

Insegnamento **BIOCHIMICA e CHIMICA (40 ore, 4 CFU)**

Docente: Eleonora Marsich

email: emarsich@units.it

tel: 040 558 8733

Dipartimento Scienze della Vita, via Giorgieri 5, ed.Q

Testo consigliato: Principi di chimica generale e organica
E.Santaniello, M.Alberghina, M. Coletta, F. Malatesta, S.Marini.
Ed. Piccin

LE BASI DELLA BIOCHIMICA

Autori: CHAMPE, HARVEY, FERRIER

Ed. Zanichelli

Modalità d'esame: Esame scritto della durata di tre ore, con quesiti e esercizi di chimica
Possibilità di implementare il voto dello scritto con un esame orale
solo se allo scritto si è ricevuto un voto superiore o uguale a 18/30

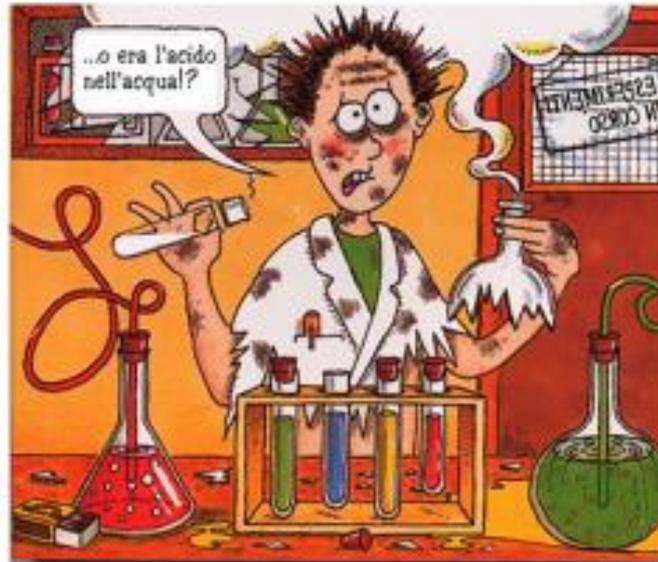
Il voto del corso integrato verrà calcolato come media del voto ricevuto in ciascun insegnamento

Appelli: 15 gennaio- 28 febbraio

15 giugno- 31 luglio settembre

LA CHIMICA

- Studia la struttura, le proprietà e le trasformazioni di tutta la materia che ci circonda e di cui siamo fatti.



COMPOSIZIONE DELLA MATERIA

SOSTANZE PURE

MISCELE

Elementi

(carbonio,
ossigeno, ferro,
etc.)

Composti

- Molecolari (acqua)
- Ionici (cloruro di sodio)

Soluzioni

(acqua
salata,
aria, etc.)

Miscugli

(acqua e
argilla)

*Non possono
essere
scomposti
chimicamente
in sostanze più*

*Possono essere
scomposti negli
elementi
costitutivi con
mezzi chimici*

*Possono essere
scomposti negli
elementi
costitutivi con
mezzi fisici*

Elementi e composti

- Ogni elemento ha un nome e un simbolo (una o due lettere, la prima maiuscola).

Oro



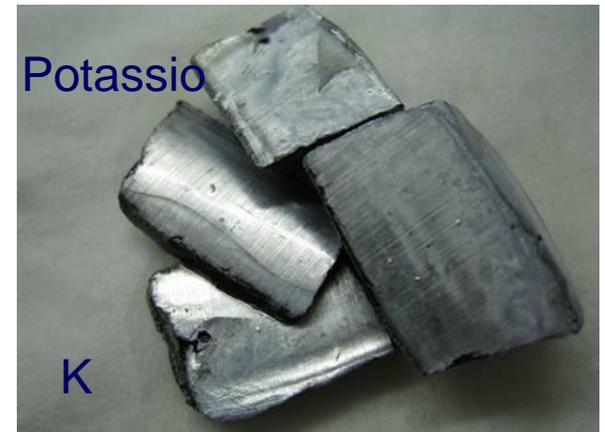
Au

Carbonio



C

Potassio

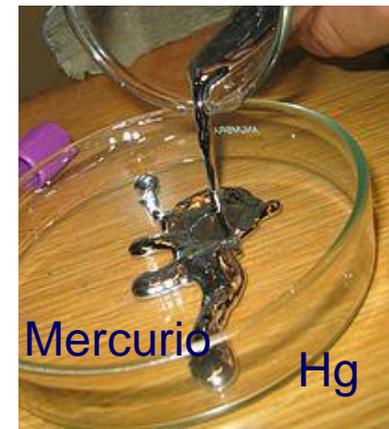


K

Alluminio



Al

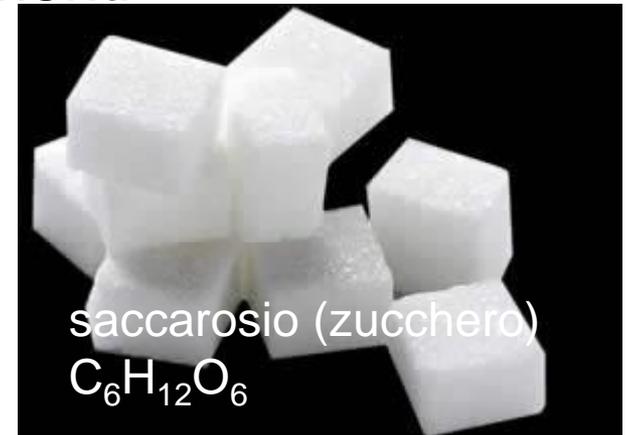


Mercurio

Hg

Elementi e composti

- I composti derivano dalla combinazione chimica di due o più elementi.
 - Un composto si forma mediante una reazione chimica.
 - Hanno una composizione fissa (stessa percentuale in massa degli elementi)



Le proprietà dei composto sono molto diverse da quelle degli elementi

Sodio



Na

Cloro



Cl

Cloruro di sodio



NaCl

Miscele eterogenee :insieme di due o più

sostanze mescolate tra loro, ma tali da conservare ciascuna le proprie caratteristiche, identità chimica e per questo separabili e distinguibili

- Miscuglio solido: più sostanze solide, esempio la sabbia.
- Sospensione: solidi in liquidi o gas, esempio terra in acqua.
- Emulsione: due o più liquidi non miscibili, esempio acqua e olio.



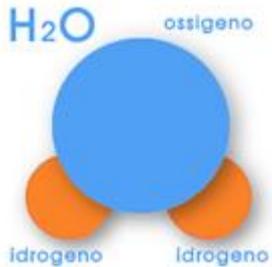
Alcune sostanze formano miscele omogenee: le soluzioni

- Cosa accade se mescoliamo acqua e zucchero?

L'acqua e lo zucchero formano una soluzione omogenea, cioè le particelle delle due sostanze, pur conservando le loro caratteristiche, formano una miscela in cui non sono più distinguibili l'una dall'altra e non si separano facilmente.



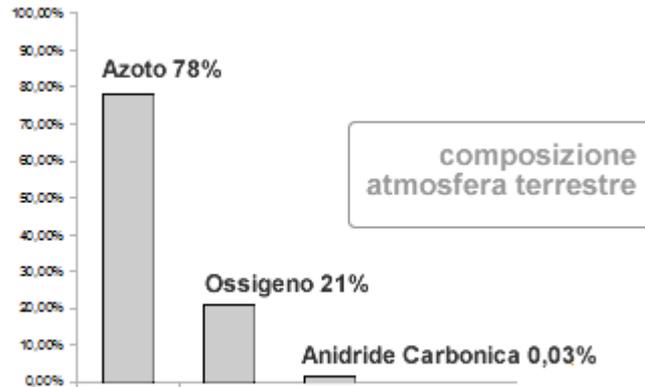
Il solvente e il soluto



- In una soluzione (o miscela omogenea) la sostanza che è presente in maggiore quantità si chiama solvente, mentre quella che si disperde nel solvente, si chiama soluto.
- L'acqua è il solvente più diffuso in natura ed è indispensabile per il funzionamento di tutti gli organismi viventi.

Altri tipi di soluzioni

- Soluzioni gassose: esempio l'aria.



Soluzioni solide: esempio le leghe metalliche.

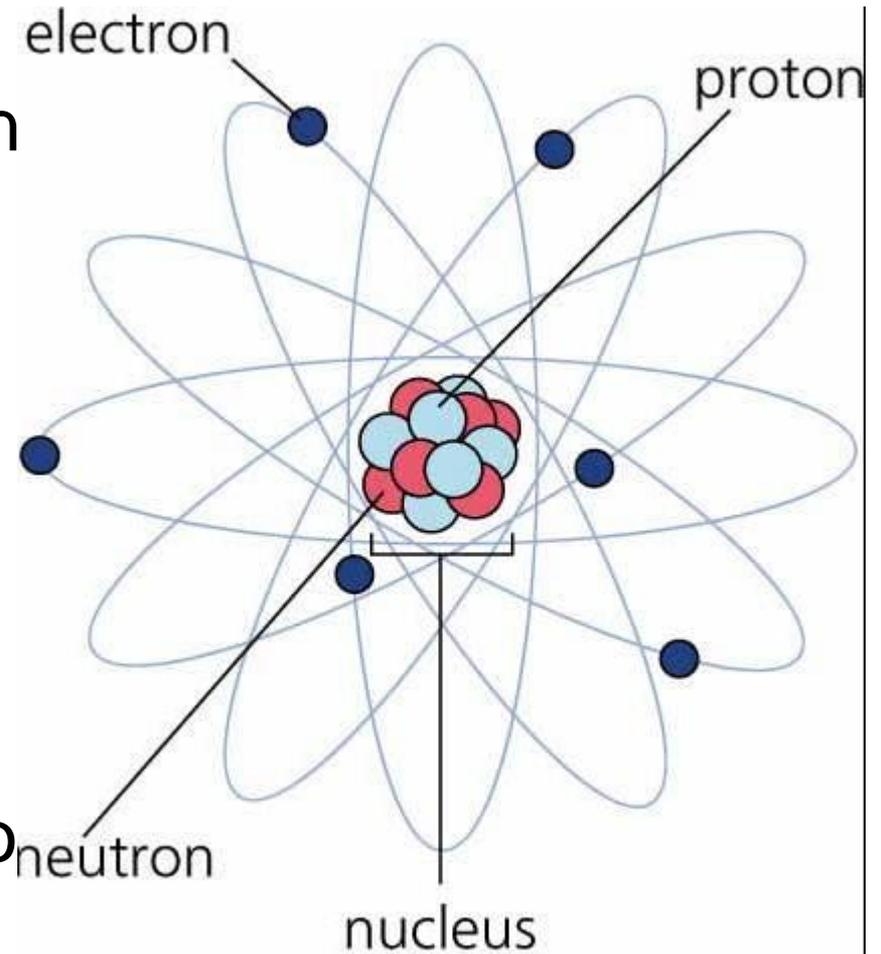
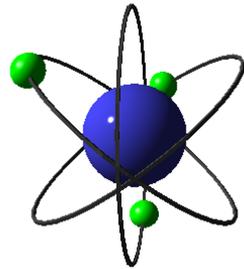
L'acciaio è una lega di ferro e carbonio.

Il bronzo è una lega di rame e stagno.

Una lega è una soluzione di due o più metalli mescolati quando si trovano allo stato fuso e lasciati poi solidificare.

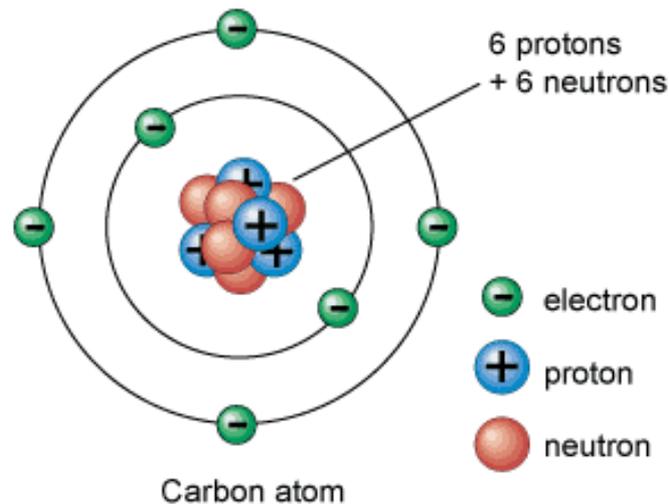
La struttura dell'atomo (modello atomico della materia)

- Atomo...dal greco *atomos* che significa indivisibile...in realtà...
- È composto da tre particelle:
 - elettroni;
 - protoni;
 - neutroni.
- Neutroni e protoni formano il nucleo.



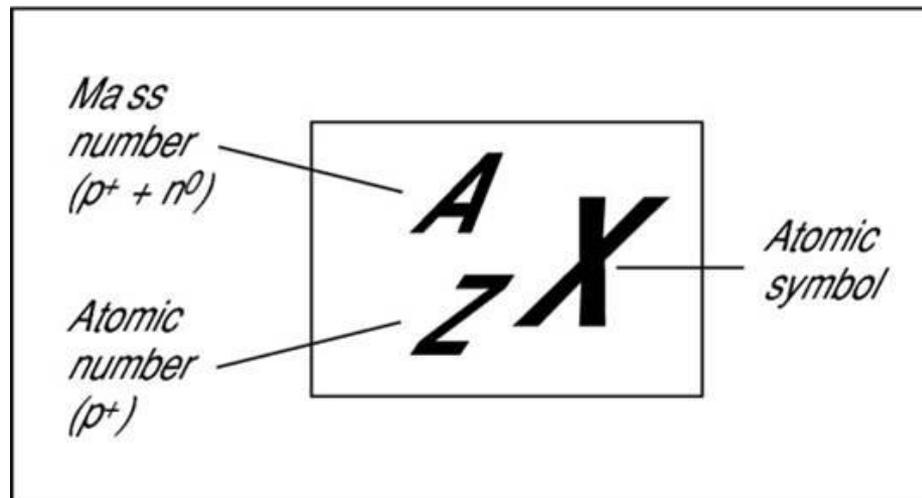
La carica elettrica della materia

- Il neutrone è neutro.
- Il protone è carico positivamente.
- L'elettrone è carico negativamente.



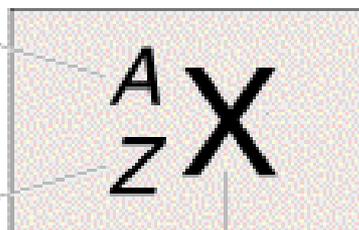
Il numero atomico e di massa

- Il numero atomico di un atomo è il numero dei protoni contenuti nel suo nucleo e si indica con la lettera Z.
- Il numero di massa di un atomo è il numero di protoni e neutroni contenuti nel suo nucleo e si indica con la lettera A.

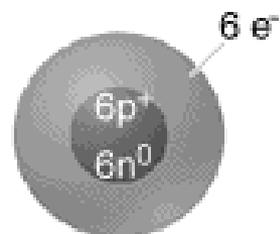


numero di massa
($p^+ + n^0$)

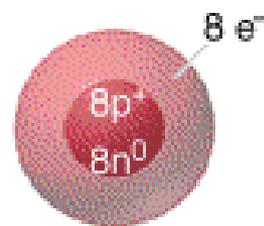
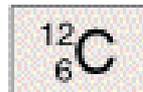
numero atomico
(p^+)



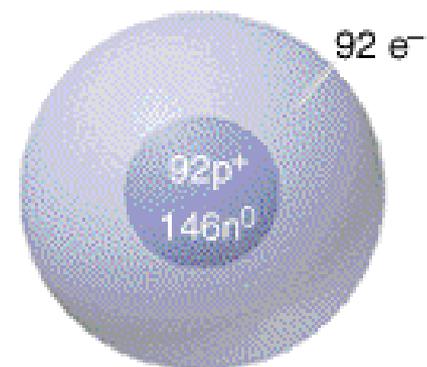
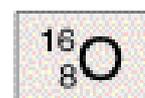
simbolo chimico



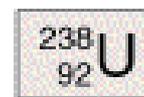
Carbonio-12



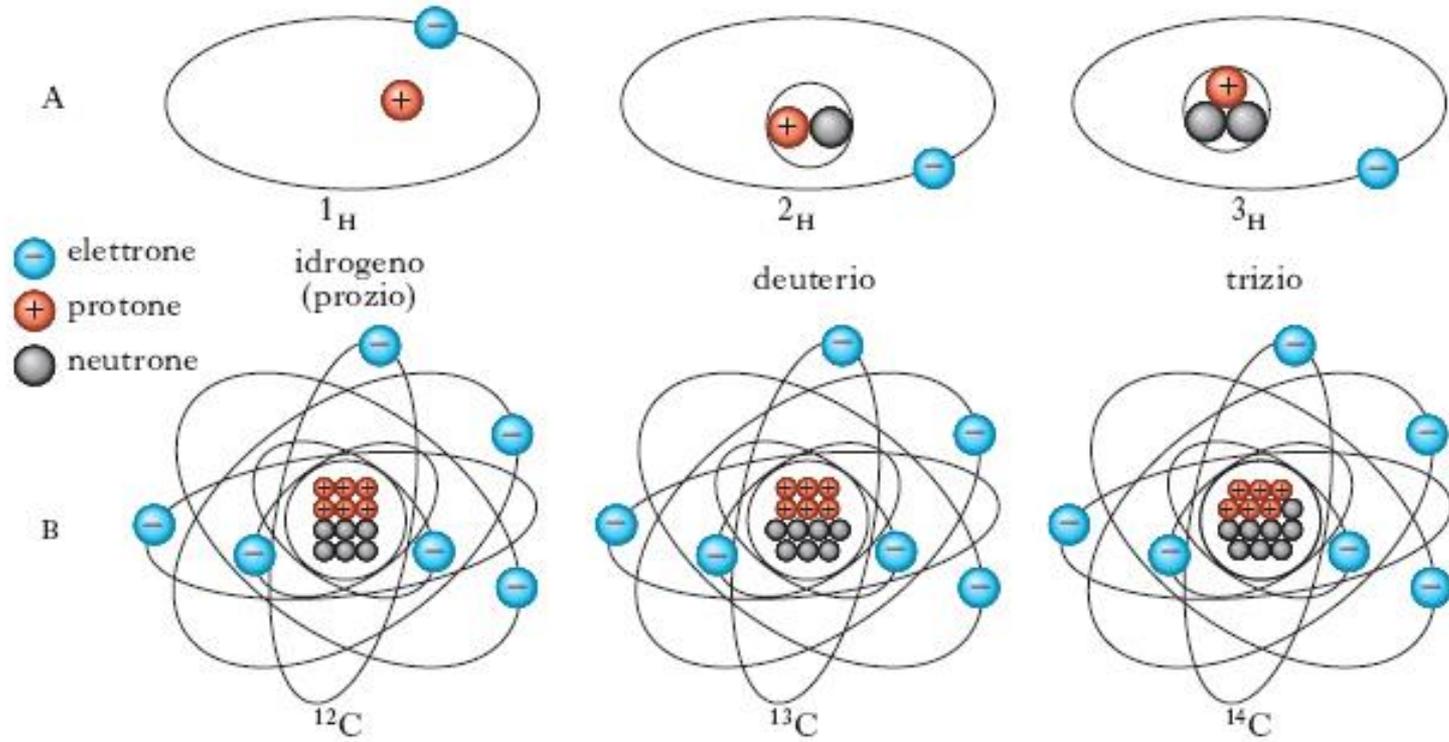
Ossigeno-16



Uranio-238



ISOTOPI-ugual numero atomico Z ma diverso numero di massa (numero di neutroni)



Abbondanza isotopica (%)

