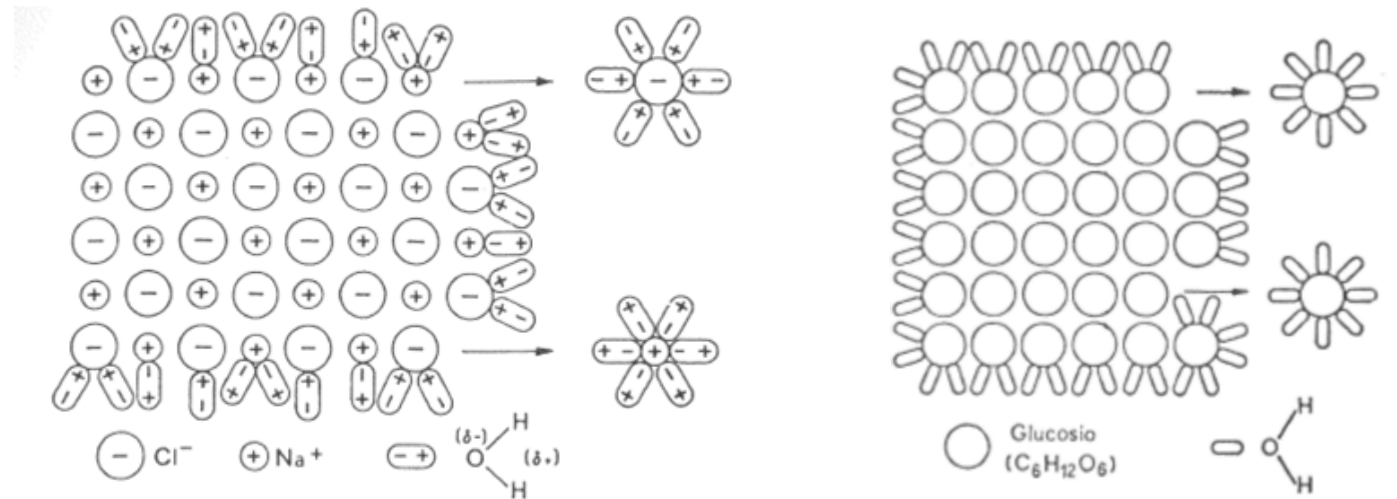


Soluzioni : dispersioni omogenee di due o più specie chimiche l'una nell'altra

Solvente : componente che si trova nel medesimo stato fisico della soluzione
componente che si trova in quantità maggiore

Soluto : componente che si "scioglie" in soluzione

- soluzioni gassose (miscele gassose)
- soluzioni liquide
- soluzioni solide (leghe)



- amalgami : soluzioni di metalli sciolti nel mercurio

- concentrazione

- Molarità (M)

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right)$$

- Molalità (m)

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{W_{\text{solvente}}} \left(\frac{\text{mol}}{\text{Kg}} \right)$$

- Normalità (N)

$$N = \frac{n_{\text{eq}}}{V_{\text{soluzione}}} \left(\frac{\text{eq.}}{\text{l}} \right)$$

- Un equivalente è una quantità, espressa in grammi, il cui valore dipende dal tipo di sostanza e dal tipo di reazione
- 1 equivalente di una sostanza reagisce sempre con 1 equivalente di qualsiasi altra sostanza

- **diluizione** : aggiunta di solvente per far variare la concentrazione

il numero di moli di soluto rimane invariato

$$n_{\text{in}} = n_{\text{fin}}$$

- $M = n/V \rightarrow n = MV$

- $M_{\text{in}} V_{\text{in}} = M_{\text{fin}} V_{\text{fin}}$

- **Solubilità (S)** di una specie chimica: quantità di quella specie che si può sciogliere in una data quantità di solvente

Effetto della T sulla solubilità: la S ha valori costanti a T = cost

Determinare la molarità di una soluzione che in 800 mL contiene 10 g di HCl.

