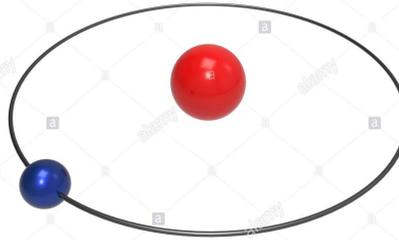


Valori di massa e di carica delle particelle atomiche fondamentali

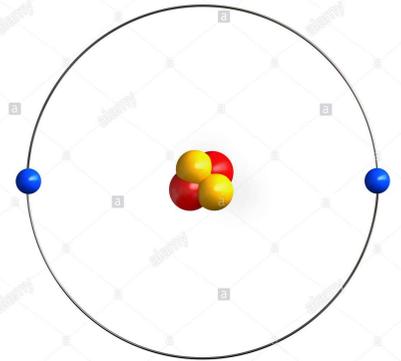
elettrone (e ⁻)	massa (m _e) = 9.11 × 10 ⁻³¹ kg (1/1836 m _p) carica (e) = -1.6022 × 10 ⁻¹⁹ Coulomb
protone (p ⁺)	massa (m _p) = 1.673 × 10 ⁻²⁷ kg (1.00728 uma) carica (e) = 1.6022 × 10 ⁻¹⁹ Coulomb
neutrone (n ⁰)	massa (m _n) = 1.675 × 10 ⁻²⁷ kg (1.00867 uma) carica = 0

uma = unità massa atomica (= 1/12 massa C-12 = 1.66054 × 10⁻²⁷ kg).
Parlare delle dimensioni di queste particelle (specie dell'elettrone) ha poco senso. Tuttavia, si può attribuire a protone e neutrone un raggio di circa 1.2 × 10⁻¹⁵ m, mentre l'elettrone, se avesse la stessa densità del protone, avrebbe un raggio circa 20 volte inferiore.

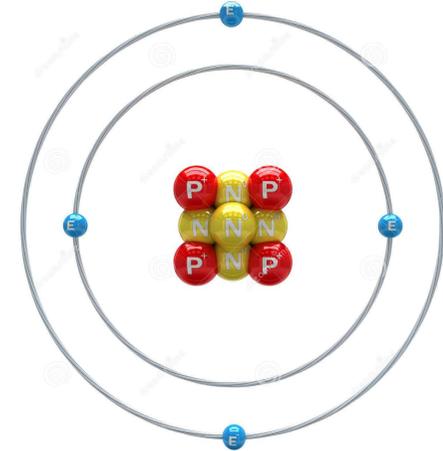
ATOMO DI IDROGENO



ATOMO DI ELIO



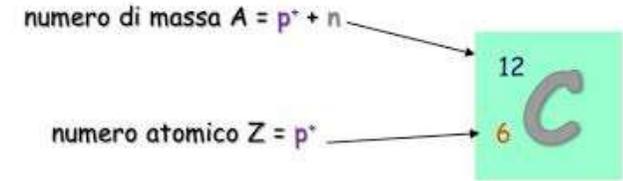
ATOMO DI BERILLIO



ISOTOPi: atomi dello stesso elemento con diverso numero di massa

CARBONIO 12	CARBONIO 13	CARBONIO 14
Protoni 6	Protoni 6	Protoni 6
Neutroni 6	Neutroni 7	Neutroni 8
Elettroni 6	Elettroni 6	Elettroni 6
Numero atomico 6	Numero atomico 6	Numero atomico 6
Numero di massa 12	Numero di massa 13	Numero di massa 14

uma (unità di massa atomica)
1/12 massa nuclide ¹²C



DIFETTO DI MASSA

PA sperimentale He = 4.002602 uma.

2 neutroni + 2 protoni

PA teorico He = 2 × 1.00728 + 2 × 1.00857 = 4.0319 uma

Difetto di massa = 0.0293 uma.

E = mc²

MOLE (mol): quantità di sostanza pura che contiene un numero di unità elementari (atomi, molecole, ioni, elettroni) uguale al numero di atomi contenuti in 12 g di ^{12}C . **Numero di Avogadro (N)** = $6,02 \times 10^{23}$

Una mole di una sostanza pesa quanto il suo PA o PM espresso in g/mol (massa molare)



n (numero di moli di sostanza) = numero particelle totali di sostanza / N

Numero di particelle di sostanza = $n \times N$

Massa sostanza (g) = $n \times$ massa molare sostanza

n = massa sostanza (g) / massa molare (g/mol)

Quanto pesa una mole di atomi di H?

PA(H) = 1 uma

Una mole di H pesa 1g e contiene $6,02 \times 10^{23}$ atomi di H

Quanto pesa una mole di molecole di H₂O?

PA(H) = 1 uma

PA(O) = 16 uma

PM(H₂O) = $2 \times 1 \text{ uma} + 1 \times 16 \text{ uma} = 18 \text{ uma}$

Una mole di H₂O pesa 18g e contiene $6,02 \times 10^{23}$ molecole di acqua

Quante moli di H₂O ci sono in 9 g di acqua?

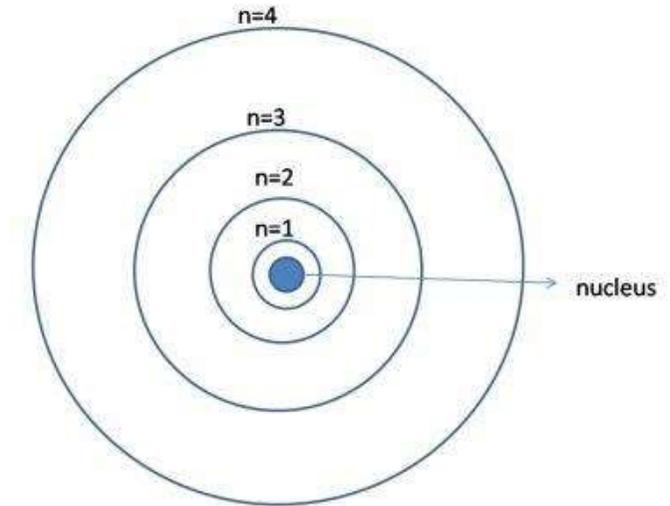
n = massa (g) / massa molare = $9(\text{g}) / 18(\text{g/mol}) = 0,5 \text{ mol}$

FUNZIONE D'ONDA

$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

LIVELLI ENERGETICI E ORBITALI

<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	orbitale
1	0	0	1s
2	0	0	2s
	1	-1, 0, +1	2p
3	0	0	3s
	1	-1, 0, +1	3p
	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d
4	0	0	4s
	1	-1, 0, +1	4p
	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f



n numero quantico principale

NUMERI QUANTICI

n = 1, 2, 3, 4,.....