^1H 99.985

^2H 0.015

^2H tracce

^{12}C 98,89

^{13}C 1.11

^{14}C tracce

^{14}N 99.63

^{15}N 0.36

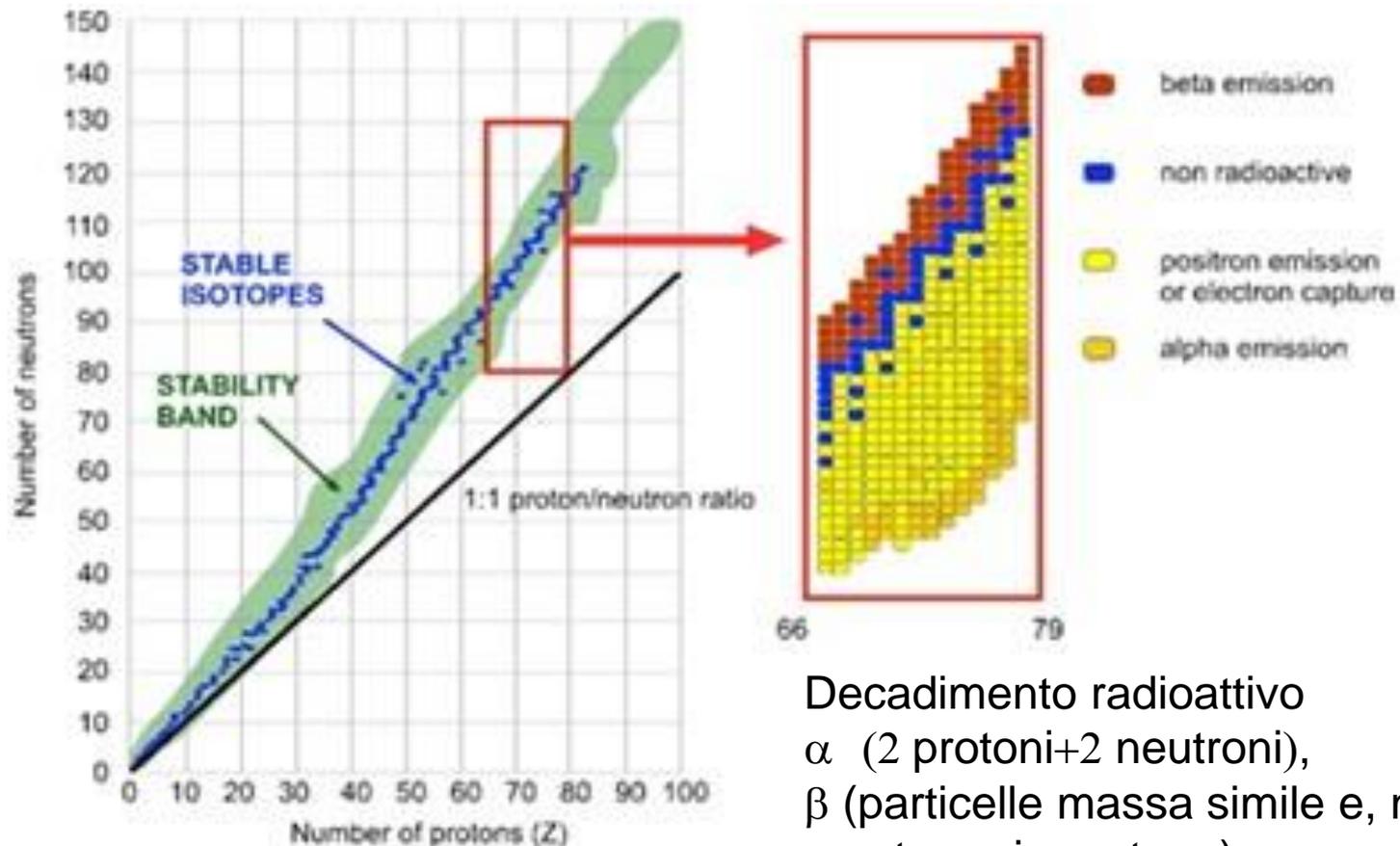
^{16}O 99.76

^{17}O 0.03

^{18}O 0.20

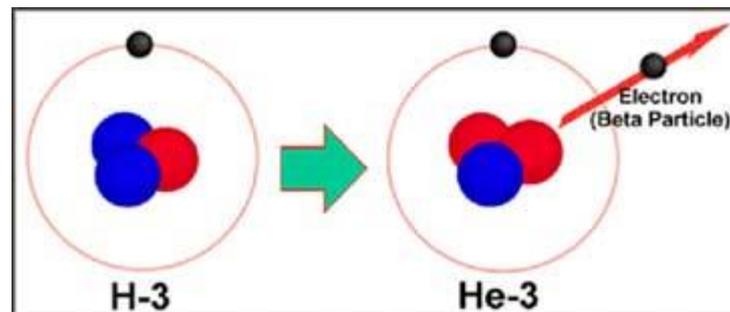
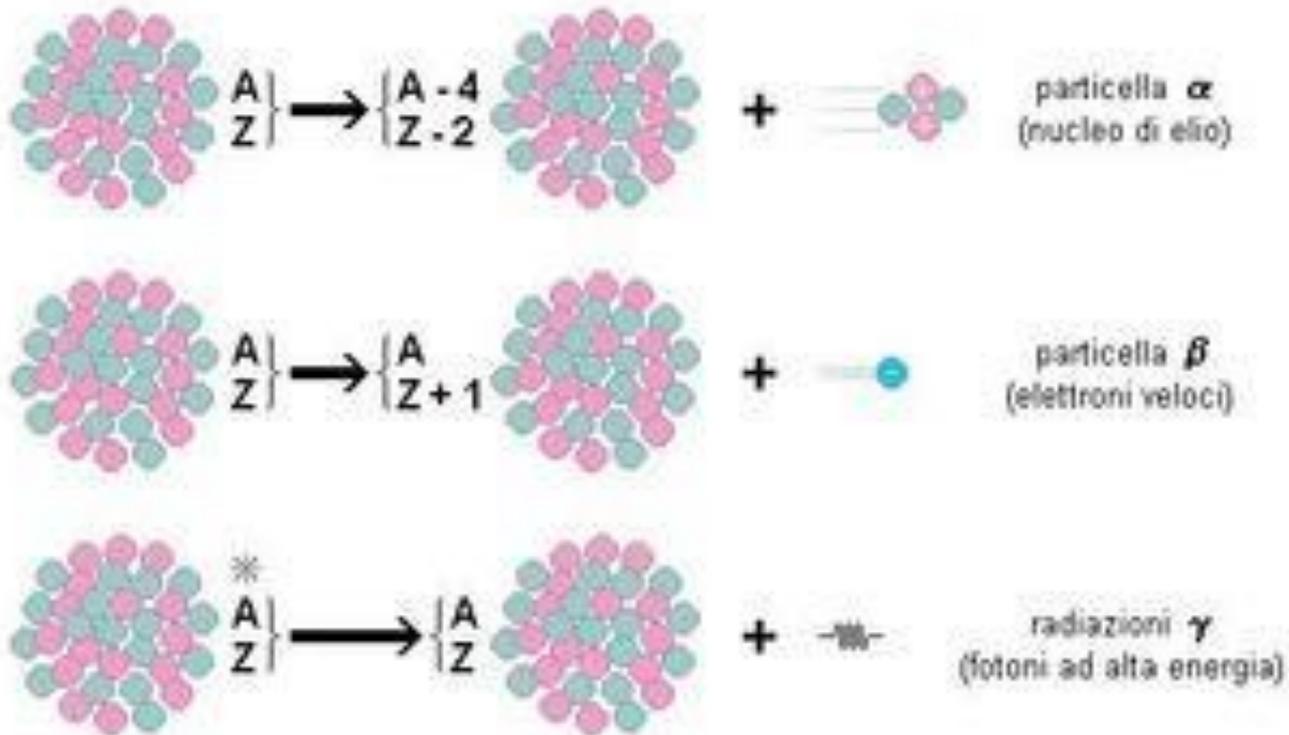
Isotopi stabili ed instabili (267 stabili, 60 instabili)

Banda di stabilità dei nuclidi

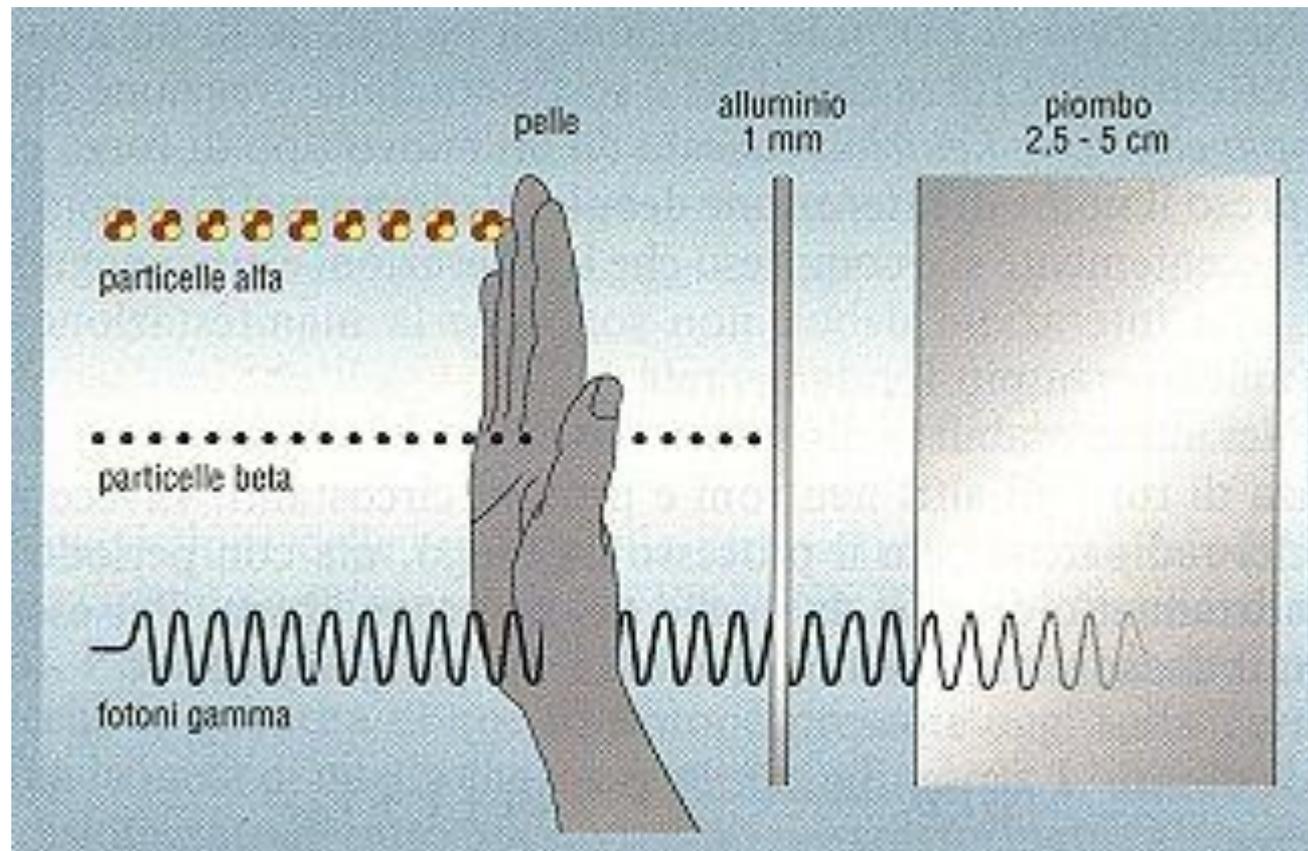


Decadimento radioattivo
 α (2 protoni+2 neutroni),
 β (particelle massa simile e, neg. e pos.,
neutrone in protone)
 γ (radiazioni elettromagnetiche)

Emissioni dei nuclei radioattivi



Potere penetrante delle particelle radioattive



Emivita (o tempo di dimezzamento) di un isotopo radioattivo è definita come il tempo occorrente perché la metà degli atomi di un campione puro dell'isotopo decadano in un altro elemento. L'emivita è una misura della stabilità di un isotopo: più breve è l'emivita, meno stabile è l'atomo

L'emivita dei materiali radioattivi varia da frazioni di secondo per i più instabili, fino a miliardi di anni per quelli che sono solo leggermente instabili

Serie	Isotopo di partenza	Emivita (in anni)	Isotopo stabile finale
radio	uranio-238	$4,47 \times 10^9$	piombo-206
attinio	uranio-235	$7,04 \times 10^8$	piombo-207
torio	torio-232	$1,41 \times 10^{10}$	piombo-208

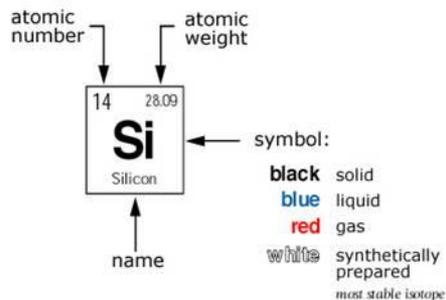
Massa atomica relativa ed assoluta

- **Massa atomica assoluta**
- Difetto di massa (differenza tra la somma delle masse dei protoni e neutroni e la massa effettiva del nucleo)
- **Unità di misura di massa atomica unificata** (u.m.a).-
1 uma è la massa equivalente alla dodicesima parte della massa del nucleo del ^{12}C
- **Massa atomica relativa** = *massa atomica assoluta (Kg) / $1,660538 \cdot 10^{-27}$ (Kg)* (peso atomico relativo o peso atomico)

Periodic Table of the Elements



1 1.01 H Hydrogen																	2 4.003 He Helium						
3 6.94 Li Lithium	4 9.01 Be Beryllium																	5 10.81 B Boron	6 12.01 C Carbon	7 14.01 N Nitrogen	8 15.999 O Oxygen	9 18.998 F Fluorine	10 20.18 Ne Neon
11 22.99 Na Sodium	12 24.31 Mg Magnesium																	13 26.98 Al Aluminum	14 28.09 Si Silicon	15 30.97 P Phosphorus	16 32.06 S Sulfur	17 35.45 Cl Chlorine	18 39.95 Ar Argon
19 39.10 K Potassium	20 40.08 Ca Calcium	21 44.96 Sc Scandium	22 47.90 Ti Titanium	23 50.94 V Vanadium	24 51.996 Cr Chromium	25 54.94 Mn Manganese	26 55.85 Fe Iron	27 58.93 Co Cobalt	28 58.70 Ni Nickel	29 63.55 Cu Copper	30 65.37 Zn Zinc	31 69.72 Ga Gallium	32 72.59 Ge Germanium	33 74.92 As Arsenic	34 78.96 Se Selenium	35 79.90 Br Bromine	36 83.80 Kr Krypton						
37 85.47 Rb Rubidium	38 87.62 Sr Strontium	39 88.91 Y Yttrium	40 91.22 Zr Zirconium	41 92.91 Nb Niobium	42 95.94 Mo Molybdenum	43 (98) Tc Technetium	44 101.07 Ru Ruthenium	45 102.91 Rh Rhodium	46 106.40 Pd Palladium	47 107.87 Ag Silver	48 112.41 Cd Cadmium	49 114.82 In Indium	50 118.69 Sn Tin	51 121.75 Sb Antimony	52 127.60 Te Tellurium	53 126.90 I Iodine	54 131.30 Xe Xenon						
55 132.91 Cs Cesium	56 137.33 Ba Barium	57 138.91 La Lanthanum	72 178.49 Hf Hafnium	73 180.95 Ta Tantalum	74 183.85 W Tungsten	75 186.21 Re Rhenium	76 190.20 Os Osmium	77 192.22 Ir Iridium	78 195.09 Pt Platinum	79 196.97 Au Gold	80 200.59 Hg Mercury	81 204.37 Tl Thallium	82 207.19 Pb Lead	83 208.98 Bi Bismuth	84 (209) Po Polonium	85 (210) At Astatine	86 (222) Rn Radon						
87 (223) Fr Francium	88 226.03 Ra Radium	89 227.03 Ac Actinium	104 (261) Rf Rutherfordium	105 (262) Ha Hahnium	106 (266) Sg Seaborgium	107 (262) Bh Bohrium	108 (265) Hs Hassium	109 (266) Mt Meitnerium	110 (271) 	111 (272) 	112 (277) 	(113)	(114 (285))	(115 (289))	(116 (289))	(117)	(118 (293))						



- alkali metals**
- alkaline earth metals**
- transitional metals**
- other metals**
- nonmetals**
- noble gases**

58 140.12 Ce Cerium	59 140.91 Pr Praseodymium	60 144.24 Nd Neodymium	61 (145) Pm Promethium	62 150.40 Sm Samarium	63 151.96 Eu Europium	64 157.25 Gd Gadolinium	65 158.93 Tb Terbium	66 162.50 Dy Dysprosium	67 164.93 Ho Holmium	68 167.26 Er Erbium	69 168.93 Tm Thulium	70 173.04 Yb Ytterbium	71 174.97 Lu Lutetium
90 232.04 Th Thorium	91 231.04 Pa Protactinium	92 238.03 U Uranium	93 237.05 Np Neptunium	94 (244) Pu Plutonium	95 (243) Am Americium	96 (247) Cm Curium	97 (247) Bk Berkelium	98 (251) Cf Californium	99 (252) Es Einsteinium	100 (257) Fm Fermium	101 (260) Md Mendelevium	102 (259) No Nobelium	103 (262) Lr Lawrencium

PERIODI

GRUPPI

Periodic Table of the Elements



1 H Hydrogen	2 He Helium																
3 Li Lithium	4 Be Beryllium	5 B Boron	6 C Carbon	7 N Nitrogen	8 O Oxygen	9 F Fluorine	10 Ne Neon										
11 Na Sodium	12 Mg Magnesium	13 Al Aluminum	14 Si Silicon	15 P Phosphorus	16 S Sulfur	17 Cl Chlorine	18 Ar Argon										
19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titanium	23 V Vanadium	24 Cr Chromium	25 Mn Manganese	26 Fe Iron	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Copper	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Selenium	35 Br Bromine	36 Kr Krypton
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdenum	43 Tc Technetium	44 Ru Ruthenium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Silver	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Tin	51 Sb Antimony	52 Te Tellurium	53 I Iodine	54 Xe Xenon
55 Cs Cesium	56 Ba Barium	57 La Lanthanum	72 Hf Hafnium	73 Ta Tantalum	74 W Tungsten	75 Re Rhenium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platinum	79 Au Gold	80 Hg Mercury	81 Tl Thallium	82 Pb Lead	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astatine	86 Rn Radon
87 Fr Francium	88 Ra Radium	89 Ac Actinium	104 Rf Rutherfordium	105 Ha Hahnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 (271)	111 (272)	112 (277)	(113)	(114)	(115)	(116)	(117)	(118)

Legend for element groups:

- alkali metals
- alkaline earth metals
- transitional metals
- other metals
- nonmetals
- noble gases

Legend for physical states:

- black solid
- blue liquid
- red gas
- synthetically prepared
- most stable isotope

Example element box for Silicon (Si):

atomic number: 14, atomic weight: 28.09, symbol: Si, name: Silicon

58 Ce Cerium	59 Pr Praseodymium	60 Nd Neodymium	61 Pm Promethium	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutetium
90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkelium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium

Copyright © 2009 Oxford Labs

Gruppo: atomi di uguale comportamento chimico

Tavola Periodica degli Elementi

1 IA Nuovo Originale												18 VIIIA						
1 H Idrogeno 1.00784	2 He Elio 4.002602											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA	
3 Li Litio 6.941	4 Be Berillio 9.012182											5 B Boro 10.811	6 C Carbonio 12.0107	7 N Azoto 14.00674	8 O Ossigeno 15.9994	9 F Fluoro 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797	
11 Na Sodio 22.989770	12 Mg Magnesio 24.3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 Al Alluminio 26.981538	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fosforo 30.973761	16 S Zolfo 32.066	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argon 39.948	
19 K Potassio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Scandio 44.955910	22 Ti Titanio 47.887	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganese 54.938049	26 Fe Ferro 55.8457	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Nichel 58.6934	29 Cu Rame 63.546	30 Zn Zinco 65.409	31 Ga Gallio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsenico 74.92160	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kripton 83.798	
37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Stronzio 87.62	39 Y Ittrio 88.90585	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnezio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Palladio 106.42	47 Ag Argento 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Stagno 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Tellurio 127.60	53 I Iodio 126.90447	54 Xe Xeno 131.293	
55 Cs Cesio 132.90545	56 Ba Bario 137.327	57 to 71		72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.9479	74 W Tungsteno 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.96655	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Tallio 204.3833	82 Pb Piombo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Polonio (209)	85 At Astatio (210)	86 Rn Radon (222)
87 Fr Francio (223)	88 Ra RADIO (226)	89 to 103		104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassio (269)	109 Mt Meitnerio (268)	110 Ds Darmstadtio (271)	111 Rg Roentgenio (272)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (292)	117 Uus Ununseptio	118 Uuo Ununoctio

- Metalli alcalini
- Metalli alcalino terrosi
- Metalli del blocco d
- Lantanidi
- Attinidi
- Metalli del blocco p
- Nonmetalli
- Gas nobili
- C** Solidi
- Br** Liquidi
- H** Gas
- Tc** Artificiali

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com), <http://www.dayah.com/periodic/>

Nota: il sotto gruppo dei numeri 1-18 è stato adottato nel 1984 dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). I nomi degli elementi 112-118 sono gli equivalenti latini di quei nomi.

