

REAZIONI CHIMICHE

aspetto termodinamico

ENTALPIA (H)

I° principio termodinamica

$\Delta H > 0$ reazione endotermica (assorbe calore dall'ambiente durante il suo svolgimento)

$\Delta H < 0$ reazioni esotermiche (cede calore all'ambiente durante il suo svolgimento)

ENERGIA LIBERA DI GIBBS (G)

II° principio termodinamica

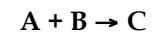
$\Delta G > 0$ reazione non spontanea (non procede spontaneamente nel verso in cui è scritta)

$\Delta G < 0$ reazioni spontanee (procede spontaneamente nel verso in cui è scritta)

$\Delta G = 0$ reazione all'equilibrio

REAZIONI CHIMICHE

aspetto cinetico



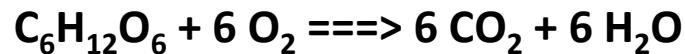
$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt}$$

$$v = k [A]^m [B]^n \quad m \text{ e } n, \text{ coeff. determinati empiricamente}$$

$$m + n = \text{ordine di reazione}$$

REAZIONI CHIMICHE

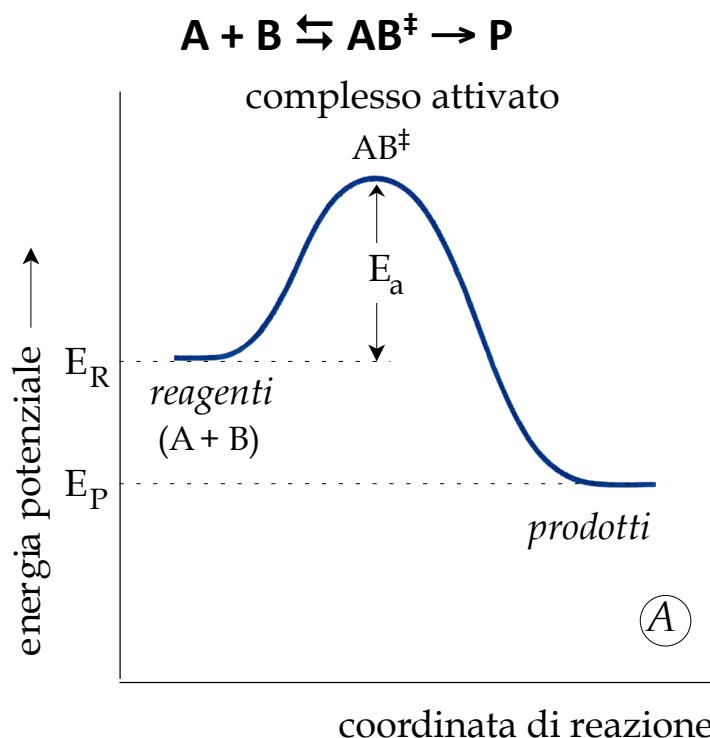
aspetto cinetico



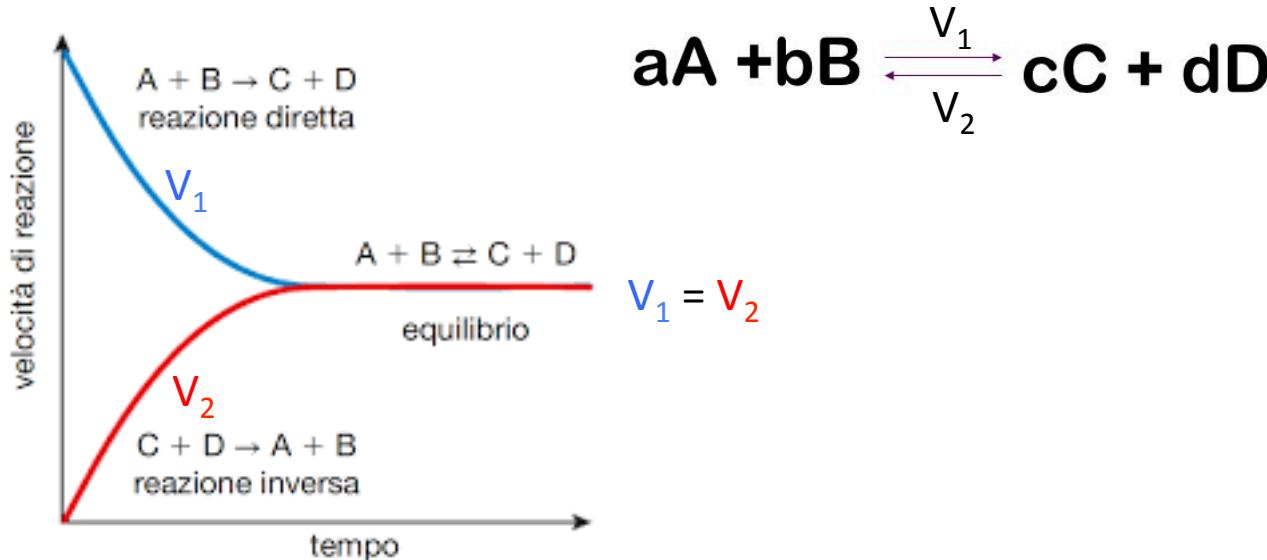
$\Delta G < 0 \implies$ spontanea a temp. amb.