l = 0, 1, 2, ... n-1

m = -l, -l+1, -l+2, ... 0, ... l-2, l-1, l

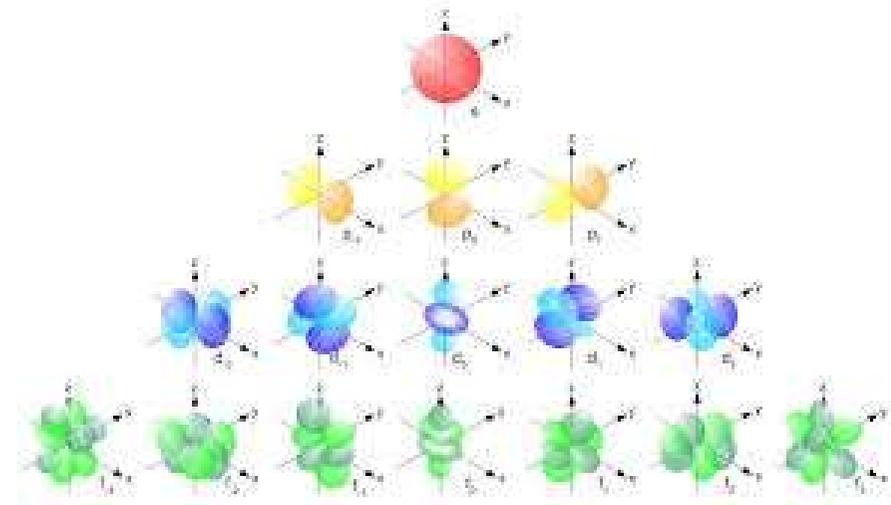
s = +1/2, -1/2

l = 0 orbitale s (sharp)

l = 1 orbitale p (principal)

l = 2 orbitale d (diffuse)

l = 3 orbitale f (fundamental)



LIVELLI ENERGETICI E ORBITALI

n	l	m	orbitale
1	0	0	1s
2	0	0	2s
	1	-1, 0, +1	2p
3	0	0	3s
	1	-1, 0, +1	3p
	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d
4	0	0	4s
	1	-1, 0, +1	4p
	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f

- $l = 0$ orbitale s (sharp)
- $l = 1$ orbitale p (principal)
- $l = 2$ orbitale d (diffuse)
- $l = 3$ orbitale f (fundamental)

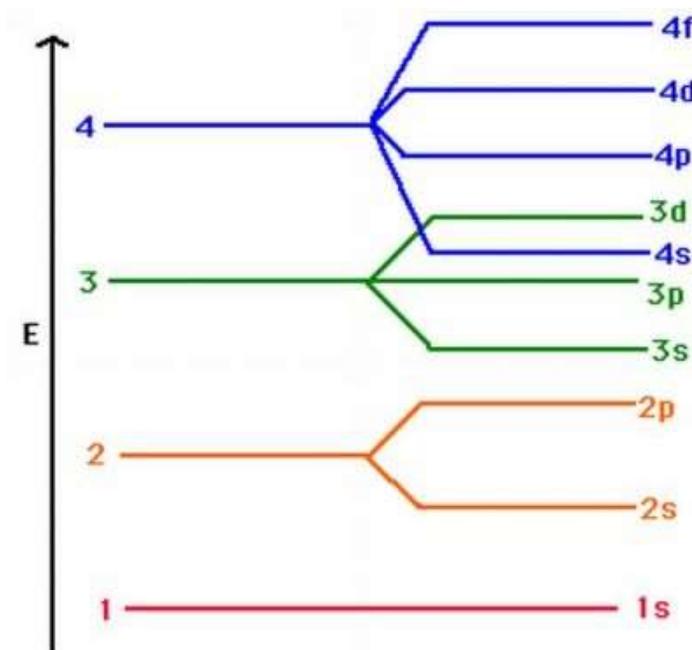
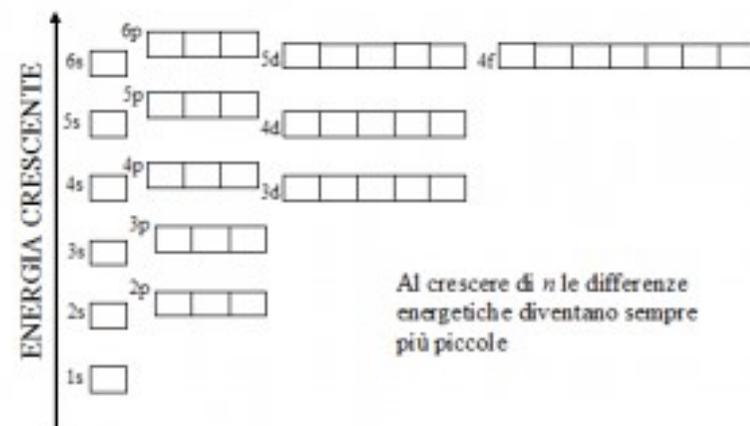
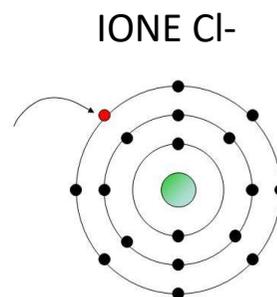
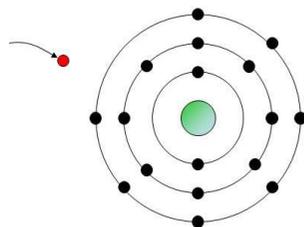
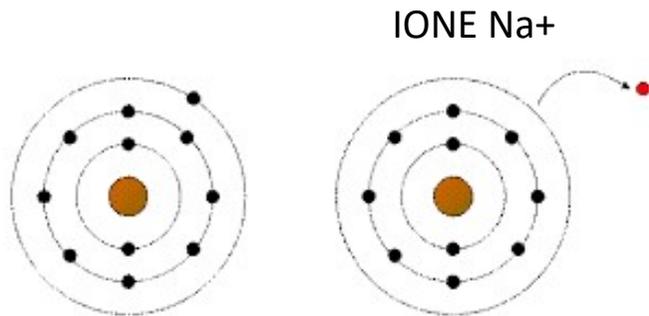
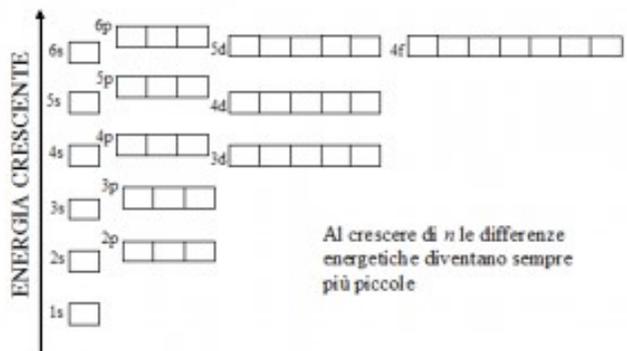


TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

GRUPPO I		GRUPPO II										GRUPPO III										GRUPPO IV										GRUPPO V										GRUPPO VI										GRUPPO VII										GAS NOBILI																														
1 1,0079 1,1 H Idrogeno	2 4,00260 0 He Elio	3 6,941 1 Li Litio	4 9,01218 2 Be Berillio	5 10,81 3 B Boro	6 12,011 4,2 C Carbonio	7 14,0067 5,413,3,2 N Azoto	8 15,9994 -2 O Ossigeno	9 18,998403 -2 F Fluoro	10 20,179 0 Ne Neon	11 22,98977 1 Na Sodio	12 24,305 2 Mg Magnesio	13 26,98154 3 Al Alluminio	14 28,0855 3,2 Si Silicio	15 30,97376 3,4 P Fosforo	16 32,06 4 S Zolfo	17 35,453 3,1 Cl Cloro	18 39,948 0 Ar Argo	19 39,0983 1 K Potassio	20 40,08 2 Ca Calcio	21 44,9559 3 Sc Scandio	22 47,88 4,3,2 Ti Titanio	23 50,9415 5,4,3,2 V Vanadio	24 51,996 6,3,2 Cr Cromo	25 54,9380 7,6,4,3,2 Mn Manganese	26 55,847 3,2 Fe Ferro	27 58,9332 3,2 Co Cobalto	28 58,89 3,2 Ni Nichel	29 63,546 2,1 Cu Rame	30 65,38 1 Zn Zinco	31 69,72 3 Ga Gallio	32 72,59 4 Ge Germanio	33 74,9216 5,1,3 As Arsenico	34 78,96 6,4,2 Se Selenio	35 79,904 5,1,1 Br Bromo	36 83,80 0 Kr Cripto	37 85,4678 1 Rb Rubidio	38 87,62 2 Sr Stronzio	39 88,9059 3 Y Ittrio	40 91,22 4 Zr Zirconio	41 92,9064 5,3 Nb Niobio	42 95,94 6,5,4,3,2 Mo Molibdeno	43 98 7 Tc Technetio	44 101,07 8,6,4,3,2 Ru Rutenio	45 102,9055 4,3,2 Rh Rodio	46 106,42 1 Pd Palladio	47 107,868 2,1 Ag Argento	48 112,41 1 Cd Cadmio	49 114,82 3,1 In Indio	50 118,69 4,2 Sn Stagno	51 121,76 5,1,3 Sb Antimonio	52 127,60 6,4,2 Te Tellurio	53 126,9045 7,5,1,1 I Iodio	54 131,29 0 Xe Xeno	55 132,9054 1 Cs Cesio	56 137,33 2 Ba Bario	57 138,9055 3 La Lantanio	58 140,12 4,3 Ce Cerio	59 140,9077 4,3 Pr Praseodimio	60 144,24 3 Nd Neodimio	61 145 4 Pm Promezio	62 150,36 3,2 Sm Samario	63 151,96 3,2 Eu Europio	64 157,25 3 Gd Gadolio	65 158,9254 4,3 Tb Terbio	66 162,50 4 Dy Diospro	67 164,9304 3 Ho Olmio	68 167,26 4 Er Erbio	69 168,9342 3,2 Tm Tulio	70 173,04 3,2 Yb Iterbio	71 174,967 3 Lu Lutetio	72 178,49 4 Hf Hafnio	73 180,9479 5 Ta Tantalio	74 183,85 6,5,4,3,2 W Tungsteno	75 186,207 7,6,4,2,1 Re Renio	76 190,2 8,6,4,3,2 Os Osmio	77 192,22 6,4,3,2 Ir Iridio	78 195,08 4,2 Pt Platino	79 196,9665 3,1 Au Oro	80 200,59 2,1 Hg Mercurio	81 204,383 3,1 Tl Tallio	82 207,2 4,2 Pb Piombo	83 208,9804 5,3 Bi Bismuto	84 (209) 6,4,2 Po Polonio	85 (210) 7,5,3,1,1 At Astatio	86 (222) 0 Rn Radon	87 (223) 1 Fr Francio	88 226,0254 2 Ra Radio	89 227,0278 3 Ac Attinio	104 (261) 4 Rf Rifornio	105 (262) 5 Db Dubnio	106 (263) 6 Sg Seaborgio	107 (264) 7 Bh Bohrio

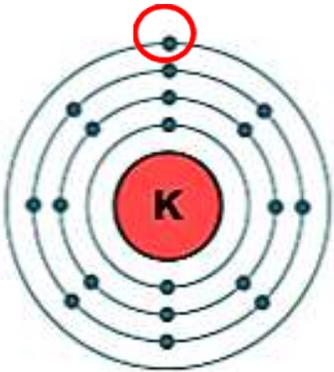
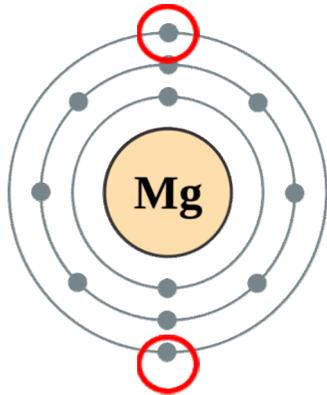
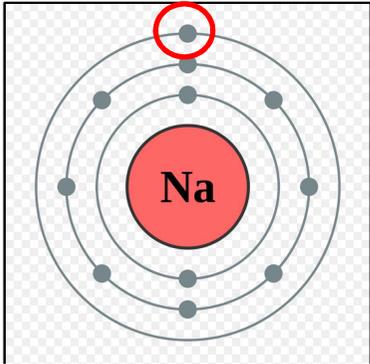


Al crescere di n le differenze energetiche diventano sempre più piccole

* 58 140,12 4,3 Ce Cerio	* 59 140,9077 4,3 Pr Praseodimio	60 144,24 3 Nd Neodimio	61 (145) 4 Pm Promezio	62 150,36 3,2 Sm Samario	63 151,96 3,2 Eu Europio	64 157,25 3 Gd Gadolio	65 158,9254 4,3 Tb Terbio	66 162,50 4 Dy Diospro	67 164,9304 3 Ho Olmio	68 167,26 4 Er Erbio	69 168,9342 3,2 Tm Tulio	70 173,04 3,2 Yb Iterbio	71 174,967 3 Lu Lutetio
** 90 232,0381 4 Th Torio	** 91 231,0359 5,4 Pa Protattinio	** 92 235,0289 6,5,4,3 U Uranio	** 93 237,0482 6,5,4,3 Np Nettunio	** 94 (244) 7,6,4,3,2 Pu Plutonio	** 95 (243) 6,5,4,3 Am Americio	** 96 (247) 4,3 Cm Curio	** 97 (247) 4,3 Bk Berkelio	** 98 (261) 3 Cf Californio	** 99 (262) 3 Es Einsteinio	** 100 (267) 3 Fm Fermio	** 101 (268) 3,2 Md Mendelevio	** 102 (269) 3,2 No Nobelio	** 103 (269) 3,2 Lr Lawrencio