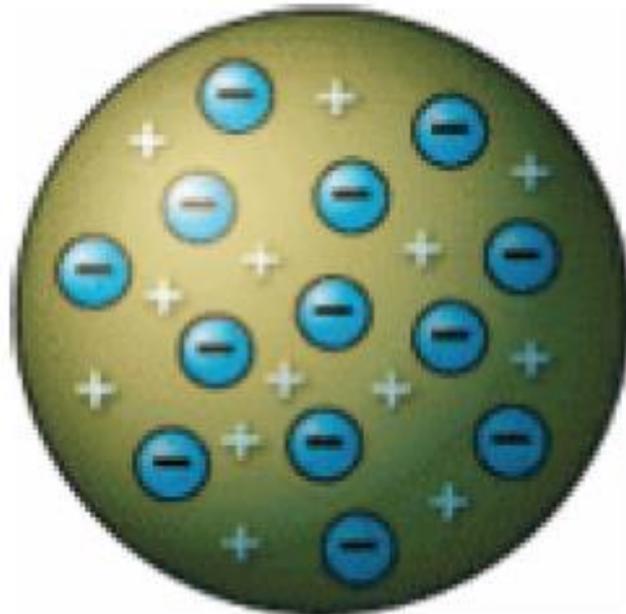
57 La Lantanio 138.9055	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90765	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Promezio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.92534	66 Dy Disprozio 162.500	67 Ho Olmio 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.93421	70 Yb Itterbio 173.04	71 Lu Lutezio 174.967
89 Ac Attinio (227)	90 Th Torio 232.0381	91 Pa Protoattinio 231.03588	92 U Uranio 238.02891	93 Np Nettunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (261)	99 Es Einsteinio (262)	100 Fm Fermio (267)	101 Md Mendelevio (268)	102 No Nobelio (269)	103 Lr Laurenzio (262)

Struttura dell'atomo

- Thomson (1904)



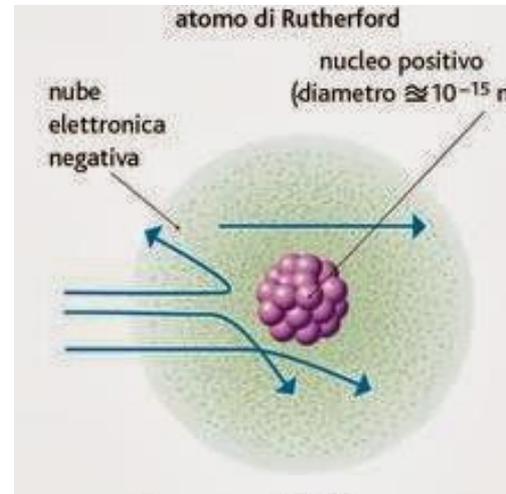
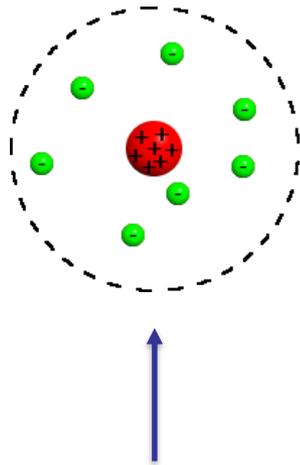
Joseph John Thomson



Thomson atom model

Struttura dell'atomo

- Ruolo chiave gli studi di Rutherford (1919-1920)
- ✓ fasci di particelle α che bombardano una lastra sottile di oro



Atomo di Rutherford: tutta la carica + e la massa concentrata in una zona piccolissima (nucleo), resto del volume spazio vuoto in cui si muovono elettroni

Teoria quantistica: Planck

Oggetto: studio delle leggi che regolano gli scambi di energia tra corpi di dimensione atomica e subatomica

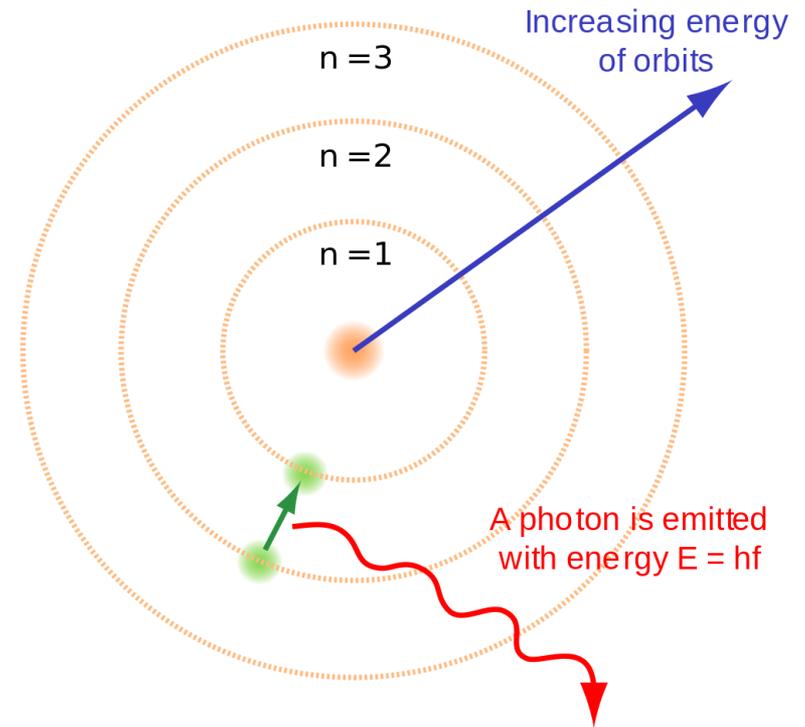
Basata sul concetto che quando nel corso di un evento due corpi si scambiano energia questa non può essere mai inferiore ad una certa quantità minima (QUANTO) e pari a suoi multipli.

$$\Delta E = h\nu; 2 h\nu; 3 h\nu \dots n h\nu$$

h costante di Planck $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$

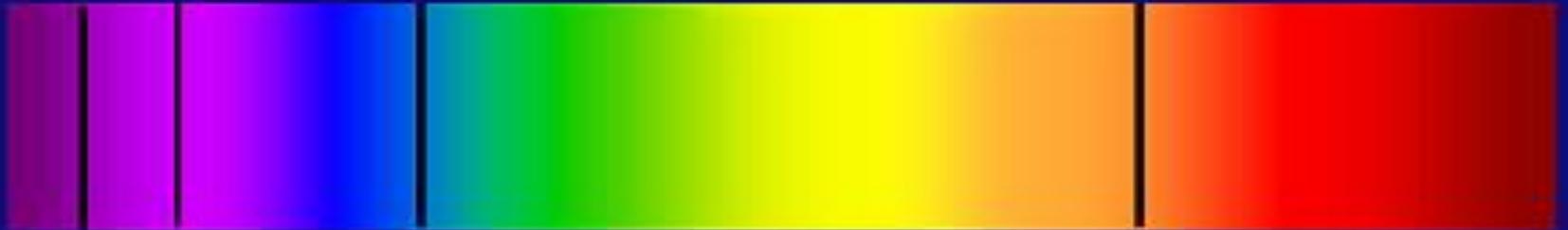
Modello atomico di Bohr (introduzione concetto della natura quantica dell'energia degli elettroni nell'atomo)

- ✓ Orbite circolari designate da numero quantico principale (n)
- ✓ Ad ogni orbita corrisponde un determinato valore di energia
- ✓ Ammessi solo determinati valori di energia e quindi può muoversi solo in determinate orbite- stato energetico permesso
- ✓ In assenza di energia radiante gli non si possono muovere dal loro orbitale (stato fondamentale e stato eccitato)
- ✓ Energia radiante: passaggio da un orbitale ad un altro solo se $\Delta E = h\nu$



Il passaggio di un elettrone da un orbita all'altra è accompagnato dal rilascio o assorbimento di una quantità discreta e ben definita di energia (quanti di energia).

Spettro di ASSORBIMENTO dell'idrogeno



Oggi atomo descritto dalla **meccanica ondulatoria o quanto-meccanica**

Natura dualistica dell'energia radiante: a seconda delle circostanze sperimentali l'energia radiante può esibire carattere ondulatorio (onda elettromagnetica) o corpuscolare (fasci di fotoni).

De Broglie- esteso il concetto anche all'atomo

Se energia si può comportare come una particella allora anche una particella può avere proprietà ondulatorie.

AD OGNI ELETTRONE IN MOTO SI PUO' ASSOCIARE UNA LUNGHEZZA D'ONDA
(onde di materia)

$$\lambda = h/mv$$

mv momento o quantità di moto

Dopo pochi anni proprietà ondulatorie dell'elettrone dimostrate sperimentalmente

Il principio di indeterminazione (Heisengerg)

Non è intrinsecamente possibile conoscere con il medesimo grado di precisione la quantità di moto della particella e la sua posizione nello spazio.

Non è realistico immaginare gli elettroni ruotanti attorno al nucleo in traiettorie circolari.

Ipotesi di De Broglie e principio di indeterminazione hanno creato le basi per la moderna concezione della struttura dell'atomo

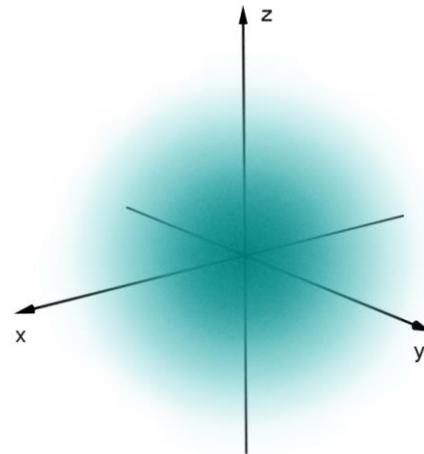
Teoria quanto meccanica atomo

In meccanica quantistica l'**equazione di Schrödinger** è un'equazione differenziale con infinite soluzioni. Le soluzioni sono dette **funzioni d'onda** ψ . La funzione d'onda informa circa la posizione dell'elettrone nello spazio quando esso si trova in un determinato stato di energia.

Il quadrato di ψ esprime la probabilità che l'elettrone si trovi in una determinata regione dello spazio perinucleare.

Un **orbitale atomico** corrisponde a una zona dello spazio contrassegnata da un valore di energia definita attorno al nucleo dove l'elettrone può trovarsi con elevata probabilità.

Visivamente, tale orbitale può essere meglio rappresentato mediante una nuvola la cui intensità è proporzionale alla *densità di probabilità* di trovare l'elettrone in quel punto e con forme tali da comprendere il 95% della probabilità elettronica



Orbital s ($\ell = 0, m_\ell = 0$)

Ogni orbitale possiede un certo contenuto di energia e una forma e una orientazione caratteristica

La dimensione, l'orientamento e la forma dell'orbitale sono descritti dai **numeri quantici**.

I numeri quantici sono tre:

- **numero quantico principale;**
- **numero quantico secondario;**
- **numero quantico magnetico.**

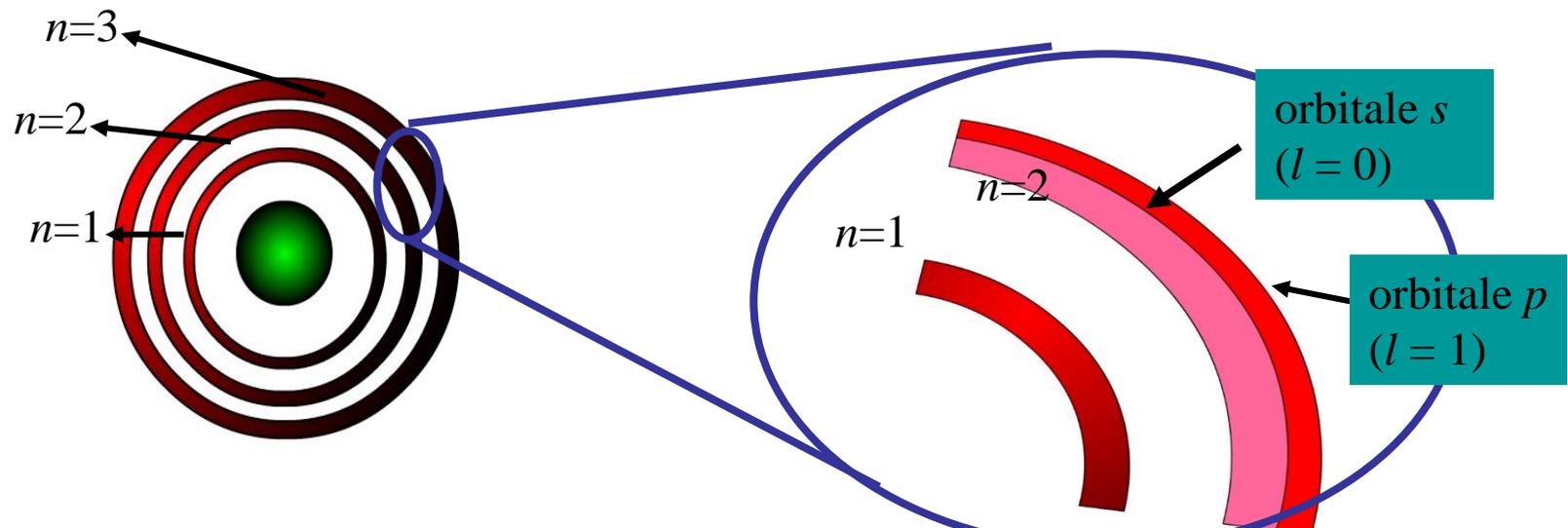
Un quarto numero quantico

- **numero quantico di spin**

descrive invece una proprietà dell'elettrone.

Numeri Quantici

- **Numero Quantico Principale n (orbitali con stesso n sono un livello elettronico)**
- **Rappresenta i livelli energetici principali**
- **$n = 1, \dots, 7$**
- **Descrive la distanza dal nucleo**
- **Maggiore è n , maggiore è l'energia**
- **Numero Quantico Angolare l**
- **Rappresenta i livelli sub-energetici**
- **$l = 0, \dots, n-1$**
- **Descrive la geometria orbitale**
- **Rappresentato dalle lettere s, p, d e f .**



Se $n = 1$

$l = 0 \rightarrow$ orbitale di tipo s

Ciò significa che nel primo livello di energia vi è un solo orbitale che è di tipo sferico, indicata con $l = 0$, o anche con la lettera "s".

Se $n = 3$

$l = 0 \rightarrow$ orbitale di tipo s

$l = 1 \rightarrow$ orbitale di tipo p

$l = 2 \rightarrow$ orbitale di tipo d

Se $n = 4$

$l = 0 \rightarrow$ orbitale di tipo s

$l = 1 \rightarrow$ orbitale di tipo p

$l = 2 \rightarrow$ orbitale di tipo d

$l = 3 \rightarrow$ orbitale di tipo f

A seconda del valore assunto dal numero quantico secondario l , l'orbitale assume una determinata forma.

Per $l = 0$ l'orbitale è sferico (orbitale s). Al centro della sfera c'è il nucleo.

Per $l = 1$ l'orbitale è a due lobi (orbitale p). Il nucleo dell'atomo sta al centro dei due lobi.

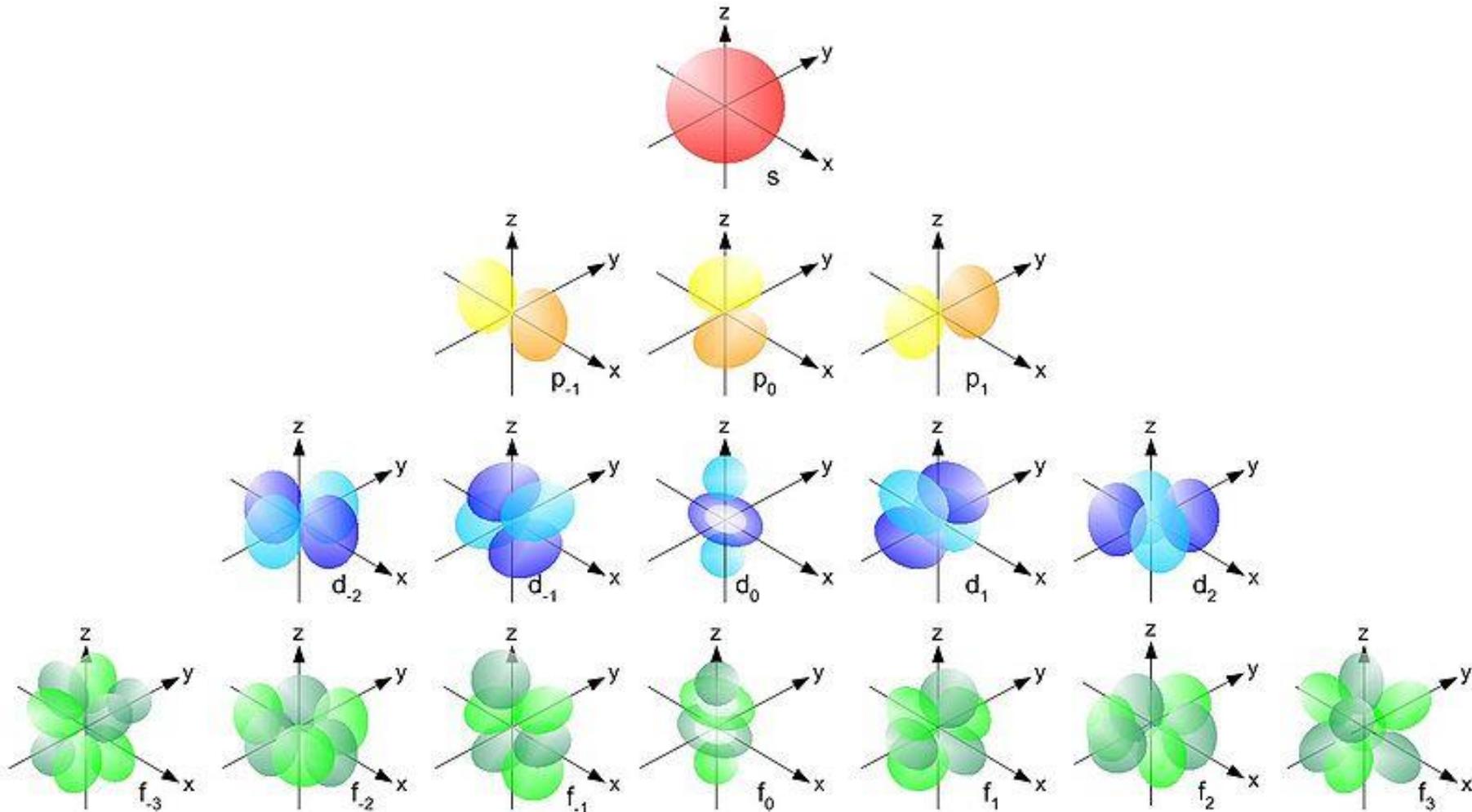
Per $l = 2$ l'orbitale è a quattro lobi (orbitale d). Il nucleo dell'atomo sta al centro dei quattro lobi.

Per $l = 3$ l'orbitale è a otto lobi (orbitale f).

Numero quantico magnetico m_l

$(-l \dots 0 \dots l)$

Numero di orientazioni di un orbitale nello spazio-ORBITALI DEGENERI



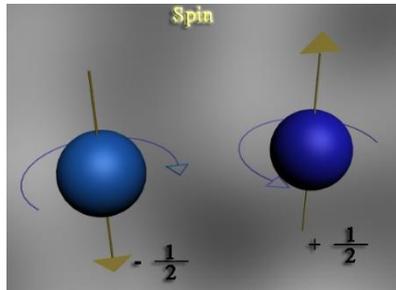
Numeri quantici e orbitali

	$s (l=0)$	$p (l=1)$			$d (l=2)$					$f (l=3)$						
	$m=0$	$m=0$	$m=\pm 1$		$m=0$	$m=\pm 1$		$m=\pm 2$		$m=0$	$m=\pm 1$		$m=\pm 2$		$m=\pm 3$	
	s	p_z	p_x	p_y	d_{z^2}	d_{xz}	d_{yz}	d_{xy}	$d_{x^2-y^2}$	f_{z^3}	f_{xz^2}	f_{yz^2}	f_{xyz}	$f_z(x^2-y^2)$	$f_x(x^2-3y^2)$	$f_y(3x^2-y^2)$
n=1																
n=2																
n=3																
n=4																
n=5									
n=6				
n=7	

Come si distribuiscono gli elettroni negli orbitali ?

Configurazione elettronica

Numero quantico di spin (m_s)



Il numero quantico di spin è il quarto numero quantico. Esso riguarda l'elettrone, viene indicato con la lettera m_s e può assumere soltanto due valori: $m_s = +\frac{1}{2}$ e $m_s = -\frac{1}{2}$.

Nel novembre del 1925 due fisici olandesi, G.E. Uhlenbeck e S.A.

Goudsmit, formularono l'ipotesi che l'elettrone avesse la possibilità di ruotare attorno al proprio asse proprio come fa la Terra.

Principio di esclusione di Pauli: in un atomo di un elemento, due elettroni non possono avere la stessa serie di quattro numeri quantici. **Ciascun orbitale può ospitare al massimo due elettroni con spin opposti**

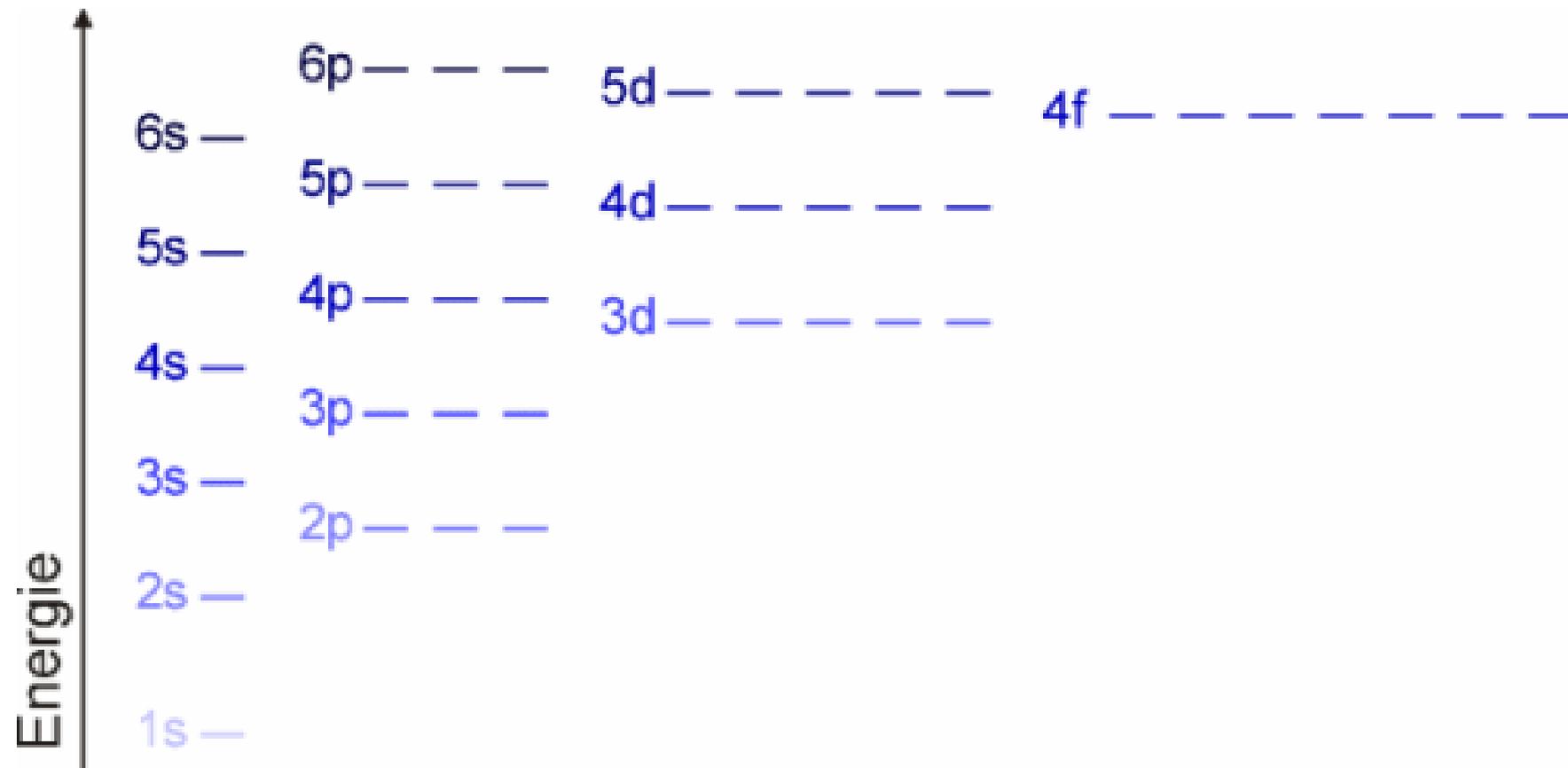
Principio di Hund: orbitali degeneri occupati da un solo elettrone finché tutti non contengano almeno un elettrone; in questo caso hanno tutti spin paralleli

Configurazione elettronica: come sono distribuiti gli elettroni nei vari livelli, sottolivelli, ed orbitali

Come si rappresenta la configurazione elettronica?