In realtà non “avviene” a temp. amb. ???

Problema cinetico, E_a molto elevata!!!



EQUILIBRIO CHIMICO

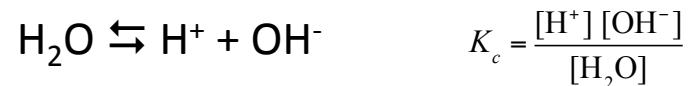


$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

PRINCIPIO DI LE CHATELIER

se l'equilibrio di una reazione chimica viene perturbato questo si sposterà verso i prodotti o i reagenti in modo tale da opporsi al cambiamento e ripristinare delle nuove condizioni di equilibrio.

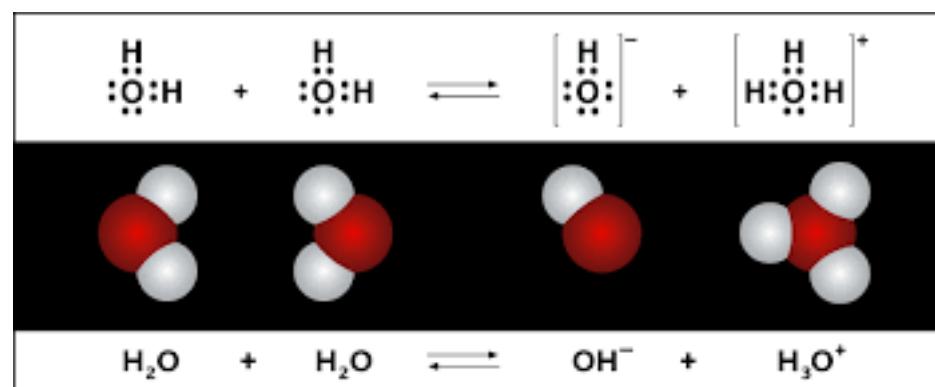
REAZIONE DI IDROLISI E PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA



$$K_w = K_c [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1.8 \times 10^{-16} \times 55.5 = 1 \times 10^{-14}$$

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$[\text{H}^+] [\text{OH}^-]$ prodotto ionico dell'acqua



REAZIONE DI IDROLISI E PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

Soluzione acide e soluzioni basiche

H₂O pura:



$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \quad \Longrightarrow \quad [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

Soluzione acida: H₂O + sostanza acida (H⁺)



$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad [\text{H}^+] > [\text{OH}^-] \quad \Longrightarrow \quad [\text{H}^+] > 10^{-7} \quad [\text{OH}^-] < 10^{-7}$$

Soluzione basica: H₂O + sostanza basica (OH⁻)



$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad [\text{H}^+] < [\text{OH}^-] \quad \Longrightarrow \quad [\text{H}^+] < 10^{-7} \quad [\text{OH}^-] > 10^{-7}$$