PROPRIETA' PERIODICHE DEGLI ELEMENTI CHIMICI

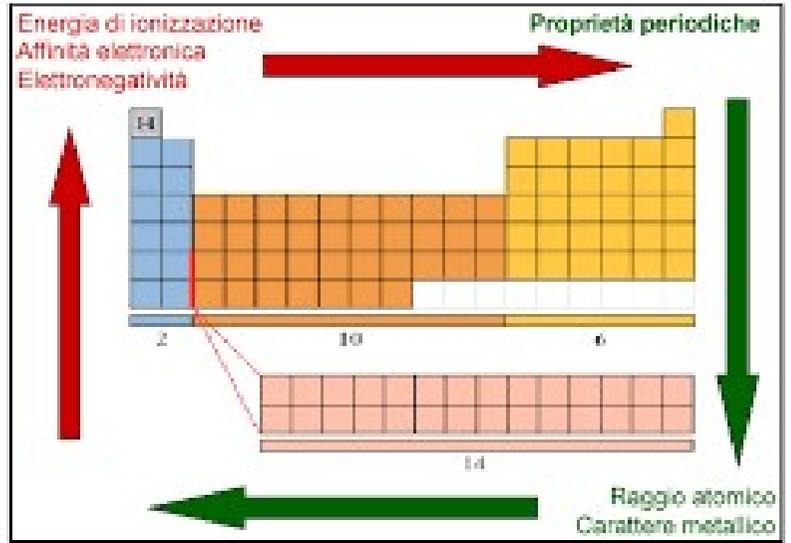
Raggio atomico
Energia di ionizzazione
Affinità elettronica



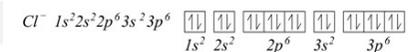
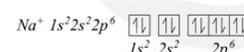
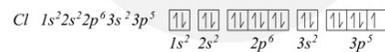
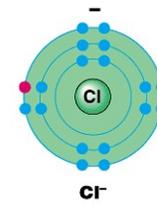
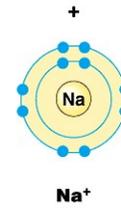
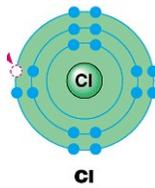
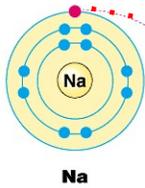
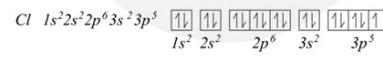
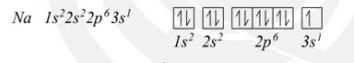
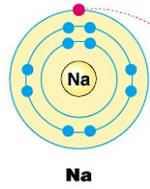
GRUPPO

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

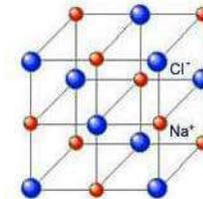
GAS NOBILI



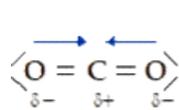
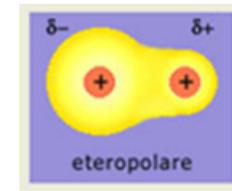
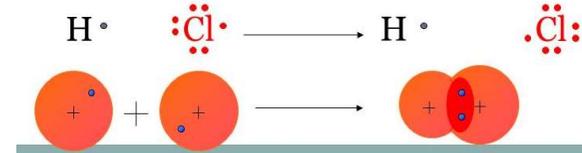
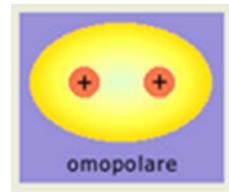
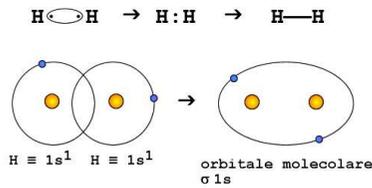
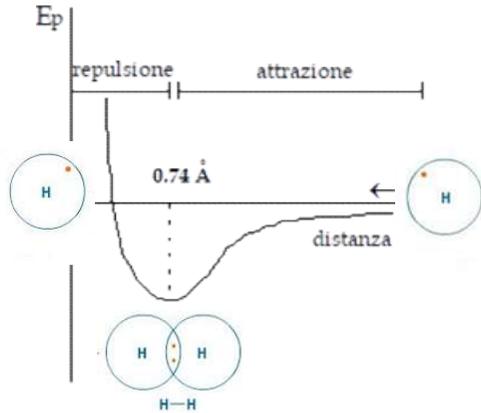
LEGAME IONICO



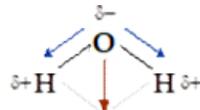
$$F = \frac{q_1 \cdot q_2}{4 \pi \epsilon r^2}$$



LEGAME COVALENTE



molecola apolare
(nessun dipolo)



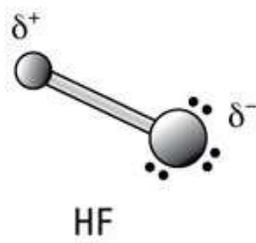
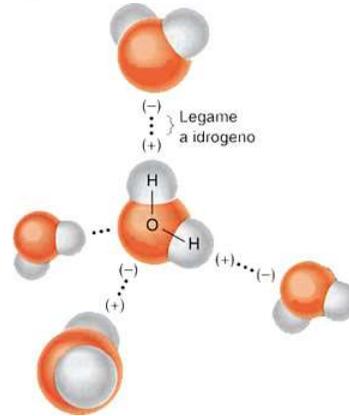
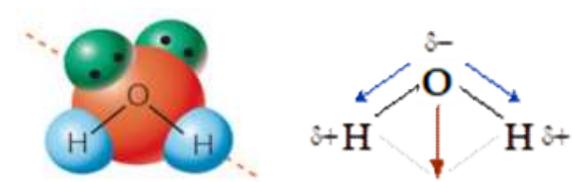
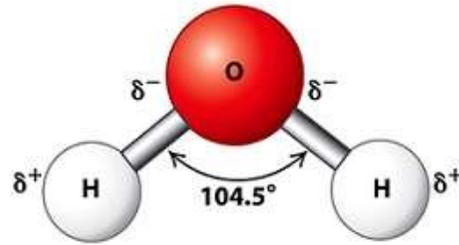
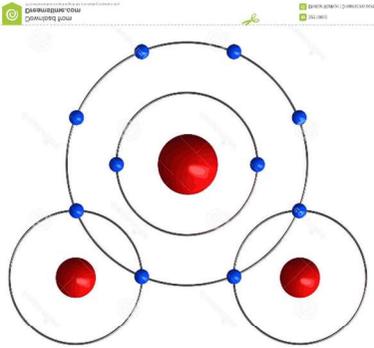
molecola polare
(dipolo elettrico)