9 elettroni (Fluoro-F) $1s^2 2s^2 2p^5$ 10 elettroni (Neon-Ne) $1s^2 2s^2 2p^6$

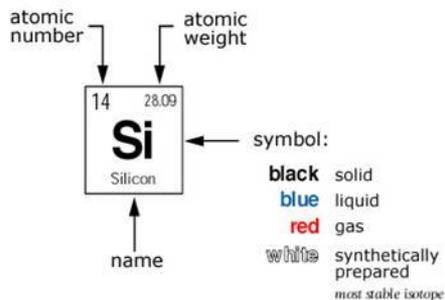
11 elettroni (Sodio-Na) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



Periodic Table of the Elements



1 1.01 H Hydrogen																	2 4.003 He Helium						
3 6.94 Li Lithium	4 9.01 Be Beryllium																	5 10.81 B Boron	6 12.01 C Carbon	7 14.01 N Nitrogen	8 15.999 O Oxygen	9 18.998 F Fluorine	10 20.18 Ne Neon
11 22.99 Na Sodium	12 24.31 Mg Magnesium																	13 26.98 Al Aluminum	14 28.09 Si Silicon	15 30.97 P Phosphorus	16 32.06 S Sulfur	17 35.45 Cl Chlorine	18 39.95 Ar Argon
19 39.10 K Potassium	20 40.08 Ca Calcium	21 44.96 Sc Scandium	22 47.90 Ti Titanium	23 50.94 V Vanadium	24 51.996 Cr Chromium	25 54.94 Mn Manganese	26 55.85 Fe Iron	27 58.93 Co Cobalt	28 58.70 Ni Nickel	29 63.55 Cu Copper	30 65.37 Zn Zinc	31 69.72 Ga Gallium	32 72.59 Ge Germanium	33 74.92 As Arsenic	34 78.96 Se Selenium	35 79.90 Br Bromine	36 83.80 Kr Krypton						
37 85.47 Rb Rubidium	38 87.62 Sr Strontium	39 88.91 Y Yttrium	40 91.22 Zr Zirconium	41 92.91 Nb Niobium	42 95.94 Mo Molybdenum	43 (98) Tc Technetium	44 101.07 Ru Ruthenium	45 102.91 Rh Rhodium	46 106.40 Pd Palladium	47 107.87 Ag Silver	48 112.41 Cd Cadmium	49 114.82 In Indium	50 118.69 Sn Tin	51 121.75 Sb Antimony	52 127.60 Te Tellurium	53 126.90 I Iodine	54 131.30 Xe Xenon						
55 132.91 Cs Cesium	56 137.33 Ba Barium	57 138.91 La Lanthanum	72 178.49 Hf Hafnium	73 180.95 Ta Tantalum	74 183.85 W Tungsten	75 186.21 Re Rhenium	76 190.20 Os Osmium	77 192.22 Ir Iridium	78 195.09 Pt Platinum	79 196.97 Au Gold	80 200.59 Hg Mercury	81 204.37 Tl Thallium	82 207.19 Pb Lead	83 208.98 Bi Bismuth	84 (209) Po Polonium	85 (210) At Astatine	86 (222) Rn Radon						
87 (223) Fr Francium	88 226.03 Ra Radium	89 227.03 Ac Actinium	104 (261) Rf Rutherfordium	105 (262) Ha Hahnium	106 (266) Sg Seaborgium	107 (262) Bh Bohrium	108 (265) Hs Hassium	109 (266) Mt Meitnerium	110 (271) 	111 (272) 	112 (277) 	(113)	(114) (285)	(115) (289)	(116) (289)	(117)	118 (293)						

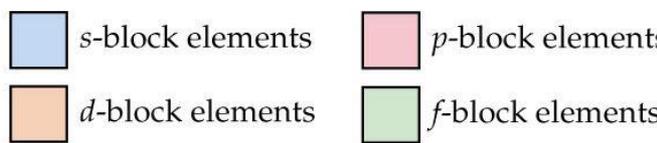


- alkali metals**
- alkaline earth metals**
- transitional metals**
- other metals**
- nonmetals**
- noble gases**

58 140.12 Ce Cerium	59 140.91 Pr Praseodymium	60 144.24 Nd Neodymium	61 (145) Pm Promethium	62 150.40 Sm Samarium	63 151.96 Eu Europium	64 157.25 Gd Gadolinium	65 158.93 Tb Terbium	66 162.50 Dy Dysprosium	67 164.93 Ho Holmium	68 167.26 Er Erbium	69 168.93 Tm Thulium	70 173.04 Yb Ytterbium	71 174.97 Lu Lutetium
90 232.04 Th Thorium	91 231.04 Pa Protactinium	92 238.03 U Uranium	93 237.05 Np Neptunium	94 (244) Pu Plutonium	95 (243) Am Americium	96 (247) Cm Curium	97 (247) Bk Berkelium	98 (251) Cf Californium	99 (252) Es Einsteinium	100 (257) Fm Fermium	101 (260) Md Mendelevium	102 (259) No Nobelium	103 (262) Lr Lawrencium

Group number

	1																		18
	1A																		8A
1	1 H 1s ¹	2 He 1s ²																	
2	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²										5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶		
3	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	3 B 3s ² 3p ¹	4 Be 3s ² 3p ²	5 N 3s ² 3p ³	6 O 3s ² 3p ⁴	7 F 3s ² 3p ⁵	8 Ar 3s ² 3p ⁶											
4	19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 3d ¹ 4s ²	22 Ti 3d ² 4s ²	23 V 3d ³ 4s ²	24 Cr 3d ⁵ 4s ¹	25 Mn 3d ⁵ 4s ²	26 Fe 3d ⁶ 4s ²	27 Co 3d ⁷ 4s ²	28 Ni 3d ⁸ 4s ²	29 Cu 3d ¹⁰ 4s ¹	30 Zn 3d ¹⁰ 4s ²	31 Ga 4s ² 4p ¹	32 Ge 4s ² 4p ²	33 As 4s ² 4p ³	34 Se 4s ² 4p ⁴	35 Br 4s ² 4p ⁵	36 Kr 4s ² 4p ⁶	
5	37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 4d ¹ 5s ²	40 Zr 4d ² 5s ²	41 Nb 4d ⁴ 5s ¹	42 Mo 4d ⁵ 5s ¹	43 Tc 4d ⁵ 5s ²	44 Ru 4d ⁷ 5s ¹	45 Rh 4d ⁸ 5s ¹	46 Pd 4d ¹⁰	47 Ag 4d ¹⁰ 5s ¹	48 Cd 4d ¹⁰ 5s ²	49 In 5s ² 5p ¹	50 Sn 5s ² 5p ²	51 Sb 5s ² 5p ³	52 Te 5s ² 5p ⁴	53 I 5s ² 5p ⁵	54 Xe 5s ² 5p ⁶	
6	55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57 *La 5d ¹ 6s ²	72 Hf 5d ² 6s ²	73 Ta 5d ³ 6s ²	74 W 5d ⁴ 6s ²	75 Re 5d ⁵ 6s ²	76 Os 5d ⁶ 6s ²	77 Ir 5d ⁷ 6s ²	78 Pt 5d ⁹ 6s ¹	79 Au 5d ¹⁰ 6s ¹	80 Hg 5d ¹⁰ 6s ²	81 Tl 6s ² 6p ¹	82 Pb 6s ² 6p ²	83 Bi 6s ² 6p ³	84 Po 6s ² 6p ⁴	85 At 6s ² 6p ⁵	86 Rn 6s ² 6p ⁶	
7	87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89 †Ac 6d ¹ 7s ²	104 Rf 6d ² 7s ²	105 Db 6d ³ 7s ²	106 Sg 6d ⁴ 7s ²	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 (271.15)	111 (272.15)	112 (277)		114 (285)		116 (289)			

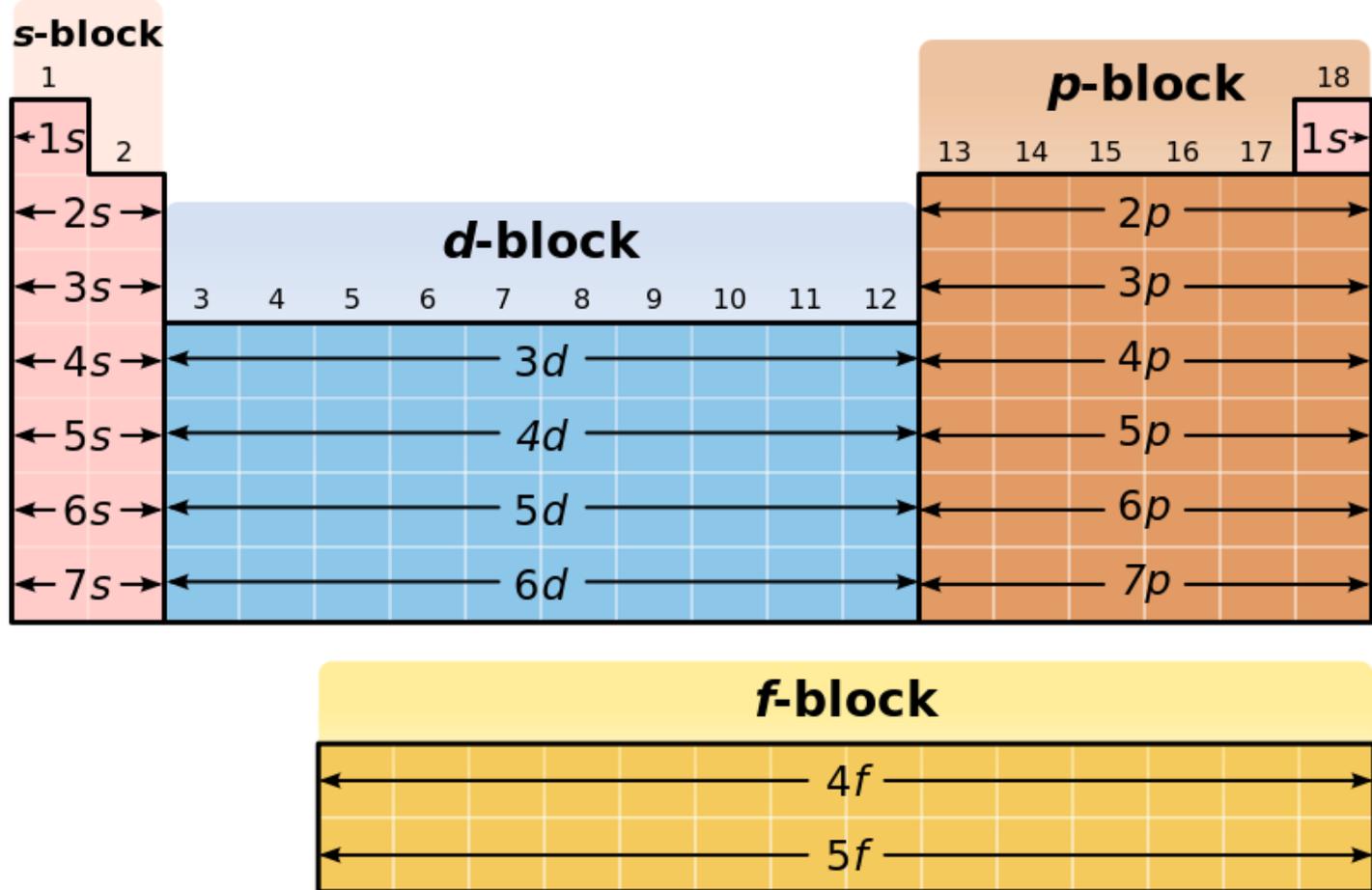


Lanthanides

58 Ce 4f ² 6s ²	59 Pr 4f ³ 6s ²	60 Nd 4f ⁴ 6s ²	61 Pm 4f ⁵ 6s ²	62 Sm 4f ⁶ 6s ²	63 Eu 4f ⁷ 6s ²	64 Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	65 Tb 4f ⁹ 6s ²	66 Dy 4f ¹⁰ 6s ²	67 Ho 4f ¹¹ 6s ²	68 Er 4f ¹² 6s ²	69 Tm 4f ¹³ 6s ²	70 Yb 4f ¹⁴ 6s ²	71 Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
--	--	--	--	--	--	--	--	---	---	---	---	---	---

Actinides

90 Th 6d ² 7s ²	91 Pa 5f ² 6d ¹ 7s ²	92 U 5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu 5f ⁶ 7s ²	95 Am 5f ⁷ 7s ²	96 Cm 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	97 Bk 5f ⁹ 7s ²	98 Cf 5f ¹⁰ 7s ²	99 Es 5f ¹¹ 7s ²	100 Fm 5f ¹² 7s ²	101 Md 5f ¹³ 7s ²	102 No 5f ¹⁴ 7s ²	103 Lr 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
--	--	---	--	--	--	--	--	---	---	--	--	--	--



Gli elementi dei gruppi 1 e 2 riempiono un sottolivello s

Gli elementi dei gruppi dal 13 al 18 riempiono i sottolivelli p

Gli elementi dei gruppi 3 al 12 riempiono i sottolivelli d

Gli elementi nel blocco separato presentano occupati i sottolivelli f

Le proprietà chimiche degli elementi dipendono dal numero di elettroni nel guscio esterno.

Sono questi elettroni ad essere coinvolti nelle reazioni chimiche.

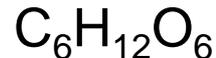
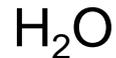
Tutti gli elementi di uno stesso gruppo hanno le stesse proprietà chimiche perché hanno lo stesso numero di elettroni nel guscio più esterno.

MOLECOLE

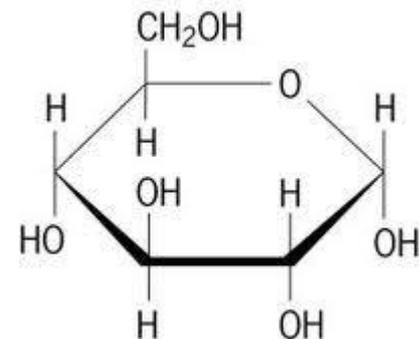
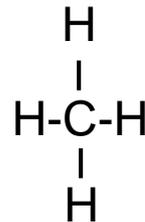
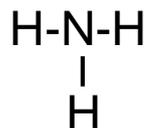
Formate dall'associazione di due o più atomi, tenuti insieme da legami covalenti, che consistono nella condivisione di elettroni. Le molecole di una sostanza sono tutte uguali fra loro.

- Una formula chimica indica quali e quanti atomi sono presenti in una molecola.
- I simboli degli elementi si scrivono uno di seguito all'altro; accanto ai simboli, al pedice, si scrive il numero di atomi di ogni tipo; 1 è sottinteso.

Formule molecolari (brute)



Formule strutturali



Il legame covalente e la regola dell'ottetto (di Lewis)

I gas nobili hanno massima stabilità e sono caratterizzati dal possedere 8 elettroni
Nello strato più esterno cioè configurazione s^2p^6

Struttura di Lewis
(elettroni di valenza)

Lewis Periodic Table Showing Outer Shell (Valence) Electrons

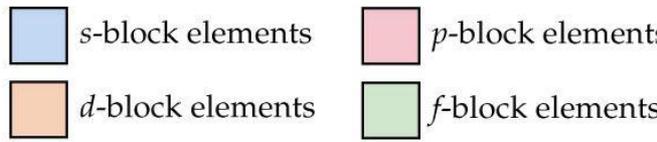
1	2	3	4	5	6	7	8
H•							•He•
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
K•	•Ca•	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
Rb•	•Sr•	•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
Cs•	•Ba•						

Regola dell'otteto: ogni atomo tende ad acquistare, perdere o mettere in compartecipazione elettroni fino a raggiungere una condizione di stabilità corrispondente ad una configurazione elettronica esterna costituita da otto elettroni, uguale a quella del gas nobile più vicino nella tavola periodica

La regola dell'otteto permette di prevedere la reattività chimica di un elemento sulla base della sua posizione nella tavola periodica.

Group number

	1																		18
	1A																		8A
1	1 H $1s^1$	2 He $1s^2$												13 B $2s^2 2p^1$	14 C $2s^2 2p^2$	15 N $2s^2 2p^3$	16 O $2s^2 2p^4$	17 F $2s^2 2p^5$	18 Ne $2s^2 2p^6$
2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$												5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$	10 Ne $2s^2 2p^6$
3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$	3 B	4 B	5 B	6 B	7 B	8 B			11 B	12 B	13 Al $3s^2 3p^1$	14 Si $3s^2 3p^2$	15 P $3s^2 3p^3$	16 S $3s^2 3p^4$	17 Cl $3s^2 3p^5$	18 Ar $3s^2 3p^6$	
4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $3d^1 4s^2$	22 Ti $3d^2 4s^2$	23 V $3d^3 4s^2$	24 Cr $3d^5 4s^1$	25 Mn $3d^5 4s^2$	26 Fe $3d^6 4s^2$	27 Co $3d^7 4s^2$	28 Ni $3d^8 4s^2$	29 Cu $3d^{10} 4s^1$	30 Zn $3d^{10} 4s^2$	31 Ga $4s^2 4p^1$	32 Ge $4s^2 4p^2$	33 As $4s^2 4p^3$	34 Se $4s^2 4p^4$	35 Br $4s^2 4p^5$	36 Kr $4s^2 4p^6$	
5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $4d^1 5s^2$	40 Zr $4d^2 5s^2$	41 Nb $4d^4 5s^1$	42 Mo $4d^5 5s^1$	43 Tc $4d^5 5s^2$	44 Ru $4d^7 5s^1$	45 Rh $4d^8 5s^1$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $4d^{10} 5s^1$	48 Cd $4d^{10} 5s^2$	49 In $5s^2 5p^1$	50 Sn $5s^2 5p^2$	51 Sb $5s^2 5p^3$	52 Te $5s^2 5p^4$	53 I $5s^2 5p^5$	54 Xe $5s^2 5p^6$	
6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 *La $5d^1 6s^2$	72 Hf $5d^2 6s^2$	73 Ta $5d^3 6s^2$	74 W $5d^4 6s^2$	75 Re $5d^5 6s^2$	76 Os $5d^6 6s^2$	77 Ir $5d^7 6s^2$	78 Pt $5d^9 6s^1$	79 Au $5d^{10} 6s^1$	80 Hg $5d^{10} 6s^2$	81 Tl $6s^2 6p^1$	82 Pb $6s^2 6p^2$	83 Bi $6s^2 6p^3$	84 Po $6s^2 6p^4$	85 At $6s^2 6p^5$	86 Rn $6s^2 6p^6$	
7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 †Ac $6d^1 7s^2$	104 Rf $6d^2 7s^2$	105 Db $6d^3 7s^2$	106 Sg $6d^4 7s^2$	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 <small>(271.15)</small>	111 <small>(272.15)</small>	112 <small>(277)</small>		114 <small>(285)</small>		116 <small>(289)</small>			



Lanthanides	58 Ce $4f^2 6s^2$	59 Pr $4f^3 6s^2$	60 Nd $4f^4 6s^2$	61 Pm $4f^5 6s^2$	62 Sm $4f^6 6s^2$	63 Eu $4f^7 6s^2$	64 Gd $4f^7 5d^1 6s^2$	65 Tb $4f^9 6s^2$	66 Dy $4f^{10} 6s^2$	67 Ho $4f^{11} 6s^2$	68 Er $4f^{12} 6s^2$	69 Tm $4f^{13} 6s^2$	70 Yb $4f^{14} 6s^2$	71 Lu $4f^{14} 5d^1 6s^2$
Actinides	90 Th $6d^2 7s^2$	91 Pa $5f^2 6d^1 7s^2$	92 U $5f^3 6d^1 7s^2$	93 Np $5f^4 6d^1 7s^2$	94 Pu $5f^6 7s^2$	95 Am $5f^7 7s^2$	96 Cm $5f^7 6d^1 7s^2$	97 Bk $5f^9 7s^2$	98 Cf $5f^{10} 7s^2$	99 Es $5f^{11} 7s^2$	100 Fm $5f^{12} 7s^2$	101 Md $5f^{13} 7s^2$	102 No $5f^{14} 7s^2$	103 Lr $5f^{14} 6d^1 7s^2$

Li $1s^2 2s^1$ per raggiungere la configurazione dell'He
perde l'elettrone più esterno (in catione)

Be $1s^2 2s^2$ perde 2 elettroni (in catione bivalente)

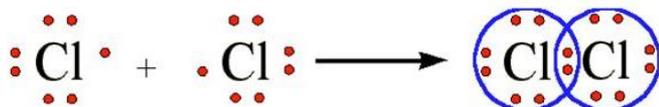
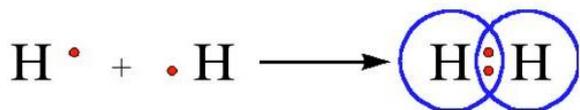
F $1s^2 2s^2 p^5$ ha un solo elettrone in meno rispetto al gas
nobile Neon ($1s^2 2s^2 p^6$) tenderà o ad acquistare un elettrone
oppure a dividerne il suo con un altro

Na $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$ un elettrone in più rispetto gas nobile Neon
forte tendenza a perdere due elettroni ; trasformandosi in
catione

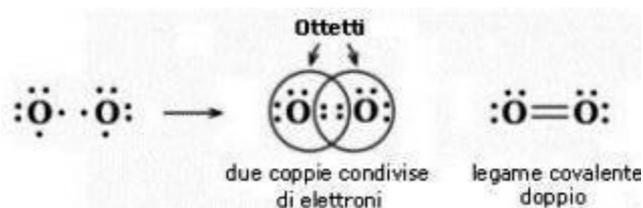
O $1s^2 2s^2 p^4$ ha due elettroni in meno rispetto al gas nobile
Neon tenderà o ad acquistare due elettroni oppure a
dividerne due.