REAZIONE DI IDROLISI E PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

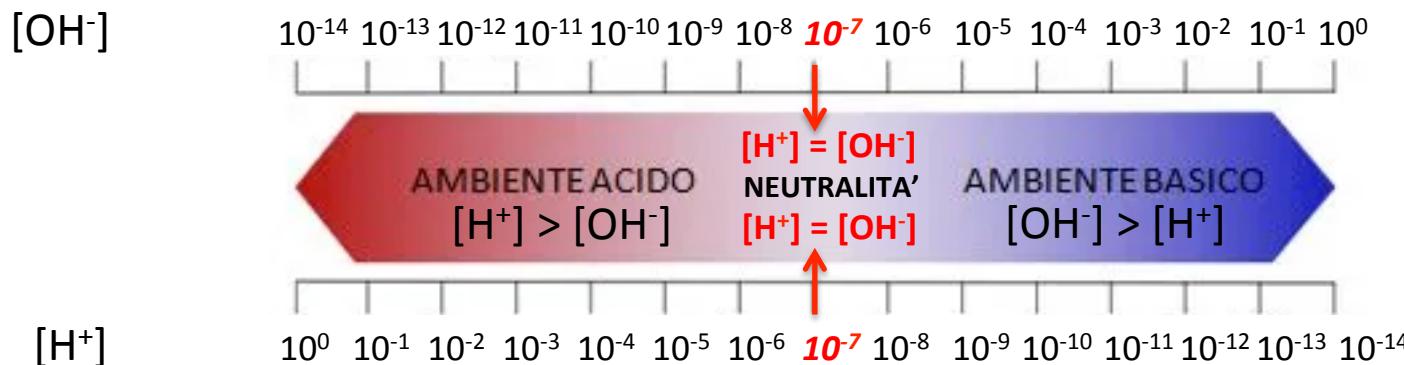
Acidità e basicità



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

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14} / [\text{H}^+]$$



$$10^x \times 10^y = 10^{(x+y)}$$

REAZIONE DI IDROLISI E PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

Scala del pH

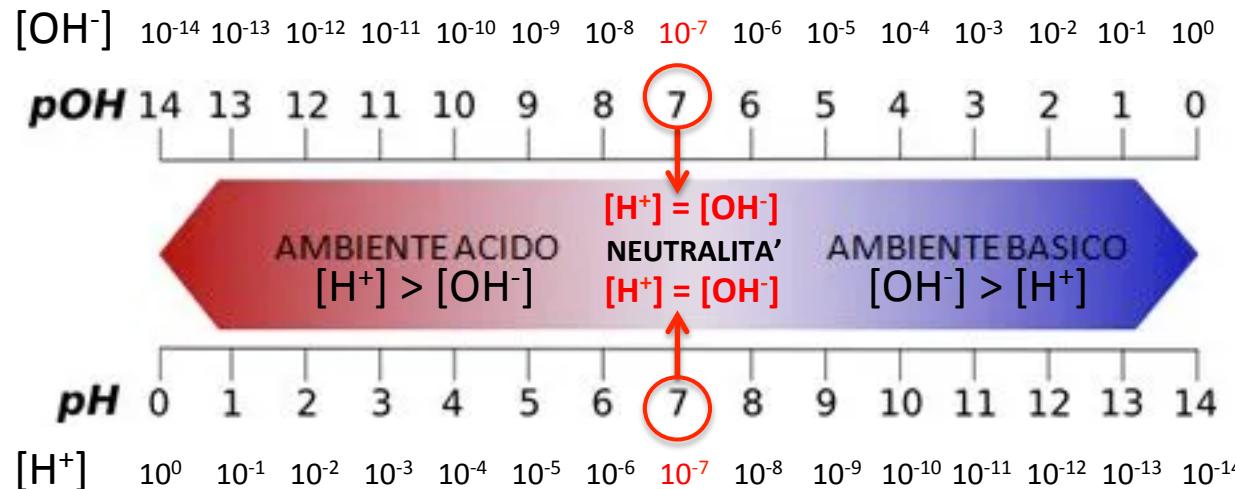
$$pH = -\log [H^+]$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$[H^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