Alcuni valori di elettronegatività

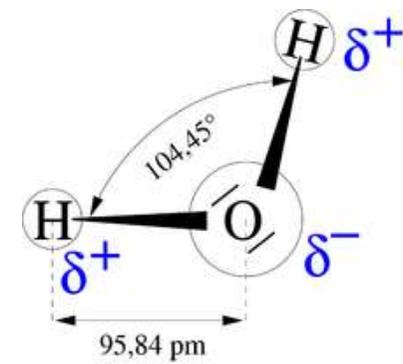
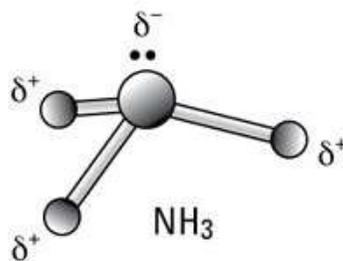
Elettronegatività di alcuni elementi secondo Pauling							
H							
2.1							
Li	Be		B	C	N	O	F
1.0	1.5		2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2		1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca				As	Se	Br
0.8	1.0				2.0	2.4	2.8
						Te	I
						2.1	2.5

ΔEN	0.2	0.4	0.6	0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	2.0	2.2	2.4	2.6	2.8
% ionicità	1	4	9	15	22	30	39	47	56	63	70	76	82	86

LEGAME IDROGENO

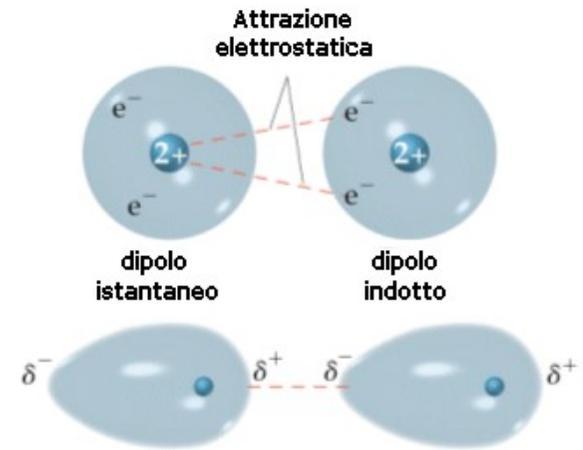
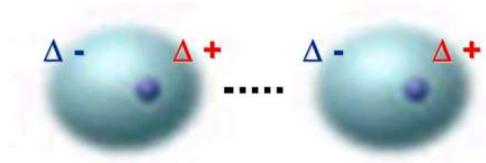
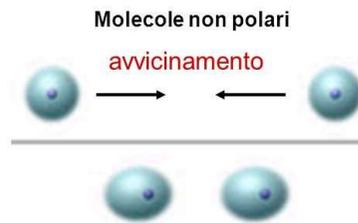
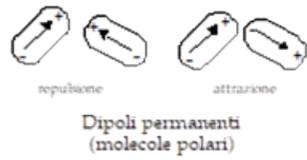


LEGAMI IDROGENO



NO LEGAMI IDROGENO

FORZE DEBOLI DI VAN DER WAALS



SOLUZIONI E CALCOLO DELLA CONCENTRAZIONE

METODO PERCENTUALE: (attenzione alle unità di misura)

% p/v il peso (p) si riferisce al soluto
il volume (v) al totale della soluzione

% p/p il peso(p) a numeratore si riferisce al soluto
il peso(p) a denominatore si riferisce al totale della soluzione

% v/v il volume (v) a numeratore si riferisce al soluto
il volume (v) a denominatore si riferisce al totale della soluzione

$$\text{molarità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{litri di soluzione}}$$

$$n^{\circ} \text{ moli} = \frac{\text{massa sostanza (g)}}{M_m \text{ (g/mole)}}$$

$$\text{molalità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{kg di solvente}}$$

Soluzione fisiologica: 0,9% p/v di NaCl

in 100mL di soluzione ci sono 0,9 g di NaCl

in 100L di soluzione ci sono 0,9 Kg di NaCl

in 100hL di soluzione ci sono 0,9q di NaCl

Calcolare la concentrazione in % p/v di una soluzione preparata con 90g di NaCl (volume soluzione 10L):

$$\% \text{ p/v} = (\text{grammi soluto (90g NaCl)} / \text{volume soluzione (10L)}) \times 100 = (90\text{g} / 10000\text{mL}) \times 100 = 0,9\% \text{ p/v}$$

Preparare 10 litri di una soluzione 0,9% p/v di NaCl

$$\% \text{ p/v} = (\text{grammi soluto (NaCl)} / \text{volume soluzione (10L)}) \times 100 = 0,9 \longrightarrow \text{NaCl(g)} = 0,9 \times 10000 / 100 = 90\text{g}$$

Si pesano 90g di NaCl, si mettono in un contenitore graduato e si aggiunge acqua fino al volume di 10L

MOLARITA' M (mol/l)

$$\text{molarità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{litri di soluzione}} \quad (\text{mol/l}) \quad m \qquad n^{\circ} \text{ moli} = \frac{\text{massa sostanza (g)}}{M_m \text{ (g/mole)}}$$

$$M = n_{\text{soluto}} / V_{\text{soluzione (l)}}$$

$$n_{\text{soluto}} = M \times V_{\text{soluzione (l)}}$$

$$V_{\text{soluzione (l)}} = n_{\text{soluto}} / M$$

**Con 0,4 g di idrossido di sodio (NaOH) si preparano 100 ml di soluzione finale.
Calcolare (1) la % p/v e (2) la molarità della soluzione.**

$$(1) \quad \% \text{ (p/v)} = (\text{massa soluto (g)} / \text{volume soluzione (ml)}) \times 100 = (0,4 / 100) \times 100 = 0,4\% \text{ p/v}$$

$$(2) \quad n = \text{massa sostanza (g)} / M_m \text{ (g/mol)} = 0,4 / 40 = 0,01 \text{ mol} \qquad V_{\text{soluzione}} = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ l}$$

$$M = n_{\text{soluto}} / V_{\text{soluzione (l)}} = 0,01 / 0,1 = 0,1 \text{ M (mol/l)}$$

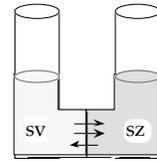
PROPRIETA' COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI

- **abbassamento della tensione di vapore**
- **innalzamento ebullioscopico**
- **abbassamento crioscopico**
- **pressione osmotica**

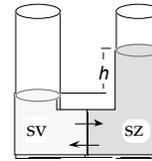
PROPRIETA' COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI

pressione osmotica

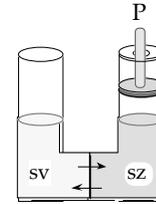
SV = solvente
SZ = soluzione



membrana
semipermeabile



equilibrio 1
 $\pi = d \times h \times g$



equilibrio 2
 $\pi = P$

Legge di Stevino (pressione idrostatica) = $d \times h \times g$ d = densità soluzione