Cl $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$ ha un solo elettrone in meno rispetto al gas nobile Argon ($1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$) tenderà o ad acquistare un elettrone (ione positivo monovalente) oppure a dividerne il suo con un altro

C $1s^2 2s^2 p^2$ gli mancano 4 elettroni per raggiungere la configurazione del gas nobile che lo segue il neon quindi condivisione di quattro elettroni con altri atomi



Covalente puro
(apolare)

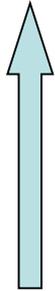


Legame covalente polare: si forma tra atomi diversi con **differente elettronegatività**



indica il potere di attrazione di un atomo nei confronti degli elettroni del legame con un altro atomo (scala di Pauling, definito una scala arbitraria assegnando il valore minimo (0,7) al francio e massimo (4) al fluoro). Dipende dall'affinità elettronica e dall'energia di ionizzazione

L'elettronegatività **aumenta dal basso verso l'alto** nei gruppi e **da sinistra a destra** in un periodo. Per questo motivo gli elementi più elettronegativi si trovano a destra in alto e quelli meno elettronegativi in basso a sinistra



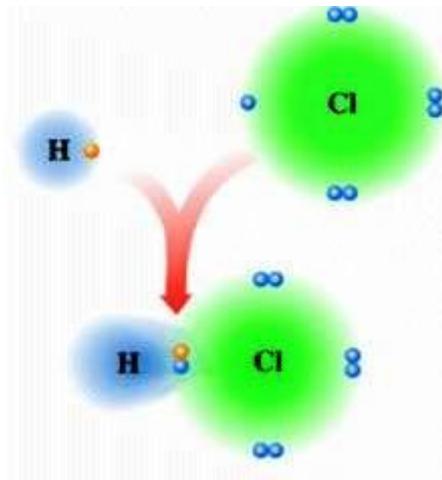
Elettronegatività (Pauling)																																																																									
H																	He																																																								
2.20																																																																									
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																																																								
0.98	1.57											2.04	2.55	3.04	3.44	3.98																																																									
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																								
0.93	1.31											1.61	1.90	2.19	2.58	3.16																																																									
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																								
0.82	1.0	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65	1.81	2.01	2.18	2.55	2.96	2.9																																																								
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																								
0.82	0.95	1.22	1.33	1.6	2.16	1.9	2.2	2.28	2.20	1.93	1.69	1.78	1.80	2.05	2.1	2.66	2.6																																																								
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																								
0.79	0.89	1.10	1.3	1.5	2.36	1.9	2.2	2.20	2.28	2.54	2.00	1.62	1.87	2.02	2.0	2.2																																																									
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo																																																								
0.7	0.9																																																																								
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tbody> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>1.12</td><td>1.13</td><td>1.14</td><td>1.14</td><td>1.17</td><td>1.2</td><td>1.29</td><td>1.2</td><td>1.22</td><td>1.23</td><td>1.24</td><td>1.25</td><td>1.1</td><td>1.27</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> <tr> <td>1.1</td><td>1.5</td><td>1.38</td><td>1.36</td><td>1.28</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td></td> </tr> </tbody> </table>																		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	1.12	1.13	1.14	1.14	1.17	1.2	1.29	1.2	1.22	1.23	1.24	1.25	1.1	1.27	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	1.1	1.5	1.38	1.36	1.28	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																																												
1.12	1.13	1.14	1.14	1.17	1.2	1.29	1.2	1.22	1.23	1.24	1.25	1.1	1.27																																																												
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																												
1.1	1.5	1.38	1.36	1.28	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3																																																													

Quanto maggiore è la differenza di elettronegatività fra i due atomi che formano il legame, tanto più elevata è la polarità del legame. Quando la **differenza di elettronegatività fra i due elementi che intendono legarsi è superiore a 1.9**, avviene un trasferimento di elettroni dall'atomo meno elettronegativo all'atomo più elettronegativo. Si realizza in questo caso un legame ionico.

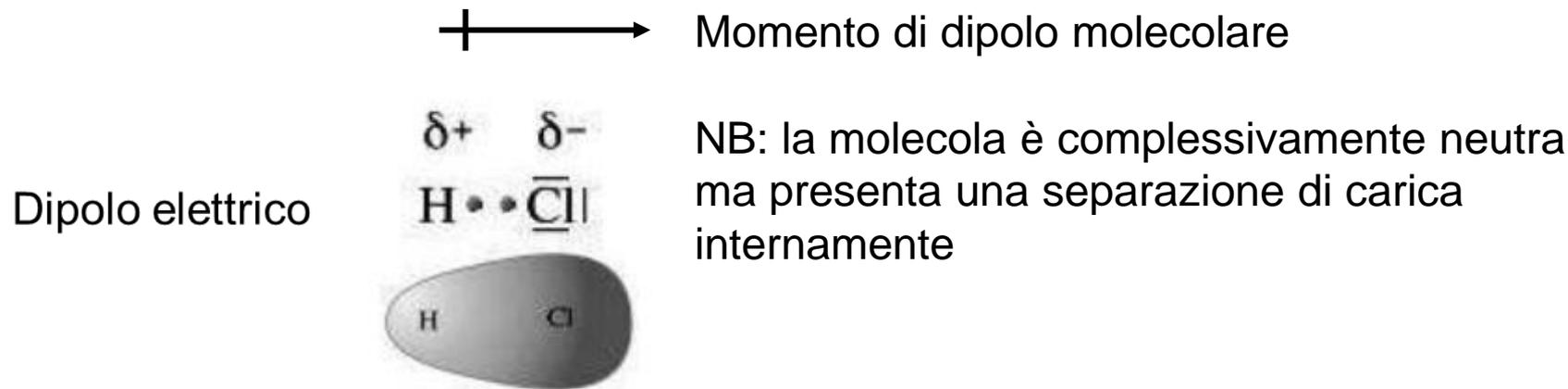
Legame covalente polare

Quando il legame covalente si forma tra atomi che presentano un diverso valore di elettronegatività, la nube elettronica degli elettroni che costituiscono il legame covalente è concentrata sull'atomo più elettronegativo. Si parla in questo caso di **legame covalente polare**.

Abbiamo visto che nel legame covalente puro, gli elettroni vengono condivisi tra atomi dello stesso elemento. Ciascun atomo li attrae con la medesima elettronegatività e pertanto non c'è ragione di pensare che si possa avere un addensamento di **carica elettrica** negativa prevalentemente su uno o sull'altro dei due nuclei. In altri casi però gli atomi che formano il legame covalente appartengono ad elementi diversi che presentano una diversa elettronegatività. Consideriamo ad esempio la molecola dell'acido Cloridrico (HCl) nella quale H e Cl condividono una coppia di elettroni.



La coppia di elettroni che costituisce il legame covalente risulta spostata verso l'atomo più elettronegativo (in questo caso il Cl). Quest'ultimo acquista quindi una carica parzialmente negativa (δ^-), mentre l'altro atomo (nel nostro caso H) assume una carica parzialmente positiva (δ^+). Si viene a creare pertanto un **dipolo** (due poli) ed il legame corrispondente viene chiamato **legame covalente polare**.

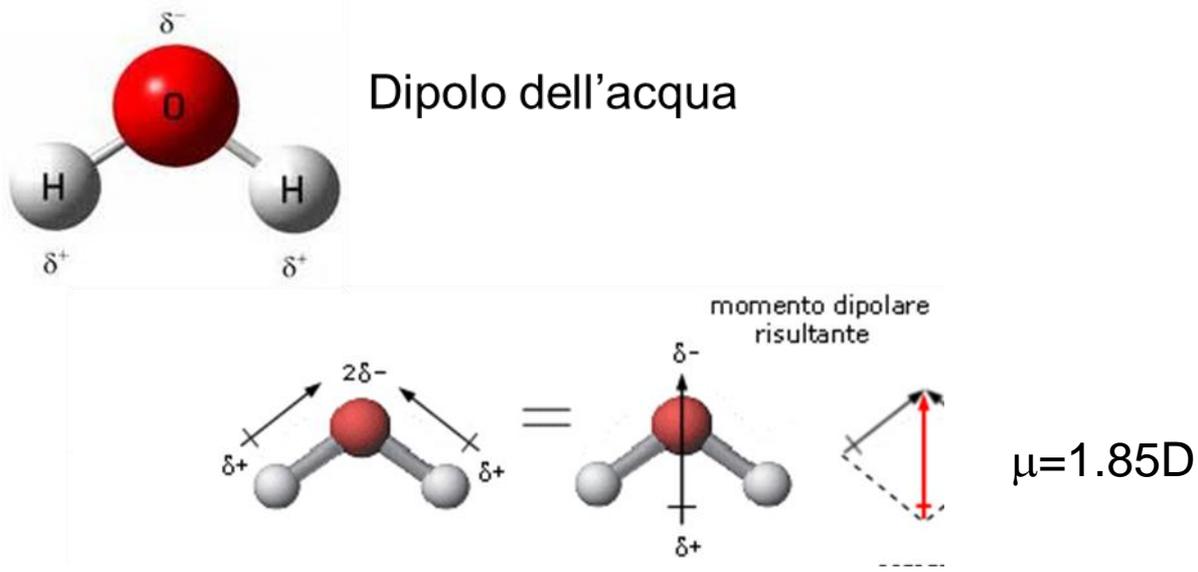


il momento dipolare di un simile dipolo viene definito dal prodotto della carica elettrica δ positiva o negativa per la distanza r dei centri delle due cariche elettriche e cioè:

momento dipolare o dipolo elettrico = $\mu = \delta \times r$ (debye, D; SI, Coulomb * metro)

momento di dipolo, è una grandezza vettoriale con verso diretto verso il polo negativo

è una **grandezza vettoriale additiva** - il momento di dipolo di una molecola intera è la somma vettoriale dei singoli momenti dipolari

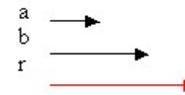


Il momento dipolare totale è uguale alla somma vettoriale dei momenti dipolari dei singoli legami

Somma di vettori

1.

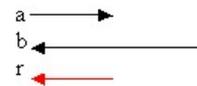
◆ Stessa direzione e verso



Il vettore somma avrà la stessa direzione e lo stesso verso dei primi due e per modulo la somma dei due moduli.

2.

◆ Stessa direzione, ma verso opposto

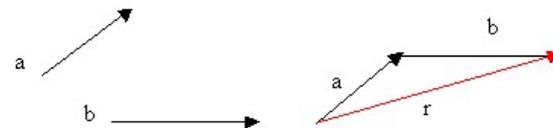


Il vettore somma avrà la stessa direzione dei due vettori, come verso quello con intensità maggiore e come modulo la differenza dei moduli.

3.

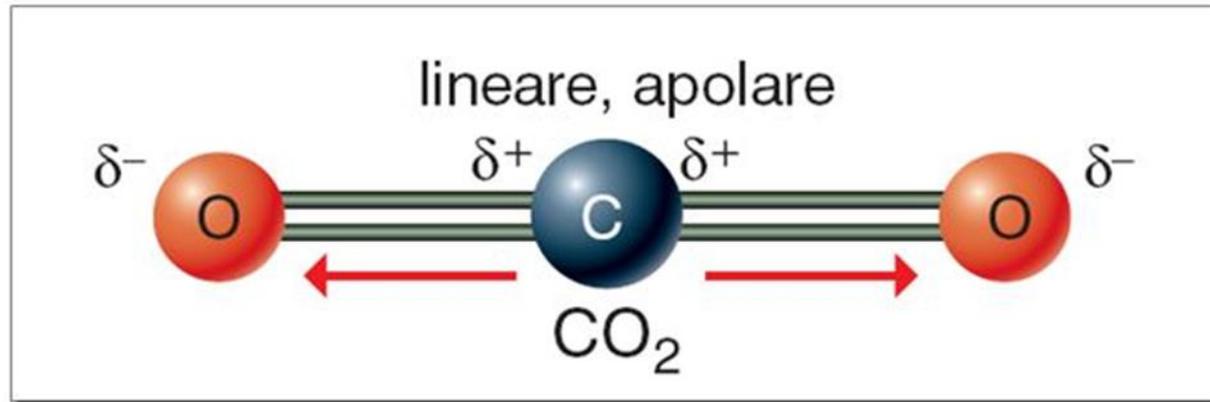
◆ Direzione diversa

3. Regola del triangolo:



Si fa coincidere il primo estremo di \mathbf{b} con il secondo di \mathbf{a} . Il terzo lato che serve a completare il triangolo sarà il vettore somma.

La polarità di una molecola dipende sia dalla presenza di legami covalenti sia dalla geometria

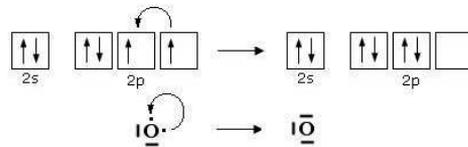
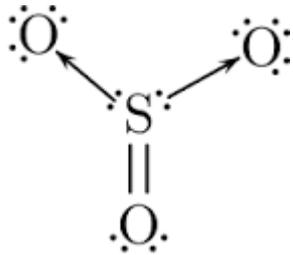


Uno speciale legame covalente: il legame coordinativo o dativo

Si forma quando la coppia di elettroni di legame proviene da uno solo dei due atomi o tra due atomi stessa molecola o tra atomo di una molecola e catione H^+

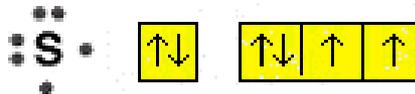
atomo donatore ed **atomo accettore**

Atomo donatore deve avere ancora una coppia di elettroni non di legame in uno stesso orbitale («**lone pair**» o **doppietto solitario**) e l'accettore deve avere un orbitale vuoto

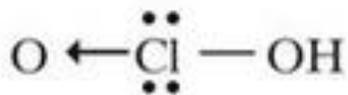


Un orbitale p rimane così vuoto, e può accettare la coppia di elettroni dallo zolfo

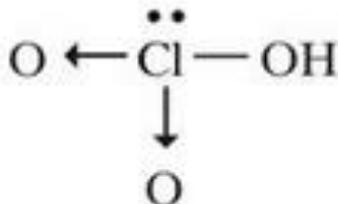
Anidride solforica



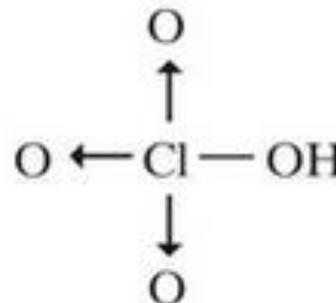
$[Ne] 3s^2 3p^4$



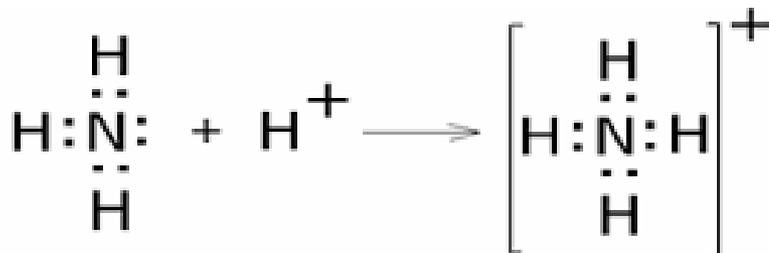
HClO₂
acido cloroso



HClO₃
acido clorico



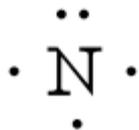
HClO₄
acido perclorico



La carica non localizzata su un atomo
7 protoni nucleo N, 4 protoni per H
10 elettroni - carica +



ione ammonio



Distanza (lunghezza) di legame

- Tanti più elettroni partecipano al legame, tanto minore
- Al diminuire della distanza di legame, aumenta energia di legame
- Dipende anche dalla natura degli atomi
- Unità di misura: angstrom (\AA) 10^{-10} m

Legami semplici		Doppi legami		Tripli legami	
H-C	109	C=C	135	C \equiv C	120
H-N	100	C=N	130	C \equiv N	116
H-O	96	C=O	122		
C-C	154				
C-N	147				
C-O	143				
C-Cl	176				
C-Br	194				
C-I	214				

Energia di legame

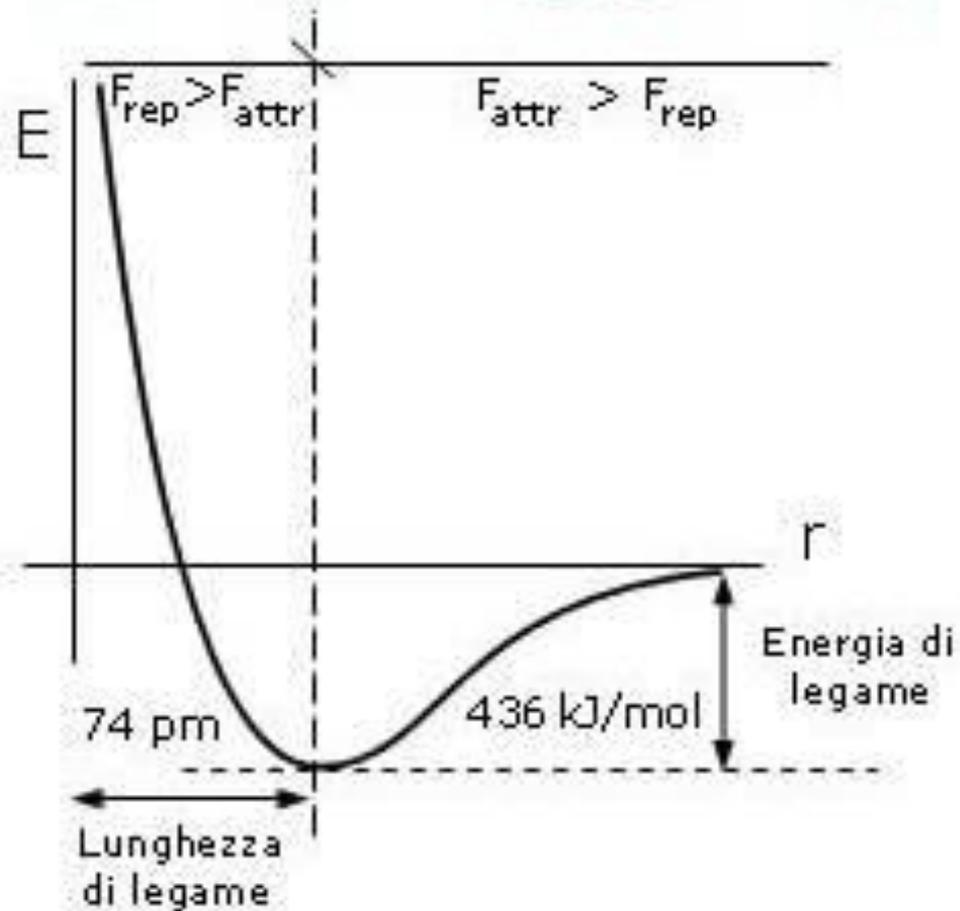
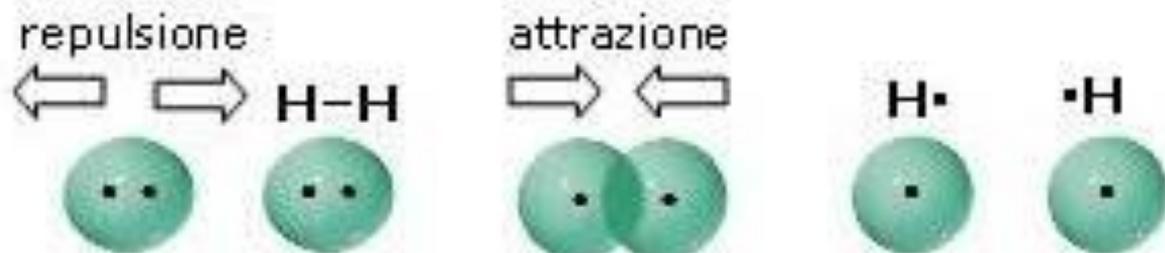
Legame - maggiore stabilità *energetica* (il contenuto energetico del composto finale è inferiore a quello complessivo degli atomi di partenza)

Legame- liberazione di energia (energia di legame - $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) uguale e di segno opposto a quella necessaria a rompere il legame

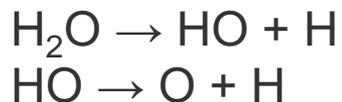
Tanto più alta, tanto più stabile il legame

Molecole biatomiche

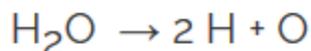
Molecola	Energia di dissociazione
H ₂	104 kcal mol ⁻¹
HF	135 kcal mol ⁻¹
HCl	103 kcal mol ⁻¹
HBr	87 kcal mol ⁻¹
HI	71 kcal mol ⁻¹
F ₂	38 kcal mol ⁻¹
Cl ₂	58 kcal mol ⁻¹
Br ₂	46 kcal mol ⁻¹
I ₂	36 kcal mol ⁻¹
N ₂	225 kcal mol ⁻¹
O ₂	118 kcal mol ⁻¹
Li ₂	26 kcal mol ⁻¹



Molecole poliatomiche che contengono **più legami A-B**



legame O-H: le due energie di dissociazione sono diverse



Si definisce una energia di legame media

1

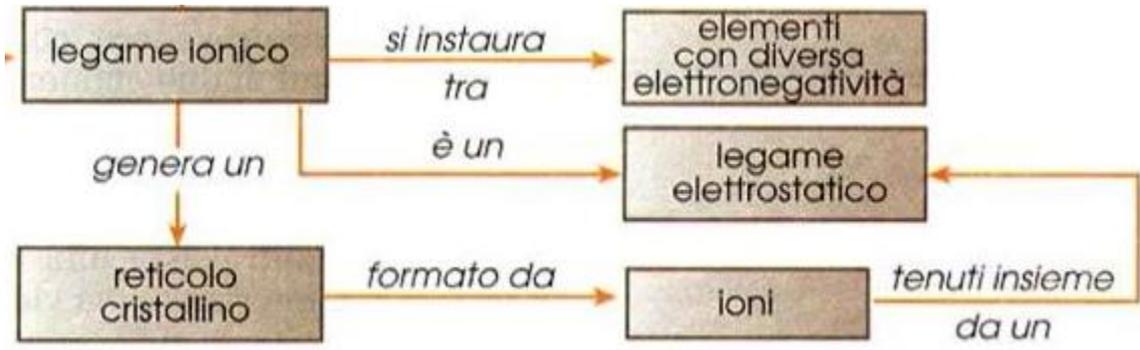
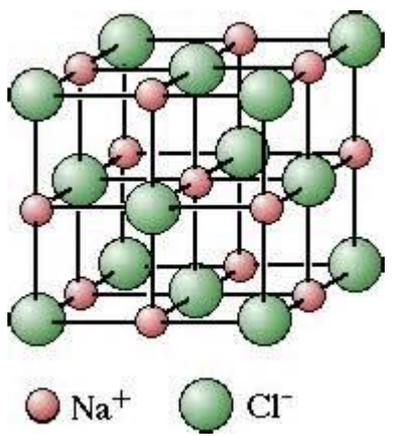
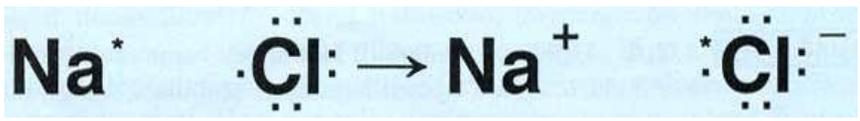
Energie medie di legame

Legame	Energia
H-H	104 kcal mol ⁻¹
C-H	99 kcal mol ⁻¹
N-H	84 kcal mol ⁻¹
S-H	88 kcal mol ⁻¹
C-C	79 kcal mol ⁻¹
C=C	141 kcal mol ⁻¹
C≡C	150 kcal mol ⁻¹
C≡N	161 kcal mol ⁻¹
C=O	160 kcal mol ⁻¹
O-H	110 kcal mol ⁻¹
N≡N	170 kcal mol ⁻¹

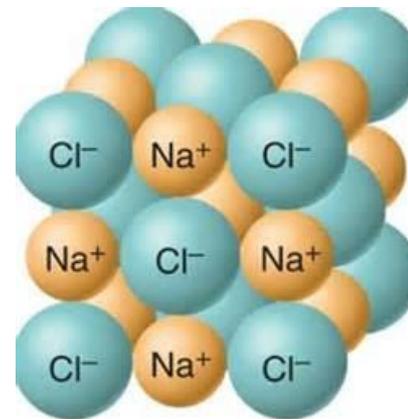
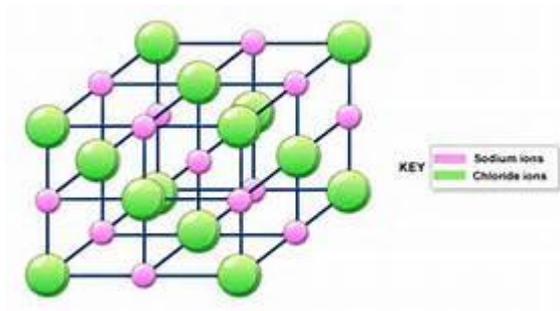
Quanto maggiore è la differenza di elettronegatività fra i due atomi che formano il legame, tanto più elevata è la polarità del legame. Quando la differenza di elettronegatività fra i due elementi che intendono legarsi è superiore a 1.9, avviene un trasferimento di elettroni dall'atomo meno elettronegativo all'atomo più elettronegativo. Si realizza in questo caso un **legame ionico**.