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

$$pH + pOH = 14$$



ACIDI E BASI
Teoria di Arrhenius



Secondo la teoria di Arrhenius

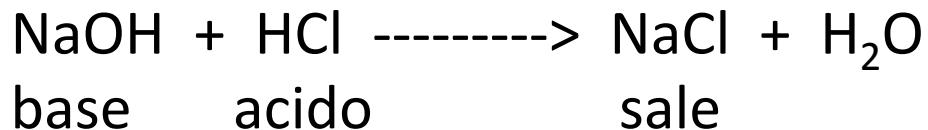
Un ACIDO è una sostanza che, sciolta in acqua, produce ioni H^+



Una BASE è una sostanza che, sciolta in acqua, produce ioni OH^-



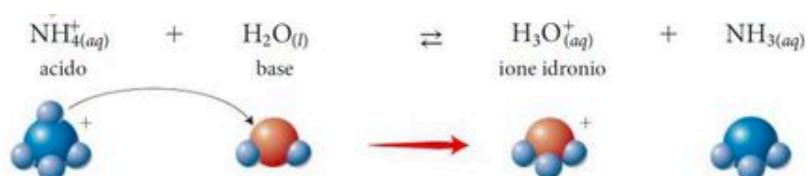
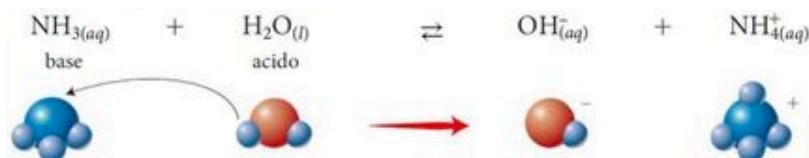
Nel processo di neutralizzazione
Acido + base \rightarrow H_2O + sale



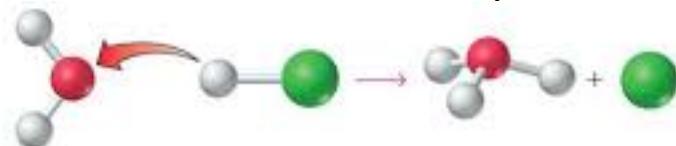
NH₃????

ACIDI E BASI

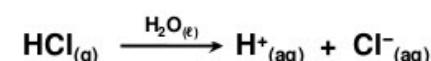
Teoria di Bronsted & Lowry



Bronsted e Lowry

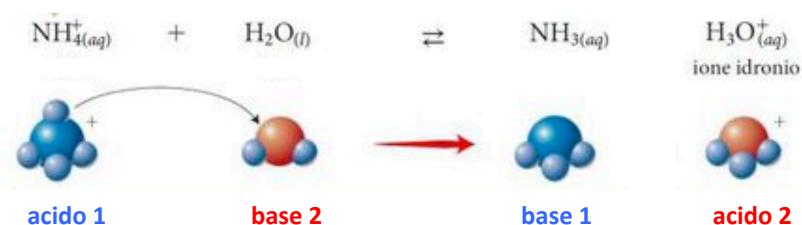
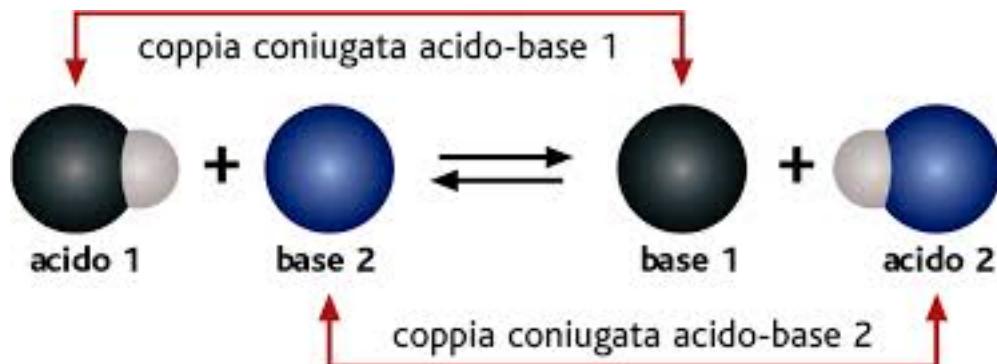