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right)$$

$$n.\text{moli} = \frac{p.\text{g.}}{p.\text{mol}}$$

$$p.\text{m. HCl} = 35.45 + 1.01 = 36.46 \text{ u.m.a.}$$

$$n.\text{moli} = \frac{10}{36.46} = 0.274$$

$$800 \text{ mL} = 0.800 \text{ L}$$

$$M = \frac{0.274}{0.800} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right) = 0.3425 = 0.343$$

Si determinino le moli di acido presenti in 250 mL di una soluzione 2M di HNO_3

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right)$$

$$V_{\text{soluzione}} M = n_{\text{soluto}}$$

$$n_{\text{soluto}} = MV_{\text{soluzione}}$$

$$n_{\text{soluto}} = MV_{\text{soluzione}}$$

$$n_{\text{soluto}} = 2 \times 0.250 = 0.5$$

Metodo alternativo (con le proporzioni)

$$2 : 1000 = x : 250$$

$$x = 0.5$$

Calcolare quanti mg di H_2SO_4 sono contenuti in 2dm^3 di una soluzione $1.2 \times 10^{-4} \text{ M}$

$$1\text{dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$\text{p.m. } \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \times 1.01 + 32.06 + 4 \times 16.00 = 98.08 \text{ u.m.a.}$$

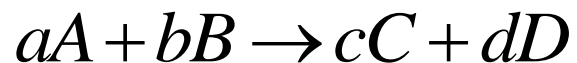
$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right)$$

$$n_{\text{soluto}} = MV_{\text{soluzione}} \quad n_{\text{soluto}} = 2 \times 1.2 \times 10^{-4} = 2.4 \times 10^{-4}$$

$$n.\text{moli} = \frac{\text{p.g.}}{\text{p.mol}}$$

$$\text{p.g.} = n.\text{moli} \times \text{p.mol} = 2.4 \times 10^{-4} \times 98.08 = 0.0235 = 0.024$$

EQUILIBRIO CHIMICO



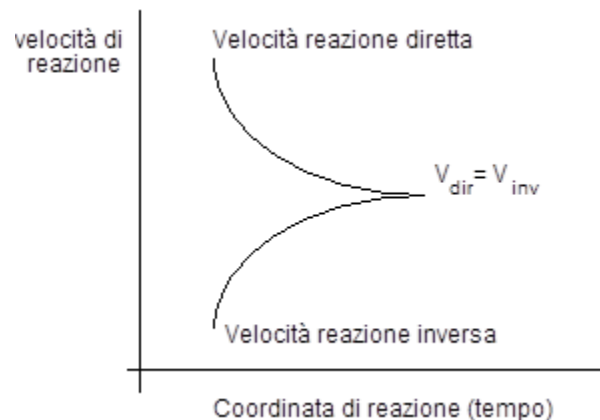
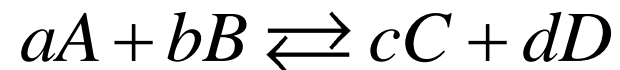
- Inizialmente ha luogo solo la reazione diretta

$$V_{dir} = k_{dir} [A]^a [B]^b$$

- mentre la reazione procede le concentrazioni dei reagenti diminuiscono, mentre aumentano le concentrazioni dei prodotti di reazione e si avvia anche la reazione inversa

$$V_{inv} = k_{inv} [C]^c [D]^d$$

- la velocità della reazione diretta diminuisce mentre la velocità della reazione inversa aumenta



si giungerà ad un **equilibrio dinamico** → la velocità con cui i reagenti si trasformano in prodotti è pari alla velocità con cui i prodotti si trasformano in reagenti

$$V_{dir} = V_{inv}$$

$$V_{dir} = k_{dir} [A]^a [B]^b$$

$$V_{inv} = k_{inv} [C]^c [D]^d$$

$$k_{dir} [A]_{eq}^a [B]_{eq}^b = k_{inv} [C]_{eq}^c [D]_{eq}^d$$

$$k_c = \frac{k_{dir}}{k_{inv}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

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

k_c = **costante di equilibrio**

- **varia solo in funzione della temperatura**
- è indipendente da pressione, concentrazione, catalizzatori etc.