Legame ionico: forza di attrazione elettrostatica che si stabilisce tra due ioni di carica opposta.

- Il legame ionico si forma tra atomi o gruppi di atomi tra i quali sia avvenuto uno scambio di elettroni: l'atomo o il gruppo atomico che cede elettroni si trasforma in ione positivo (catione), l'atomo o il gruppo atomico che acquista elettroni si trasforma in ione negativo (anione).
- Questo legame comporta una forte interazione attrattiva elettrostatica e si definisce **ionico** perché l'attrazione riguarda ioni di segno opposto, che si formano a partire da atomi neutri di elementi diversi con elettronegatività differente



Poichè un campione massivo di materia è elettricamente neutro, i composti contenenti ioni, contengono sempre sia cationi che anioni, in modo da neutralizzare la carica complessiva



NaCl crystal

Legami deboli o Forze intermolecolari (di van der Waals)

- I legami deboli includono le interazioni tra molecole o molecole-ioni
- legami intermolecolari hanno una forza nettamente inferiore rispetto a quella dei legami interatomici; scisse per innalzamento della temperatura (0.05 e 40 kJ/mol)

•interazioni dipolo/dipolo:

tra le estremità opposte delle molecole polari (forze di orientamento o di Keesom)

•interazioni dipolo/dipolo

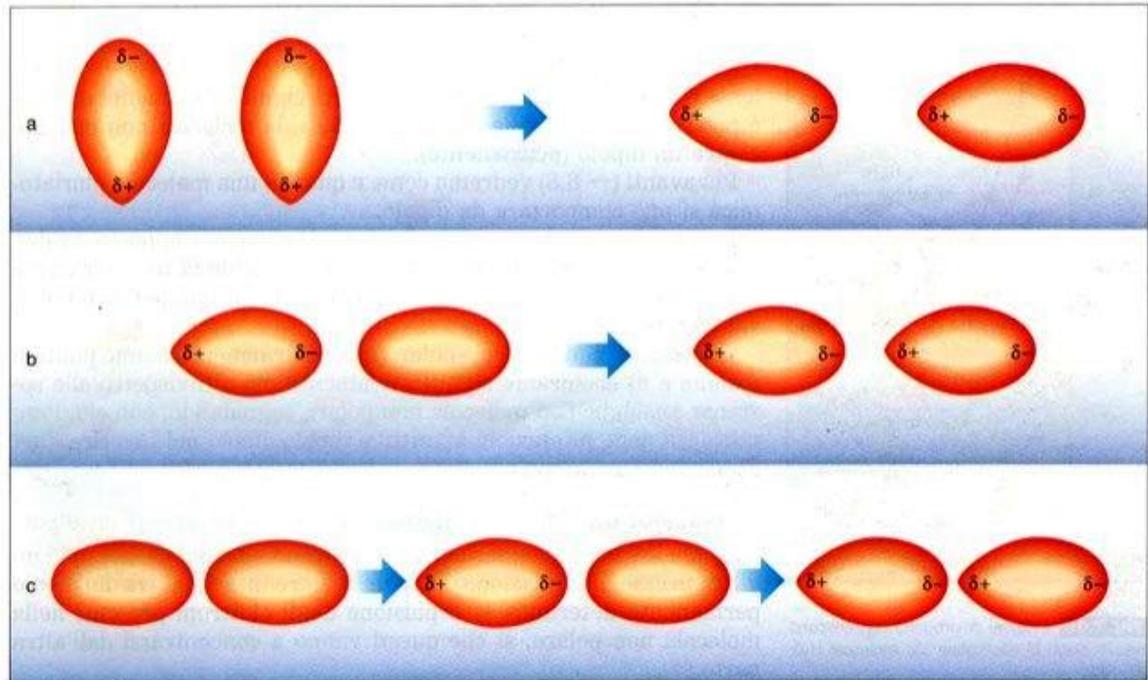
indotto: tra molecole con dipolo permanente che inducono la formazione di dipoli. (forze di Debye)

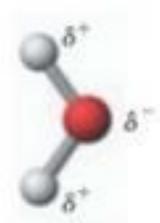
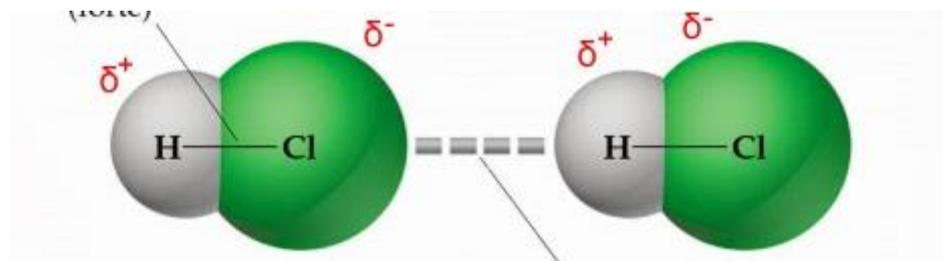
• Forze di London o dipolo

istantaneo: interazioni tra molecole non polari, dovute a dipoli istantanei

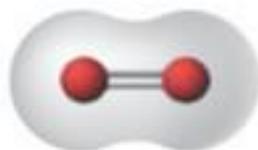
a) Interazioni dipolo-dipolo. Le due molecole si orientano in maniera tale che le polarità opposte siano vicine.

b) Un dipolo induce la polarizzazione in una molecola non polare.
c) Una molecola non polare diventa un dipolo istantaneo.



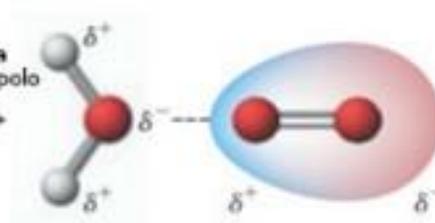


H₂O



O₂

Il dipolo dell'acqua
distorce la nuvola elettronica
di O₂, trasformandola in dipolo



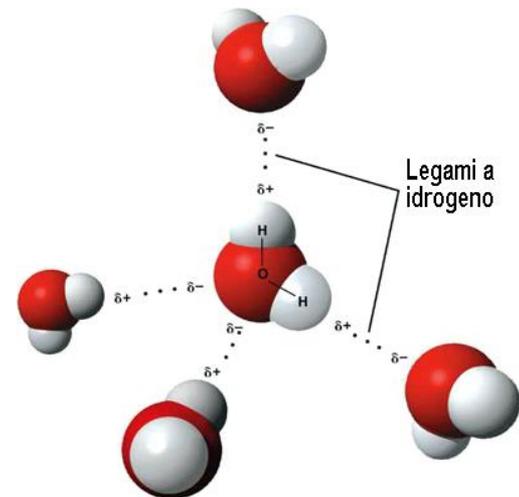
Legame idrogeno

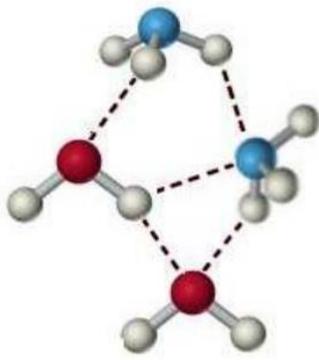
Il **legame a idrogeno** o **ponte a idrogeno** è un caso particolare di forza intermolecolare in cui è implicato un **atomo di idrogeno** coinvolto in un legame covalente con elementi **molto elettronegativi** (come fluoro (F), ossigeno (O), azoto (N)), i quali attraggono a sé gli elettroni di valenza, acquisendo una parziale carica negativa (δ^-) **lasciando l'idrogeno con una parziale carica positiva (δ^+)**. Il legame a idrogeno si forma quando la parziale carica positiva dell'idrogeno viene in contatto con un doppietto elettronico di un elemento fortemente elettronegativo (fluoro, ossigeno o azoto), il quale lega l'H (che viene definito *accettore*, invece l'elemento dove è legato l'H viene definito *donatore*)

Acqua, ammoniaca, fluoruro di idrogeno

Energia di legame (20-50 kJ/mol) superiore a quella delle altre forze intermolecolari

E' un legame altamente direzionale, atomi devono essere allineati lungo lo stesso asse



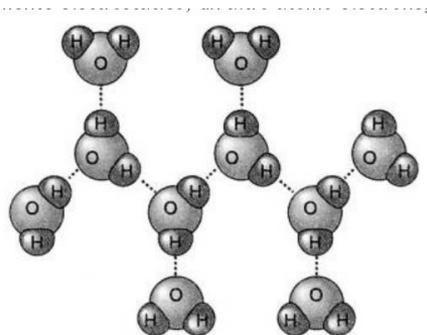


Legami idrogeno tra ammoniaca e acqua

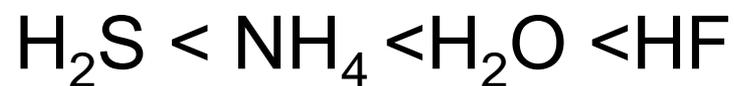
Proprietà fisiche delle sostanze che possono formare legami idrogeno

Mantiene le molecole interessate più distanti fra loro rispetto agli altri tipi di legami-densità.

Allo stato solido una molecola d'acqua è legata con legame idrogeno ad altre quattro molecole, allo stato liquido questa struttura viene demolita e le molecole non sono più costrette in una struttura espansa come quella del solido, è per questo che il ghiaccio è meno denso dell'acqua, la temperatura infatti induce la rottura di alcuni legami idrogeno presenti nel ghiaccio e ciò permette alle molecole di compattarsi



La forza del legame H cresce al crescere dell'elettronegatività dell'atomo a cui legato l'H



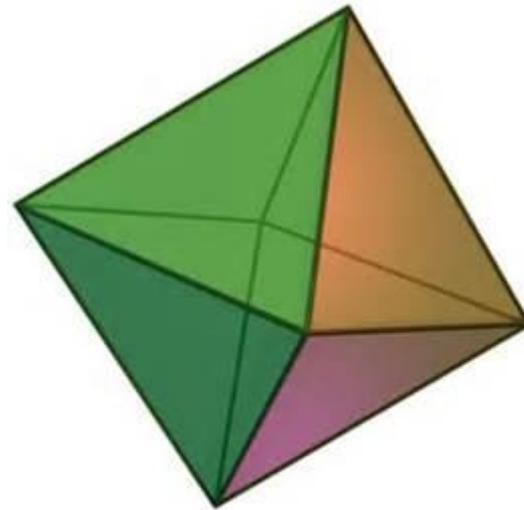
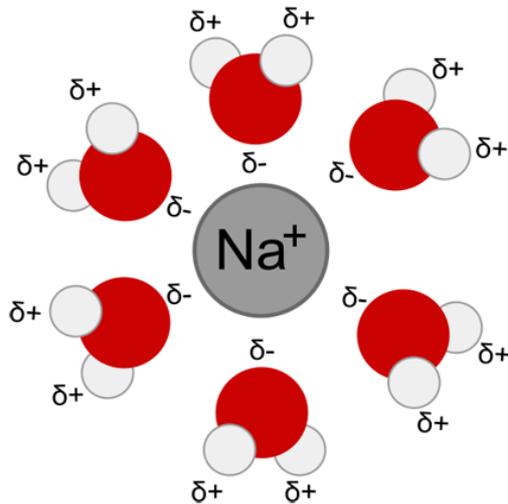
Elettronegatività (Pauling)

H 2.20																	He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
K 0.82	Ca 1.0	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 2.9
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.80	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6
Cs 0.79	Ba 0.89	La 1.10	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 1.87	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

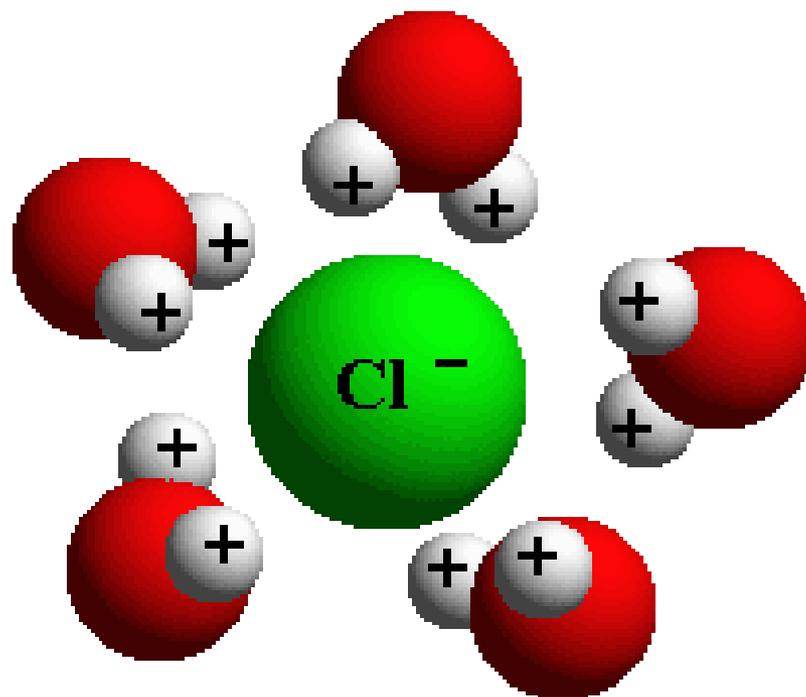
Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.14	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.29	Tb 1.2	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27
Th 1.1	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.3	Cm 1.3	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr

Interazioni ione-dipolo

Tra le cariche unitarie di uno ione e la frazione di carica di segno opposto di un dipolo (tra 5 e 60 kJ/mol)



Solvatazione o idratazione dello ione



Transizioni di fase

Una sostanza può esistere in tre stati fisici:

solido liquido gassoso

Il processo in cui una sostanza passa da uno stato fisico ad un altro è noto come **transizione di fase** o **cambiamento di stato**

Vi sono sei possibili tipi di transizione di fase:

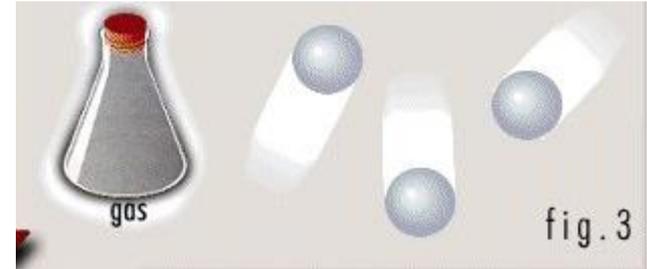
- solido → liquido fusione
- solido → gas sublimazione
- liquido → solido congelamento o solidificazione
- liquido → gas evaporazione
- gas → liquido condensazione o liquefazione
- gas → solido condensazione o deposizione (brinamento)

Scrittura in formule:

- $\text{H}_2\text{O (s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$ fusione
- $\text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$ evaporazione
- $\text{H}_2\text{O (s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$ sublimazione

Stato gassoso: movimento disordinato delle molecole con elevata energia cinetica

- Non hanno forma
- Possono espandersi
- Possono essere compressi
- Sono completamente miscibili



Stato liquido: stato intermedio. Le molecole sono più vicine, meno libere di muoversi, ma ancora disordinate



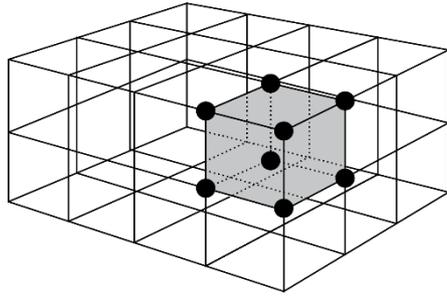
Stato solido: energia cinetica non prevale sulle forze di interazione intermolecolare. Non libertà di movimento ma solo possibilità di oscillazioni intorno ad una posizione di equilibrio (moti vibrazionali). Molecole occupano **posizioni stabili e**, in molti solidi, **regolari**.



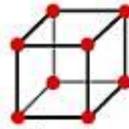
Normalmente i solidi hanno una struttura interna ordinata (STRUTTURA CRISTALLINA) Esistono anche solidi che non hanno una struttura cristallina: sono detti solidi-amorfi

Particelle (atomi, molecole o ioni) si presentano in una distribuzione regolare e periodica che può essere descritta con un modello geometrico regolare a reticolo formato da un insieme di punti detti nodi che sono le stesse particelle del solido

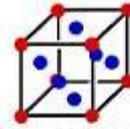
- ionici
- molecolari
- covalenti
- covalenti metallici



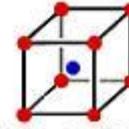
Unità strutturale ripetitiva nelle 3 dimensioni : cella elementare



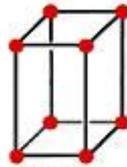
Simple cubic



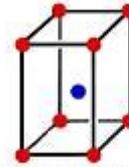
Face-centered cubic



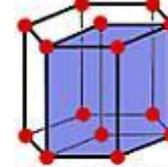
Body-centered cubic



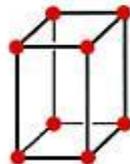
Simple tetragonal



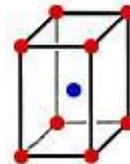
Body-centered tetragonal



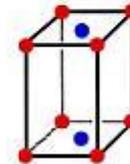
Hexagonal



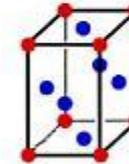
Simple orthorhombic



Body-centered orthorhombic



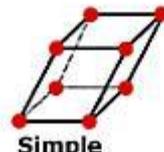
Base-centered orthorhombic



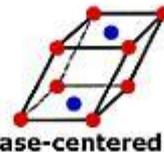
Face-centered orthorhombic



Rhombohedral



Simple Monoclinic



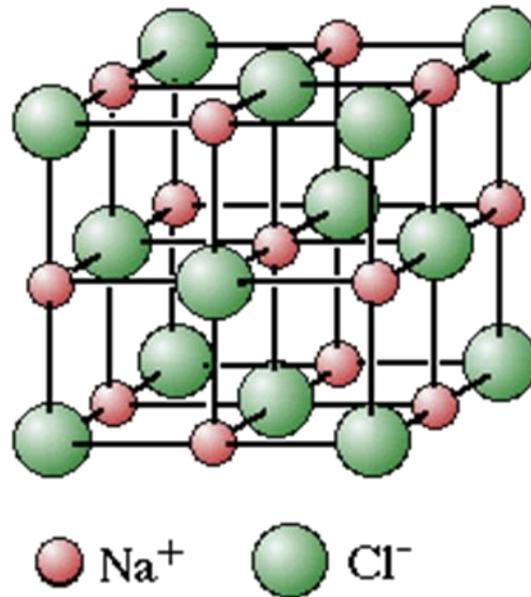
Base-centered monoclinic



Triclinic

IONICI

L'edificio cristallino è costituito da ioni mono- o poliatomici trattenuti tra loro da intense interazioni elettrostatiche di tipo coulombiano



Duri e fragili, si sfaldano se colpiti lungo un piano
Punti di fusione elevati
Solubili in acqua (solventi polari)

Solidi molecolari

Sono costituiti da singole molecole mono- o poliatomiche (I_2 , H_2 , O_2 , CO_2 , H_2O e gran parte dei composti organici) tenute assieme nel reticolo cristallino dalle forze di van der Waals.