Arrhenius



ACIDI E BASI

Teoria di Bronsted & Lowry



ACIDI E BASI

Calcolo del pH di una soluzione

Acidi forti:



$$[\text{H}^+] = [\text{HCl}]_{\text{iniziale}}$$

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

Calcolare il pH di una soluzione di HCl 0,001 M

$$[\text{H}^+] = [\text{HCl}]_{\text{iniziale}} = 0,001 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[0,001] = -\log 10^{-3} = 3$$

Basi forti:



$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]_{\text{iniziale}}$$

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

Calcolare il pH di una soluzione di NaOH 0,001 M

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]_{\text{iniziale}} = 0,001 \text{ M} \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[0,001] = -\log 10^{-3} = 3$$

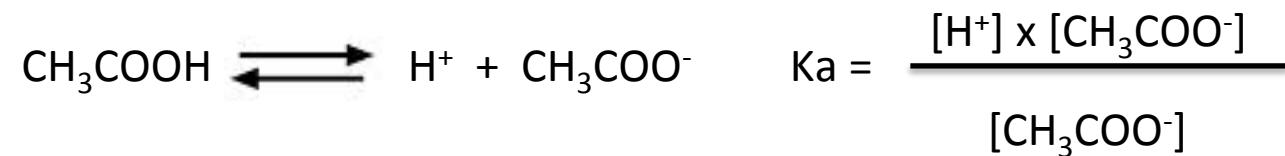
$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{se} \quad \text{pOH} = 3 \quad \Rightarrow \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3 = 11$$

ACIDI E BASI

Calcolo del pH di una soluzione

Acidi deboli:



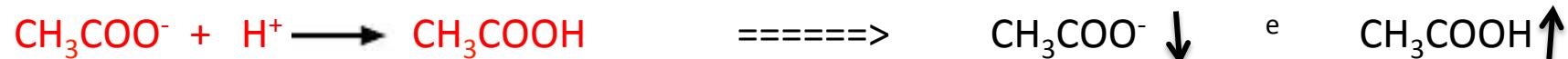
$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times C_{acido}}$$

ACIDI E BASI
sistemi tampone

Aggiungo un acido (H^+)

$$pH = pK_a + \log [\text{base}] / [\text{acido}]$$

$$pH = pK_a \pm 1$$



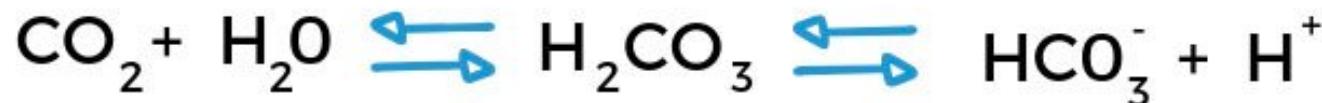
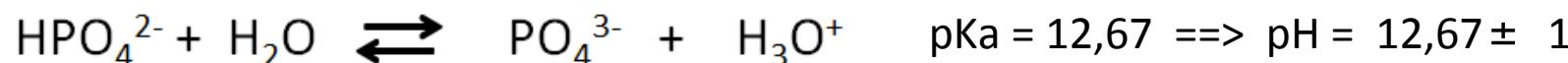
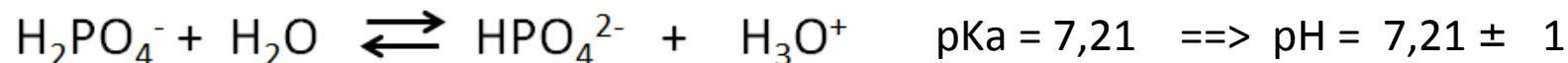
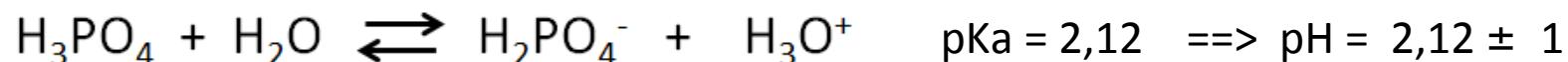
Aggiungo una base



ACIDI E BASI
sistemi tampone fisiologici

pH fisiologico $7,41 \pm 0,04$ $(7,38 - 7,45)$

$$\boxed{\text{pH} = \text{pKa} \pm 1}$$



Anidride
Carbonica

Acqua

Acido Carbonico

Ione
Bicarbonato Ione
Idrogeno