della soluzione risultante.
4. 100.0 cm^3 di acido cloridrico gassoso (misurato alle c.n.) sono sciolti in acqua. Il pH della soluzione risultante è 2.60. Trovare il volume della soluzione.
5. Calcolare il pH di una soluzione acquosa di HCl $1.0 \times 10^{-8} \text{ M}$.
6. Calcolare il pH di una soluzione di HCN 1.00 M . $K_a = 4.0 \times 10^{-10}$.
7. Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0.45 M di NH_3 e il grado di dissociazione della base. $K_b = 1.85 \times 10^{-5}$.
8. Un acido debole monoprotico è dissociato per il 12.5% in una soluzione acquosa $5.00 \times 10^{-2} \text{ M}$. Calcolare il nuovo grado di dissociazione dell'acido in una soluzione 10 volte più concentrata.

9. Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0.660 M di KCN e il grado di idrolisi del sale. ($K_{a \text{ HCN}} = 4.0 \times 10^{-10}$, quindi $K_{b \text{ CN}^-} = K_w/K_a = 1.0 \times 10^{-14}/4.0 \times 10^{-10} = 2.5 \times 10^{-5}$).
10. 20.0 cm³ di una soluzione di CH₃COOH ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) sono titolati con 17.5 cm³ di una soluzione 0.315 M di NaOH. Calcolare il pH al punto equivalente.
11. Quanti grammi di NaCN devono essere sciolti in 100 cm³ di soluzione in modo che il pH della soluzione sia uguale a quello di una soluzione 0.250 M di NH₃? ($K_{a \text{ HCN}} = 4.0 \times 10^{-10}$; $K_{b \text{ NH}_3} = 1.85 \times 10^{-5}$).
12. Calcolare il pH di una soluzione 0.50 M di NaHCO₃ ($K_{a1 \text{ CO}_2} = 4.2 \times 10^{-7}$; $K_{a2 \text{ CO}_2} = 4.8 \times 10^{-11}$).
13. Calcolare il pH di una soluzione 2.0×10^{-2} M di H₂S ($K_{a1 \text{ H}_2\text{S}} = 1.0 \times 10^{-7}$; $K_{a2 \text{ H}_2\text{S}} = 1.1 \times 10^{-13}$).
14. Calcolare il pH di una soluzione 1.5×10^{-2} M di CH₃COONH₄
($K_{a \text{ CH}_3\text{COOH}} = 1.8 \times 10^{-5}$; $K_{b \text{ NH}_3} = 1.85 \times 10^{-5}$)