Le energie intermolecolari di natura attrattiva nei cristalli molecolari sono comprese fra 10-70 kJ/mol, energie molto inferiori a quella dei legami chimici (200-1000 kJ/mol)

I cristalli molecolari sono **molto teneri**, hanno **basse temperature di fusione** (< 400 °C o decompongono prima di fondere) e sono **molto volatili**

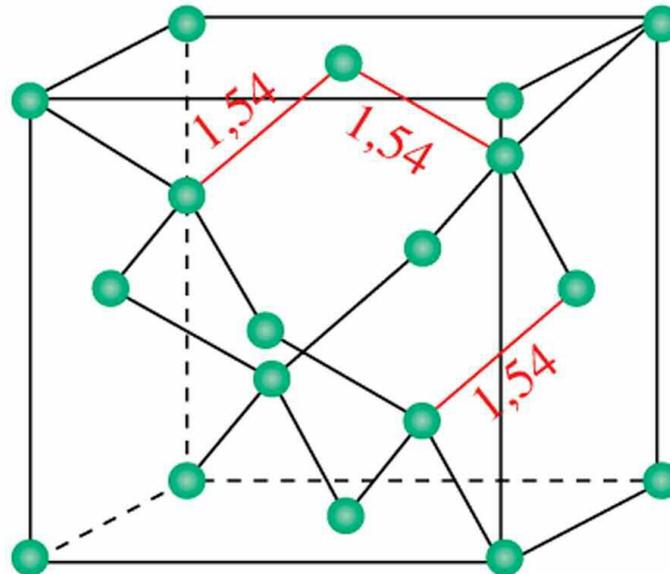
Solidi Covalenti

Atomi nel cristallo sono tutti direttamente legati tramite legami di natura covalente, di modo che nel cristallo non sono individuabili singole molecole (il cristallo può essere visto come un'unica macromolecola)

L'energia dei legami nei cristalli covalenti è molto elevata, simile a quella dei legami covalenti.

Diamante, duro e alto fondente (4100 °C)

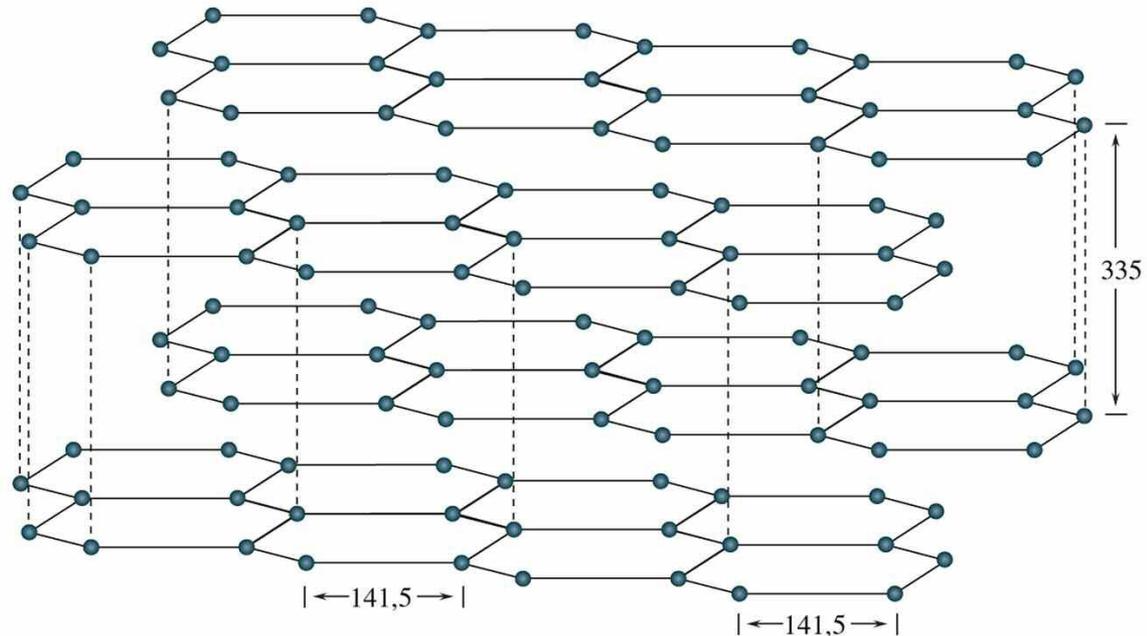
Ogni atomo di C lega covalentemente ai 4 atomi di C posti ai vertici di un tetraedro al cui centro c'è l'atomo in questione



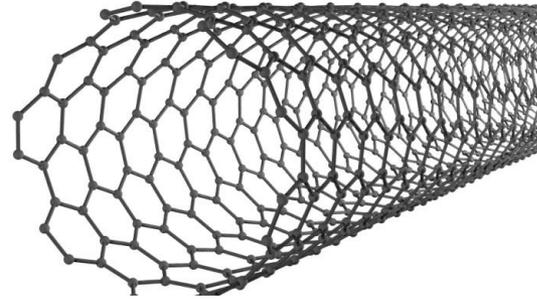
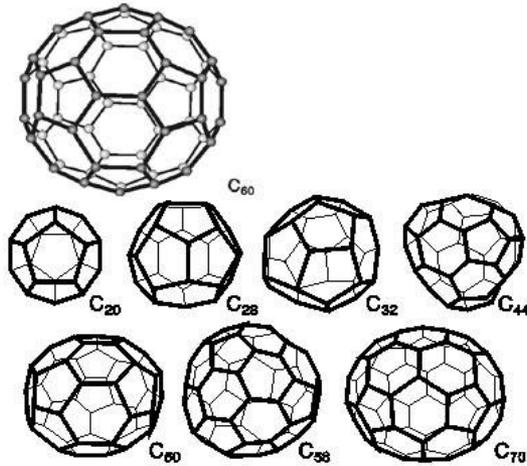
Struttura della grafite

Costituiti da strati di atomi legati tra loro covalentemente (come nei cristalli covalenti) ma i cui singoli strati sono trattenuti tra loro solo dalle forze di *van der Waals* (come tra le molecole nei cristalli molecolari)

Strutture planari costituite da anelli esagonali condensati

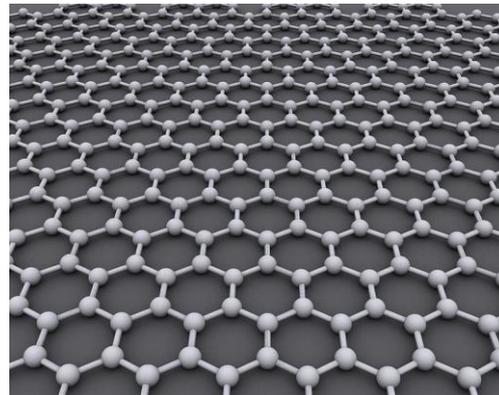


Fullerene



Grafene

Strato monoatomico di atomi di carbonio (avente cioè uno spessore equivalente alle dimensioni di un solo atomo). Ha la resistenza meccanica del diamante e la flessibilità della plastica



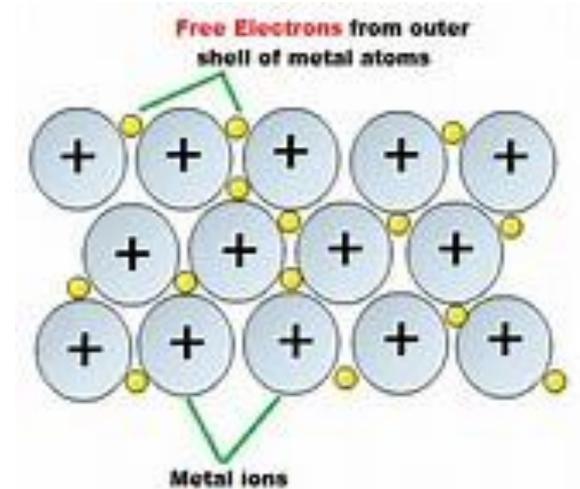
Solidi Metallici

Tranne Hg, tutti i metalli solidi a T ambiente

Reticolo compatto di cationi (+) metalli
elettroni di valenza delocalizzati (legame metallico)
poco attratti dai cationi

Possiamo quindi immaginare un cristallo metallico come costituito da un reticolo di ioni positivi immersi in un mare di elettroni che ne costituiscono l'elemento legante.

Questo modello spiega alcune proprietà caratteristiche dei metalli: sono buoni conduttori infatti gli elettroni sono liberi di muoversi all'interno del reticolo cristallino; sono **duttili**, cioè possono essere trasformati in fili sottili e sono **malleabili** (cioè possono essere ridotti in lamine) infatti gli elettroni mobili permettono agli ioni positivi del metallo di "scivolare" gli uni sugli altri, senza compromettere la compattezza della struttura.



I gas ideali

Temperatura, Volume, Pressione

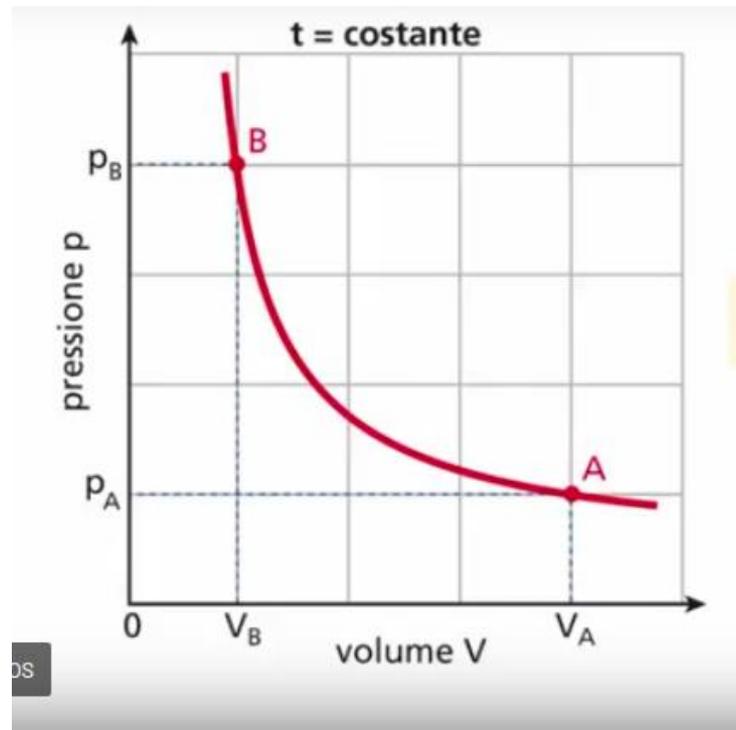
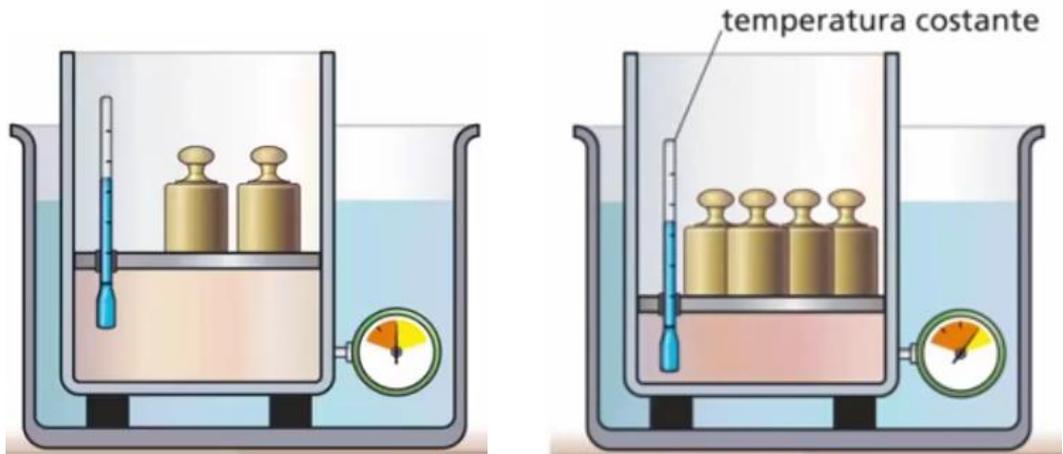
Per gas ideale si intende un gas che possieda le seguenti proprietà

- le molecole sono puntiformi e pertanto hanno un volume trascurabile;
- interagiscono tra loro e con le pareti del recipiente mediante urti perfettamente elastici (ovvero non vi è dispersione di energia cinetica durante gli urti);
- non esistono forze di interazione a distanza tra le molecole del gas: le molecole si dicono non interagenti;
- le molecole del gas sono identiche tra loro;
- il moto delle molecole è casuale e disordinato in ogni direzione

Legge di Boyle (trasformazioni isoterme)

$$PV = \text{costante}$$

$$P_i V_i = P_f V_f$$



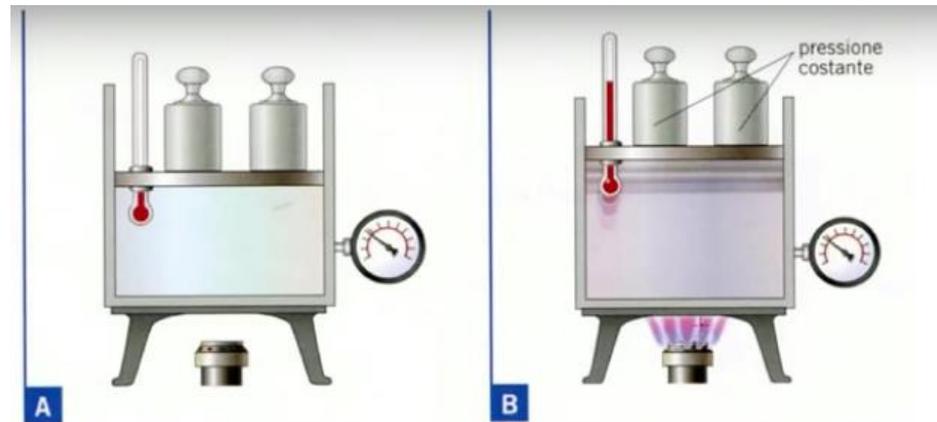
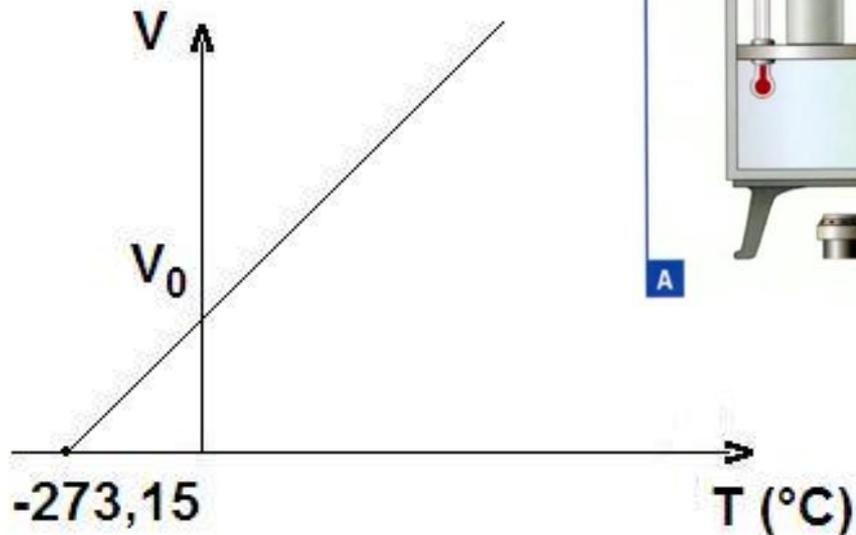
Unità di misura della Pressione

- pascal (Pa), nel Sistema internazionale, 1 newton su metro quadrato (1 N/m^2) o $\text{kg}\cdot\text{m}^{-1}\cdot\text{s}^{-2}$.
- bar ($10^5 \text{ Pa} = 10 \text{ N/cm}^2$) (sono di larga diffusione anche alcuni dei sottomultipli del bar, in particolare il millibar e il microbar).
- Torr (mm Hg), pressione esercitata da una colonna di mercurio alta 1 mm ($133,3 \text{ Pa}$)
- atmosfera (atm), approssimativamente pari alla pressione esercitata dall'atmosfera terrestre al livello del mare ($101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$)
- chilogrammo forza (kg_f), al cm^2 o al m^2 .

Prima legge di Gay-Lussac o legge di Charles (trasformazioni isobare)

$$V/T = \text{costante}$$

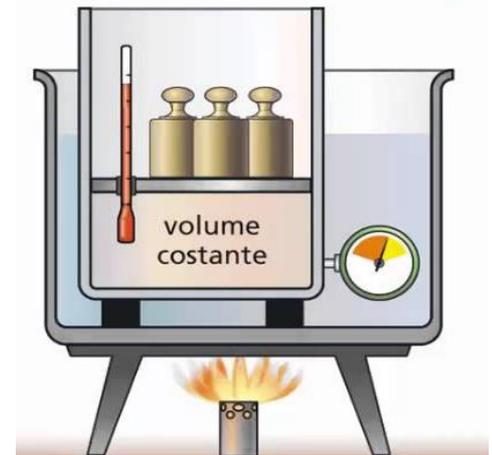
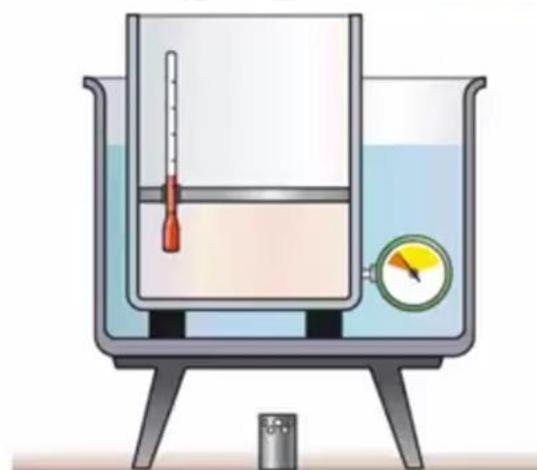
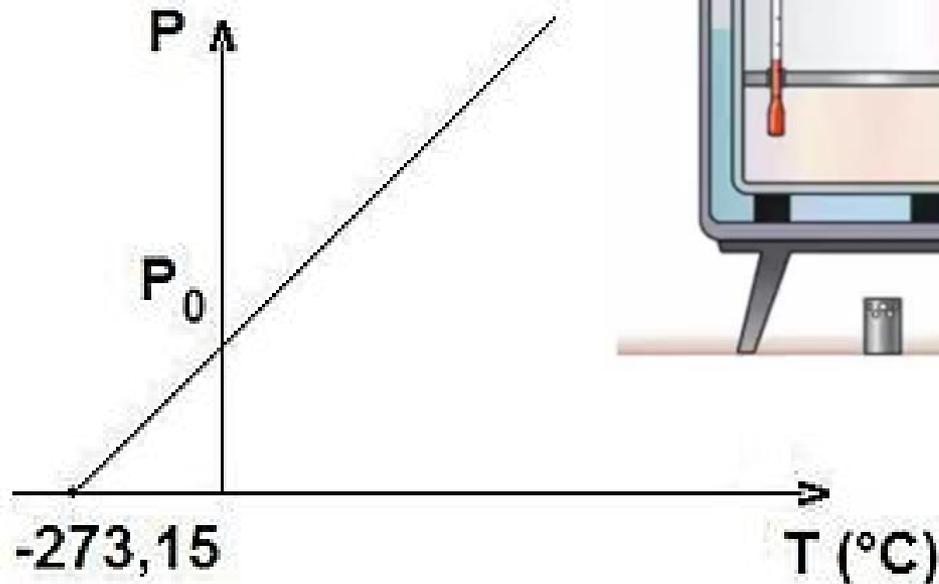
$$V_i/T_i = V_f/T_f$$



Seconda legge di Gay-Lussac (trasformazioni isocore)

$$P/T = \text{costante}$$

$$P_i/T_i = P_f/T_f$$



Principali trasformazioni dei gas

Grandezze che variano	Grandezza che rimane costante	Nome della trasformazione
Pressione Volume	\div Temperatura	Isoterma
Volume Temperatura	Pressione	Isòbara
Pressione Temperatura	Volume	Isocòra

Equazione di stato dei gas perfetti (legge universale dei gas)

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

R = costante universale dei gas

Misurando la pressione P in atmosfere, il volume V in litri e la temperatura T in Kelvin, risulta:

$$R = 0,0821 \frac{l \cdot atm}{mol \cdot K}$$

Nel caso in cui la pressione P sia espressa in **Pascal**, il volume V in m³ e la temperatura T in Kelvin, si ha:

$$R = 8,314 \frac{J}{mol \cdot K}$$

La mole

Se mettiamo a confronto un atomo di rame, Cu (massa atomica 64u), e un atomo di ossigeno, O (massa atomica 16u), notiamo che l'atomo di rame è 4 volte più pesante dell'atomo di ossigeno.

Se ora consideriamo 2 atomi di rame e due atomi di ossigeno, notiamo che il rapporto delle loro masse è sempre di 4 : 1.

Se ora consideriamo invece dieci atomi di rame e dieci atomi di ossigeno il rapporto delle loro masse sarà sempre di 4 : 1

In generale se consideriamo n atomi di rame e n atomi di ossigeno, il rapporto tra le loro masse è sempre 4 : 1.

Massa atomica relativa ed assoluta

- **Massa atomica assoluta**
- Difetto di massa (differenza tra la somma delle masse dei protoni e neutroni e la massa effettiva del nucleo)
- **Unità di misura di massa atomica unificata** (u.m.a).-
1 uma è la massa equivalente alla dodicesima parte della massa del nucleo del ^{12}C
- **Massa atomica relativa** = *massa atomica assoluta (Kg) / $1,660538 \cdot 10^{-27}$ (Kg)* (peso atomico relativo o peso atomico)

Se prendiamo 64 g di rame, cioè una massa uguale alla massa atomica del rame espressa in **grammi**, e 16 g di ossigeno, cioè una massa uguale alla massa atomica dell'ossigeno espressa in grammi, allora entrambe le quantità contengono lo stesso numero n di atomi poichè le rispettive masse sono sempre nel rapporto di 4 : 1.