Legge di azione di massa

in una reazione che ha raggiunto l'equilibrio, il rapporto tra il prodotto delle concentrazioni dei prodotti e quello dei reagenti, ciascuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico, è una costante

Nel caso di sostanze gassose si possono usare le P parziali al posto delle concentrazioni e la costante che si ottiene è detta k_p

$$k_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

tenendo conto che la pressione parziale del reagente A vale

$$P_A = \frac{n_A RT}{V} = [A] RT$$

possiamo esprimere la k_p in funzione delle molarità dei singoli reagenti

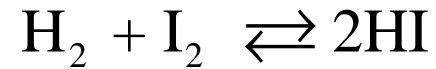
$$k_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b} = \frac{[C]^c R^c T^c \cdot [D]^d R^d T^d}{[A]^a R^a T^a \cdot [B]^b R^b T^b} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} (RT)^{(c+d-a-b)} = k_c (RT)^{\Delta n}$$

$$k_p = k_c (RT)^{\Delta n}$$

Δn è la differenza tra i coefficienti stechiometrici dei prodotti di reazione e i coefficienti stechiometrici dei reagenti

$k_c = k_p$ solo se reagenti e prodotti sono presenti con lo stesso numero di moli
($\Delta n = 0$)

Introduciamo 2 moli di H_2 e 0.8 moli di I_2 in un recipiente di 1.6 litri e portiamo la temperatura a 763°K per produrre la reazione



sapendo che a 763°K la $k_c = 46$ si vuole sapere quanto acido iodidrico si forma

se indichiamo con X le moli di idrogeno che reagiscono con X moli di iodio per litro, all'equilibrio si formeranno $2X$ moli/l di acido iodidrico.

$$[\text{H}_2] = \frac{2}{1.6} = 1.25 \text{ mol L}^{-1}$$

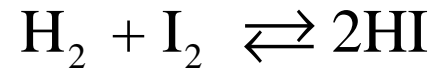
$$[\text{I}_2] = \frac{0.8}{1.6} = 0.5 \text{ mol L}^{-1}$$

costruiamo allora la seguente tabella

	concentrazioni iniziali	concentrazioni all'equilibrio
H_2	1.25 mol/l	$1.25 - X$ mol/l
I_2	0.5 mol/l	$0.5 - X$ mol/l
HI	0 mol/l	$2X$ mol/l

	concentrazioni iniziali	concentrazioni all'equilibrio
H ₂	1.25 mol/l	1.25 - X mol/l
I ₂	0.5 mol/l	0.5 - X mol/l
HI	0 mol/l	2X mol/l

Utilizziamo ora i valori delle concentrazioni di equilibrio, espresse in funzione di X, all'interno delle legge di azione di massa



$$k_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

sostituendo le concentrazioni di equilibrio

$$46 = \frac{(2X)^2}{(1.25 - X)(0.5 - X)}$$

si ottiene un'equazione di secondo grado che risolta fornisce le seguenti due radici

$$X_1 = 1.442 \quad X_2 = 0.475$$

La prima va scartata non avendo significato fisico (è superiore alla concentrazione iniziale)

La concentrazione di equilibrio dell'acido iodidrico sarà pertanto pari a

$$X_2 = 0.475$$

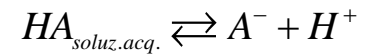
$$[HI]_{eq} = 2X = 0.95 \text{ mol/l}$$

Acidi e Basi

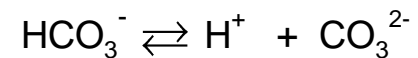
- Arrhenius

Si definisce ACIDO una specie chimica che in soluzione acquosa si dissocia dando uno o più ioni idrogeno

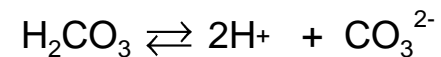
- monoprotico → un solo ione idrogeno



- poliprotico → più ioni idrogeno

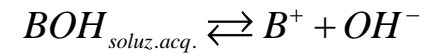


ovvero

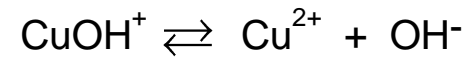


Si definisce BASE una specie chimica che in soluzione acquosa si dissocia dando uno o più ioni idrossido