$P \times V = n \times R \times T$ legge di stato dei gas perfetti

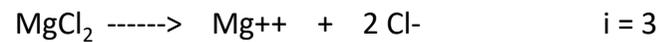
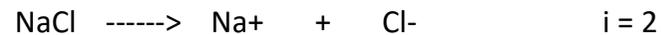
$$\pi \times V = n \times R \times T$$

$$\pi = (n/V) \times R \times T$$

$$\pi = C_{\text{molare}} \times R \times T$$

$$\pi = C_{\text{molare}} \times R \times T \times i$$

i = numero di particelle che si ottengono da una particella di soluto in soluzione



PROPRIETA' COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI

pressione osmotica

Soluzioni dal punto di vista osmotico:

- Ipotoniche
- Isotoniche
- Ipertoniche

$$\pi \text{ (atm)} = C_{\text{molare}} \times R \times T \times i \quad R = 0,0821$$

Una soluzione di glucosio 0,6 M ha $\pi = C_{\text{molare}} \times R \times T \times i = 0,6 \times R \times T \times 1 = 0,6 \times R \times T \text{ (atm)}$

Essa è isotonica con:

NaCl (i=2) 0,3 M $\pi = C_{\text{molare}} \times R \times T \times i = 0,3 \times R \times T \times 2 = 0,6 \times R \times T \text{ (atm)}$

MgCl₂ (i=3) 0,2 M $\pi = C_{\text{molare}} \times R \times T \times i = 0,2 \times R \times T \times 3 = 0,6 \times R \times T \text{ (atm)}$

PROPRIETA' COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI

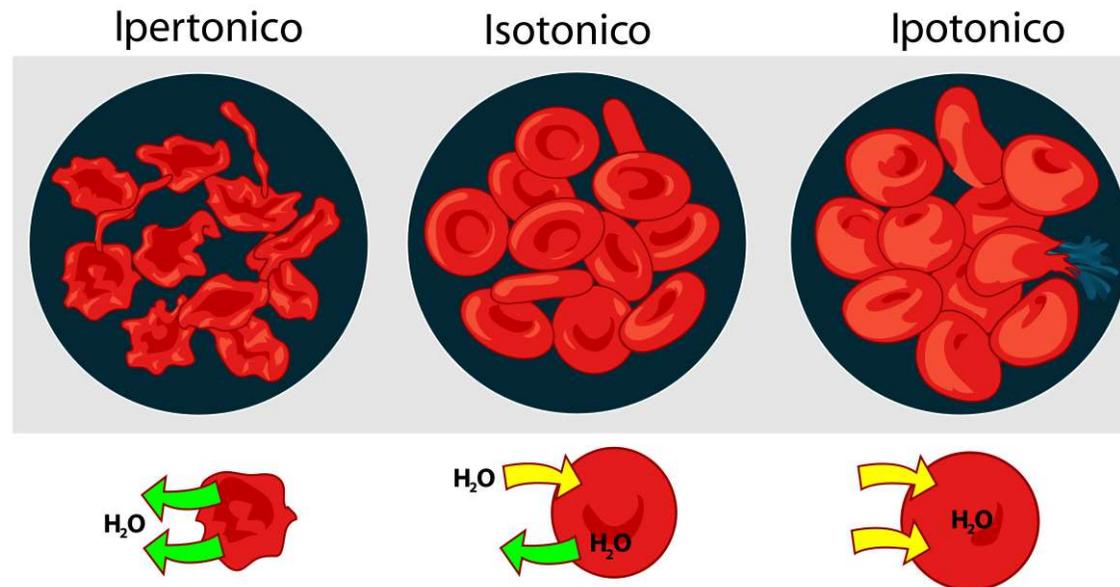
pressione osmotica

Soluzioni dal punto di vista osmotico

Ipotoniche

Isotoniche (la **soluzione fisiologica** è isotonica con il sangue: NaCl 0,9 % p/v)

Ipertoniche



REAZIONI CHIMICHE

aspetto termodinamico

ENTALPIA (H)

$\Delta H > 0$ 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)

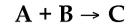
$\Delta G > 0$ reazione non spontanea (non procede spontaneamente nel verso in cui è scritta)

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

$\Delta G = 0$ reazione all'equilibrio

REAZIONI CHIMICHE

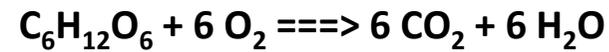
aspetto cinetico



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

$v = k [A]^m [B]^n$ **m e n**, coeff. determinati empiricamente

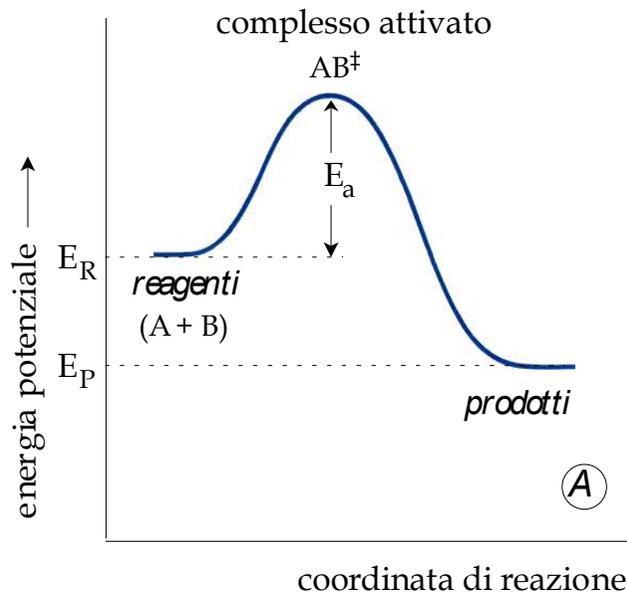
$m + n =$ ordine di reazione



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

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

Problema cinetico, E_a molto elevata!!!