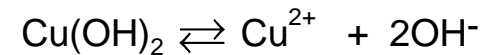
- monoacida → un solo ione idrossido



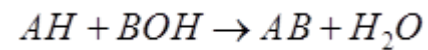
- poliacida → più ioni idrossido



ovvero

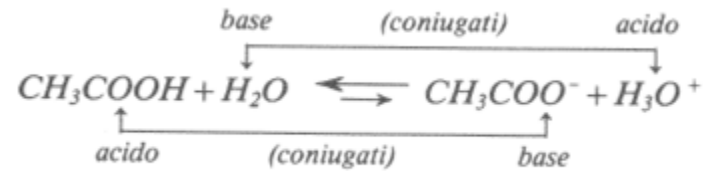
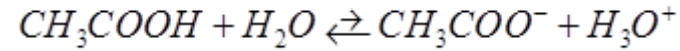


Acido e Base reagendo insieme formano un Sale e acqua

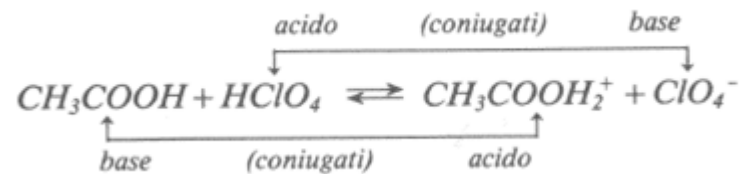
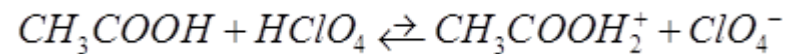


- Bronsted

Si definisce base una specie chimica in grado di aggiungere uno o più protoni ceduti da un acido, ed acido una specie chimica in grado di cedere uno o più protoni, accettati da una base

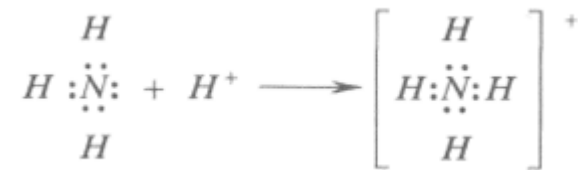
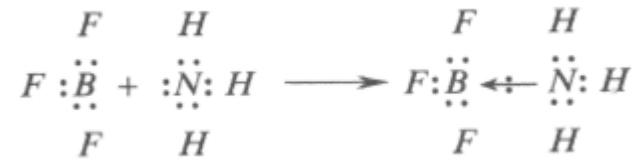


- sistema acido – base
- coppie coniugate (differiscono per un solo H⁺)
- a seconda del partner una specie si può comportare da acido o base



- Lewis

Si definisce ACIDO (di Lewis) una specie chimica in grado di accettare uno o più lone pairs; BASE (di Lewis) una specie in grado di fornire uno o più lone pairs



Calcolo del pH

- pH per acidi e basi forti

gli acidi e le basi forti in acqua sono completamente dissociati → la concentrazione degli ioni H^+ (per gli acidi) e degli ioni OH^- (per le basi) risultano uguali alla concentrazione iniziale

- Calcolare il pH di una soluzione 10^{-2} M di HCl

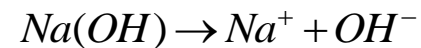
l'acido cloridrico è un acido forte → è completamente dissociato in 10^{-2} mol/l di ioni H^+ e 10^{-2} mol/l di ioni Cl^-



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

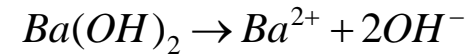
- Calcolare il pH di una soluzione 3×10^{-5} M di NaOH

l'idrossido di sodio è una base forte e quindi completamente dissociato in $3 \cdot 10^{-5}$ mol/l di ioni OH^- e $3 \cdot 10^{-5}$ mol/l di ioni Na^+



$$pH = 14 - pOH = 14 - (-\log[OH^-]) = 14 - (-\log 3 \cdot 10^{-5}) = 14 - 4.52 = 9.48$$

- Calcolare il pH di una soluzione $5 \cdot 10^{-4}$ M di $\text{Ba}(\text{OH})_2$



l'idrossido di bario si dissocia completamente in uno ione Ba^{2+} e 2 ioni OH^-

la concentrazione finale degli ioni OH^- sarà doppia della concentrazione iniziale dell'idrossido e pari a 10^{-3} mol/l

$$-\log_{10}([\text{H}^+][\text{OH}^-]) = -\log_{10}(10^{-14})$$

$$-\log_{10}[\text{H}^+] - \log_{10}[\text{OH}^-] = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

la concentrazione degli ioni H^+ sarà quindi pari a 10^{-11} \rightarrow pH = 11