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

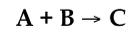
$\Delta G > 0$ reazione non spontanea (non procede spontaneamente nel verso in cui è scritta)

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

$\Delta G = 0$ reazione all'equilibrio

REAZIONI CHIMICHE

aspetto cinetico



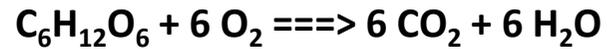
$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt}$$

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

$m + n =$ ordine di reazione

REAZIONI CHIMICHE

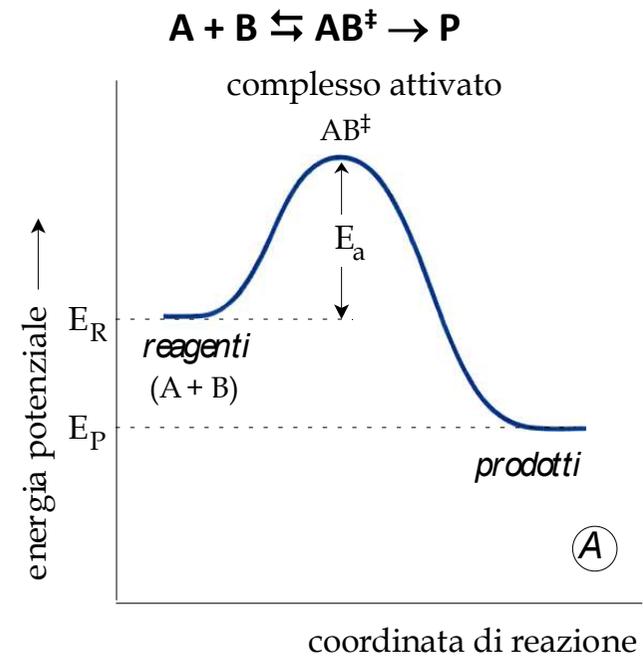
aspetto cinetico



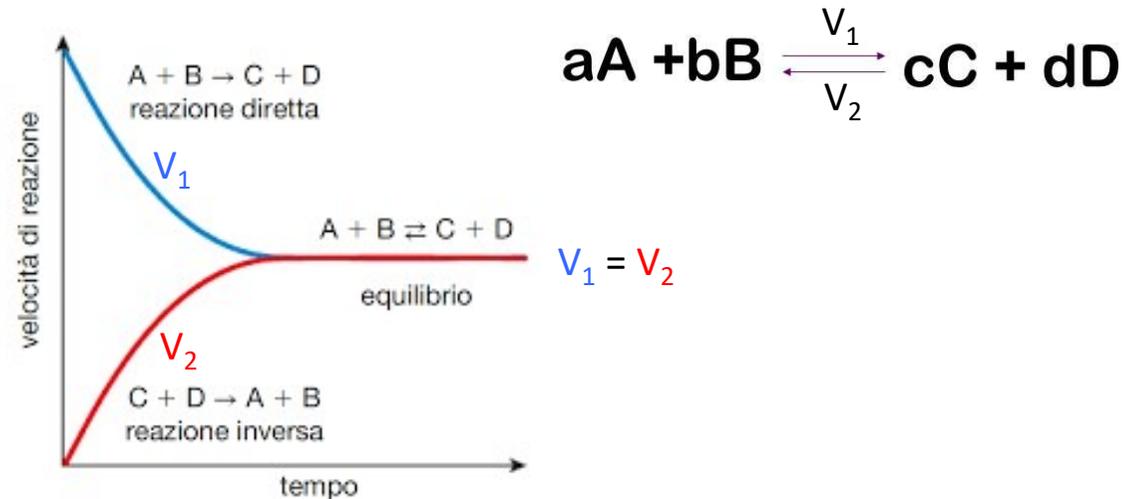
$\Delta G < 0 \implies$ spontanea a temp. amb.

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.

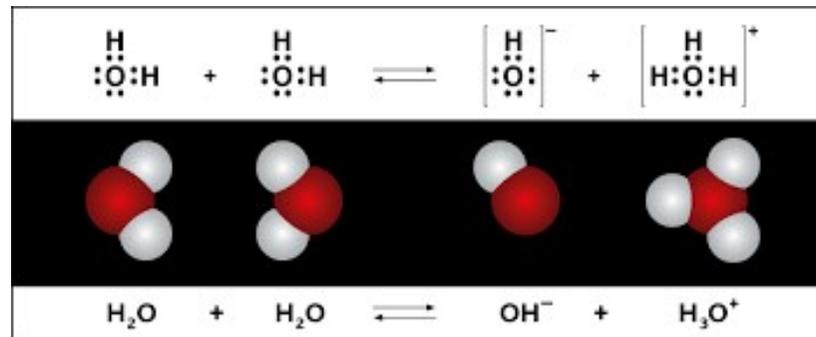
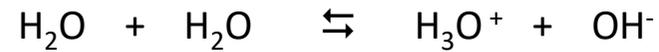
REAZIONE DI IDROLISI E PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA



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

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

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



REAZIONE DI IDROLISI E PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

Soluzione acide e soluzioni basiche

H₂O pura:



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

Soluzione acida: H₂O + sostanza acida (H⁺)



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

Soluzione basica: H₂O + sostanza basica (OH⁻)



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

REAZIONE DI IDROLISI E PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

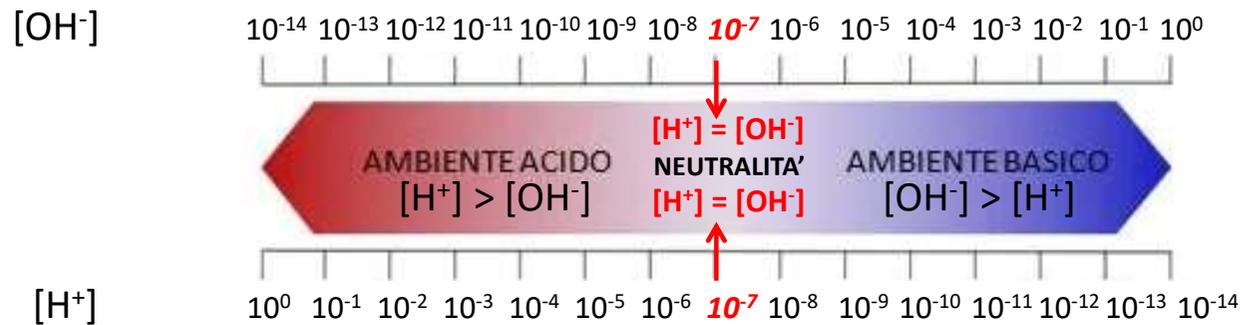
Acidità e basicità



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

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

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



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

REAZIONE DI IDROLISI E PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

Scala del pH

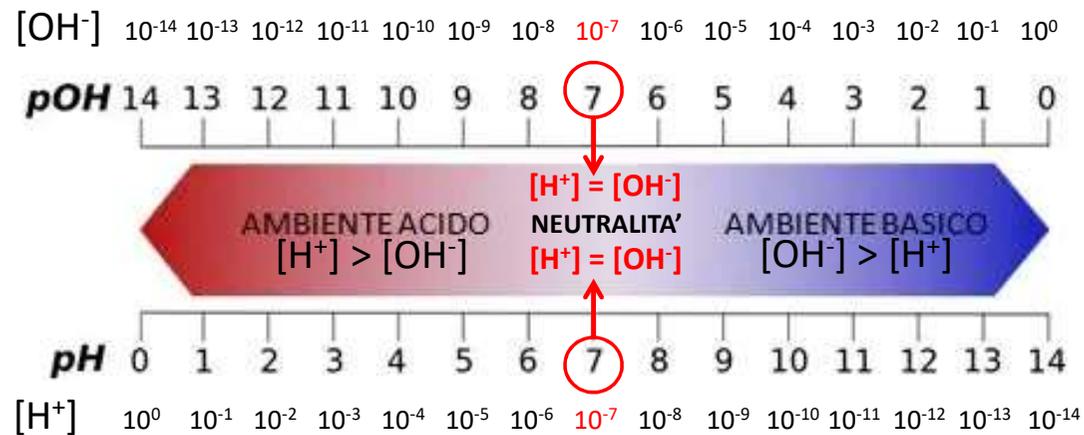
$$pH = -\log [H^+]$$

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

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

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

$$pH + pOH = 14$$



ACIDI E BASI

Teoria di Arrhenius

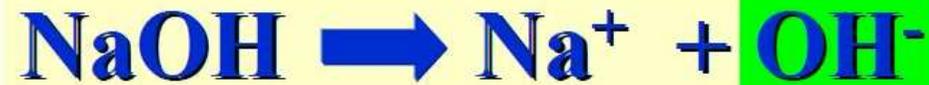


Secondo la teoria di Arrhenius

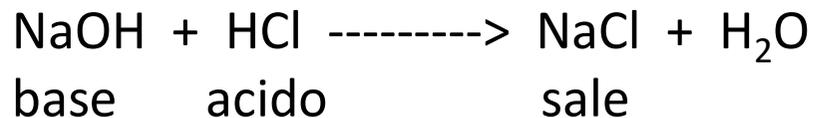
Un ACIDO è una sostanza che, sciolta in acqua, produce ioni H^+



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

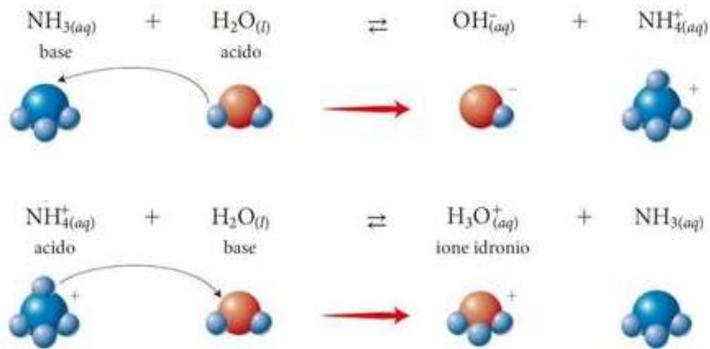


Nel processo di neutralizzazione
Acido + base \rightarrow H_2O + sale

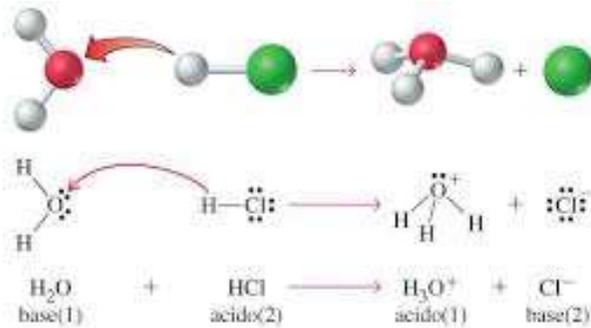


ACIDI E BASI

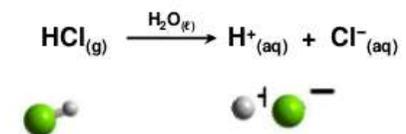
Teoria di Bronsted & Lowry



Bronsted e Lowry

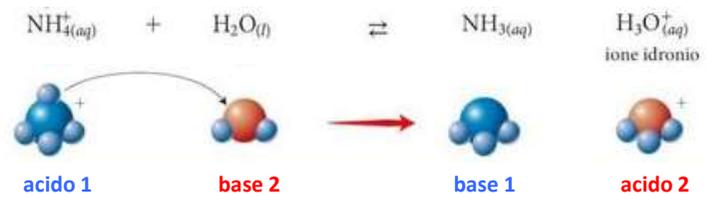
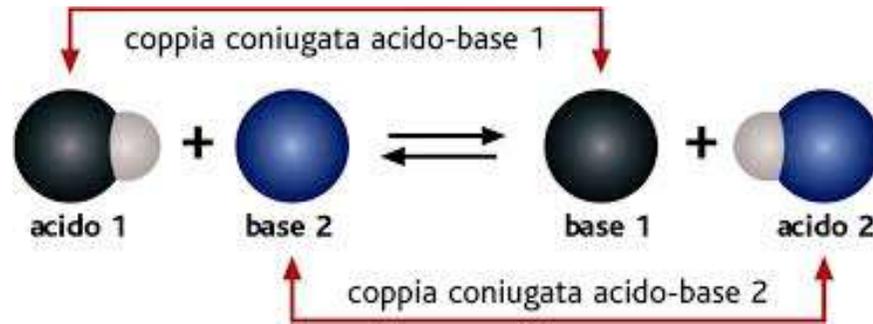


Arrhenius



ACIDI E BASI

Teoria di Bronsted & Lowry



ACIDI E BASI

Calcolo del pH di una soluzione

Acidi forti:



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

$$[\text{H}^+] = [\text{HCl}]_{\text{iniziale}} = 0,001 \text{ M} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[0,001] = -\log 10^{-3} = 3$$

Basi forti:



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

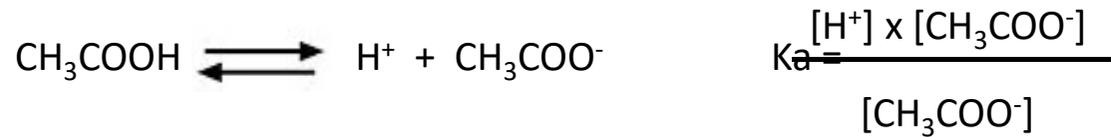
$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]_{\text{iniziale}} = 0,001 \text{ M} \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[0,001] = -\log 10^{-3} = 3 \quad [\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

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

ACIDI E BASI

Calcolo del pH di una soluzione

Acidi deboli:



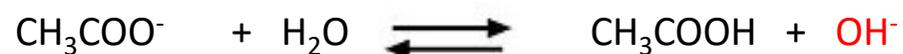
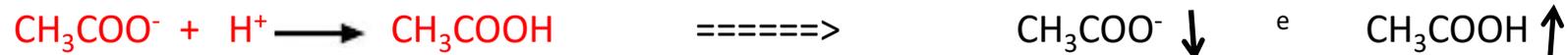
$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times C_{\text{acido}}}$$

ACIDI E BASI
sistemi tampone

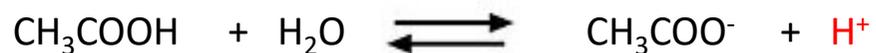
$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acido}]}$$

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

Aggiungo un acido (H^+)



Aggiungo una base



ACIDI E BASI

sistemi tampone fisiologici

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

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