Le n particelle con massa complessiva pari alla massa atomica espressa in grammi costituiscono una ben precisa quantità chiamata **mole**, che è l'**unità di misura** della **quantità di sostanza**, una delle sette **grandezze fondamentali** del **Sistema Internazionale**.

Lo stesso ragionamento resterà valido se anzichè a degli atomi ci si riferisce a delle molecole.

$$1 \text{ mole} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ particelle (atomi o molecole)} \quad N_0 \text{ numero di Avogadro}$$

Conoscendo la **massa in grammi** m di una sostanza è possibile determinare il numero delle moli utilizzando la seguente formula:

$$n = \frac{m}{M}$$

nella quale:

n = numero moli (mol)

m = massa in grammi (g)

M = **massa molare** (g/mol)

La massa molare M di un composto rappresenta la massa in **grammi di una mole.**

Essa coincide numericamente con il valore della **massa molecolare** (o eventualmente con la **massa atomica**) solo che la sua **unità di misura è g/mol**.

Miscela di gas (ideale)

I singoli gas non reagiscono tra di loro, la miscela di gas si comporta come se fosse un unico gas ideale

$$P_{\text{tot}} \cdot V = n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T$$

Pressione parziale : la P che il gas considerato eserciterebbe se fosse l'unico gas nel volume considerato.

LEGGE DI DALTON: $P_{\text{tot}} = P_a + P_b + P_c$

$$P_a \cdot V = n_a \cdot R \cdot T$$

$$P_b \cdot V = n_b \cdot R \cdot T$$

$$P_c \cdot V = n_c \cdot R \cdot T$$

Sommando le 3 equazioni si ottiene:

$$P_a \cdot V + P_b \cdot V + P_c \cdot V = n_a \cdot R \cdot T + n_b \cdot R \cdot T + n_c \cdot R \cdot T$$

$$V (P_a + P_b + P_c) = RT (n_a + n_b + n_c)$$

$$P_a \cdot V = n_a \cdot R \cdot T$$

$$P_{\text{tot}} \cdot V = n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T$$

$$P_a / P_{\text{tot}} = n_a / n_{\text{tot}} \quad n_a / n_{\text{tot}} \text{ frazione molare del gas a}$$

$$P_a = P_{\text{tot}} \chi$$

Liquidi

Viscosità

La facilità con cui le molecole scorrono le une sulle altre – misura della resistenza che un fluido oppone allo scorrimento

Dipende dalle entità delle forze intermolecolari, simmetria delle molecole e dalle dimensioni

Dipende dalle temperatura

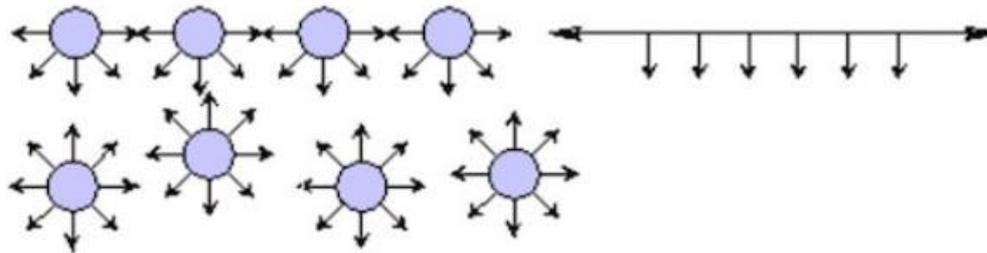
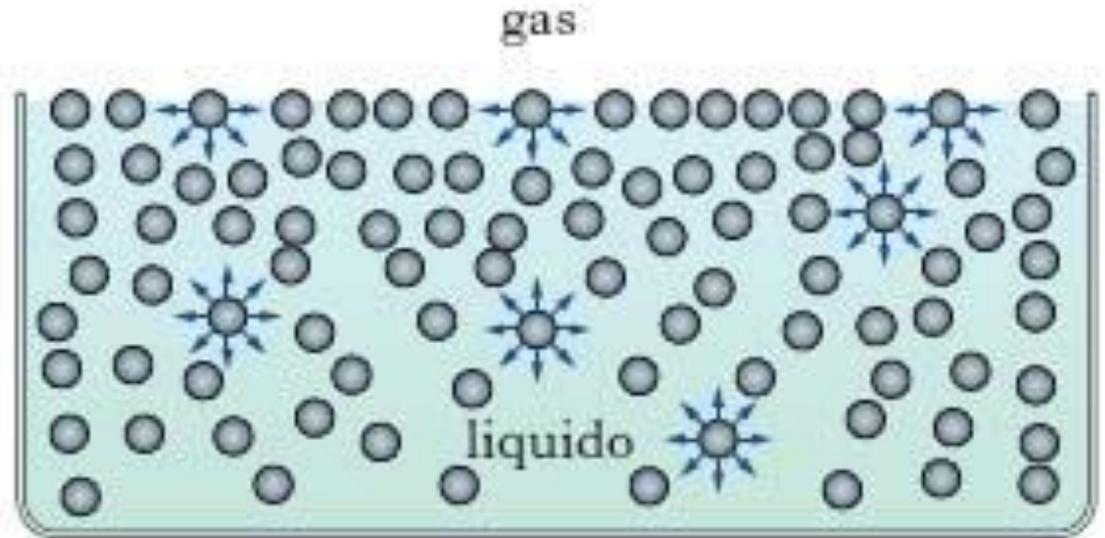


Liquidi



Tensione superficiale

Superficie di separazione →



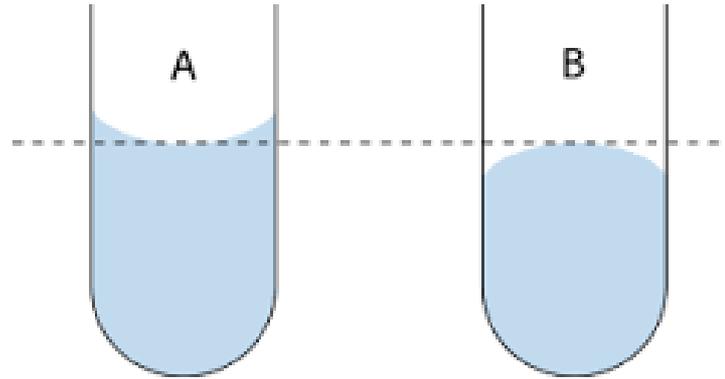
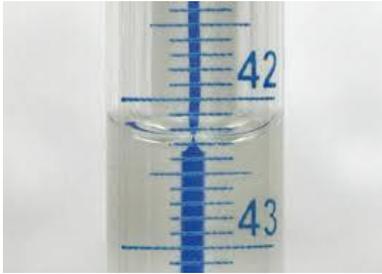
Definizione di tensione superficiale da un punto di vista quantitativo

Immaginiamo di effettuare idealmente un taglio della lunghezza di 1 cm nello strato superficiale di un liquido: viene indicata come tensione superficiale del liquido la **forza**, tangente alla superficie e perpendicolare al taglio, che tiene unite le due labbra di questo.

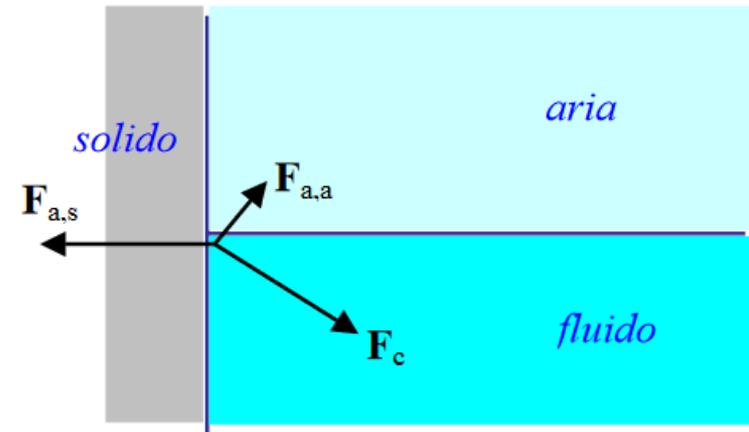
La tensione superficiale viene espressa in N/m e indicata con la lettera greca γ (gamma).

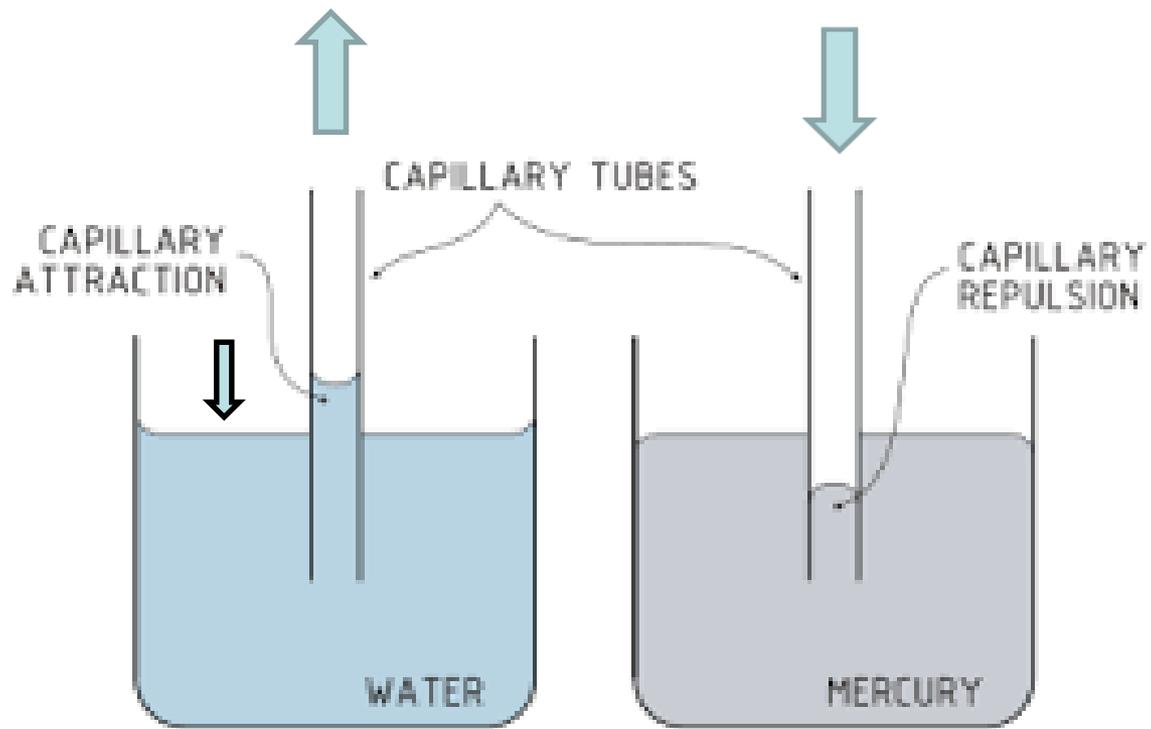
Nella tabella seguente sono riportati i valori della tensione superficiale di alcuni liquidi a contatto con l'**aria** calcolati alla **temperatura** di 20°C.

Liquido	Tensione superficiale (N/m)
Acqua	0,073
Mercurio	0,559
Benzene	0,029
Olio di oliva	0,0319

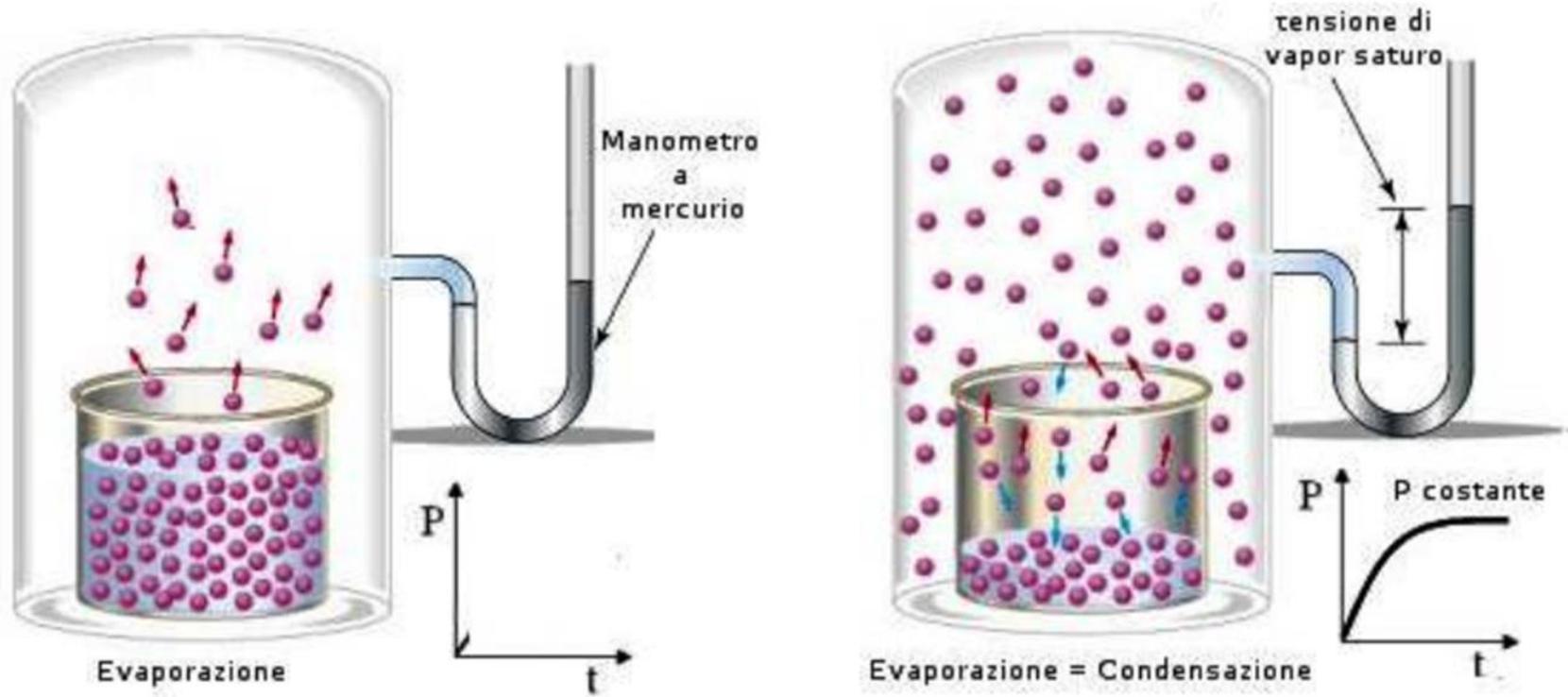


Le molecole di un liquido in vicinanza della parete sentono la forza di coesione del fluido \vec{F}_c diretta verso l'interno del fluido, la forza di adesione liquido-gas $\vec{F}_{a,a}$ diretta verso l'interno del gas, la forza di adesione liquido-solido $\vec{F}_{a,s}$ diretta verso l'interno del solido.



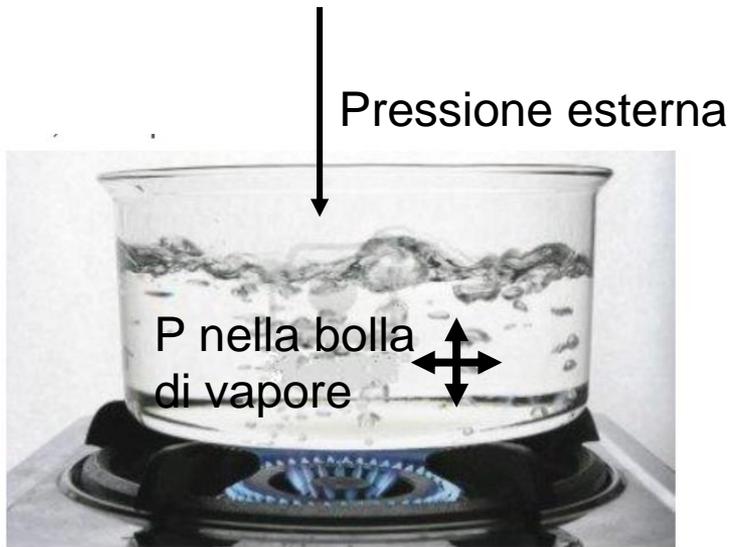


La tensione di vapore



Temperatura, massa molecolare, forze intermolecolari

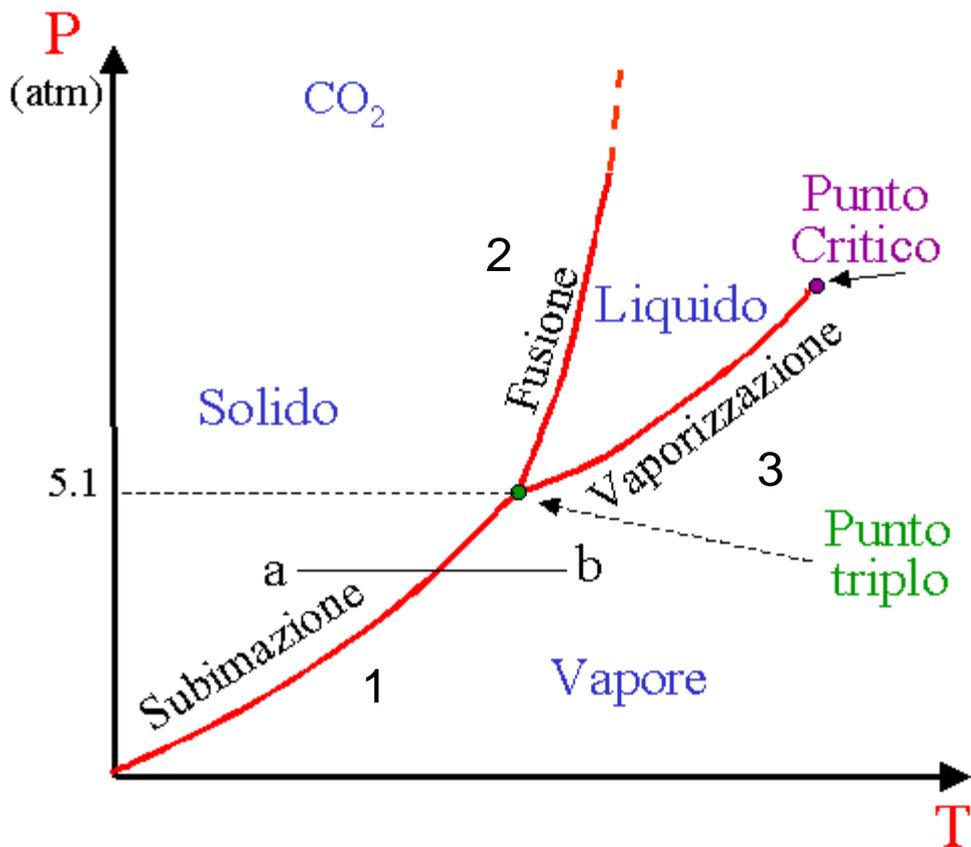
Punto di ebollizione



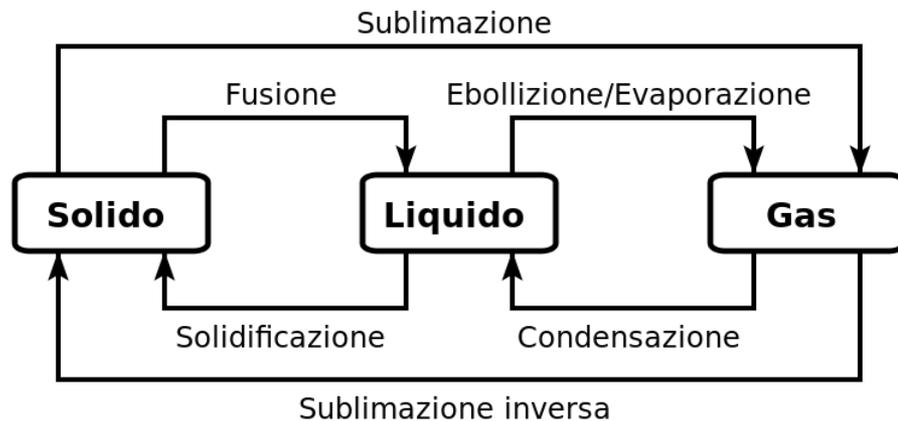
Il processo di ebollizione dell'acqua

la temperatura di ebollizione di un liquido è quella temperatura alla quale la tensione di vapore del liquido diviene uguale alla pressione atmosferica. Durante ebollizione T costante.

Un diagramma di fase rappresenta le regioni di temperatura e pressione di esistenza delle varie fasi di una sostanza

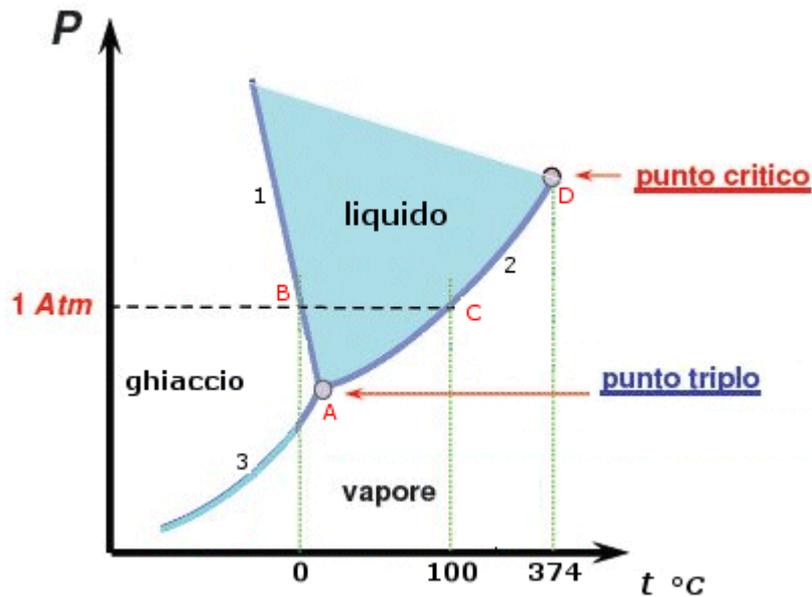


I punti di ebollizione e fusione sono di base correlati all'entità delle forze intermolecolari



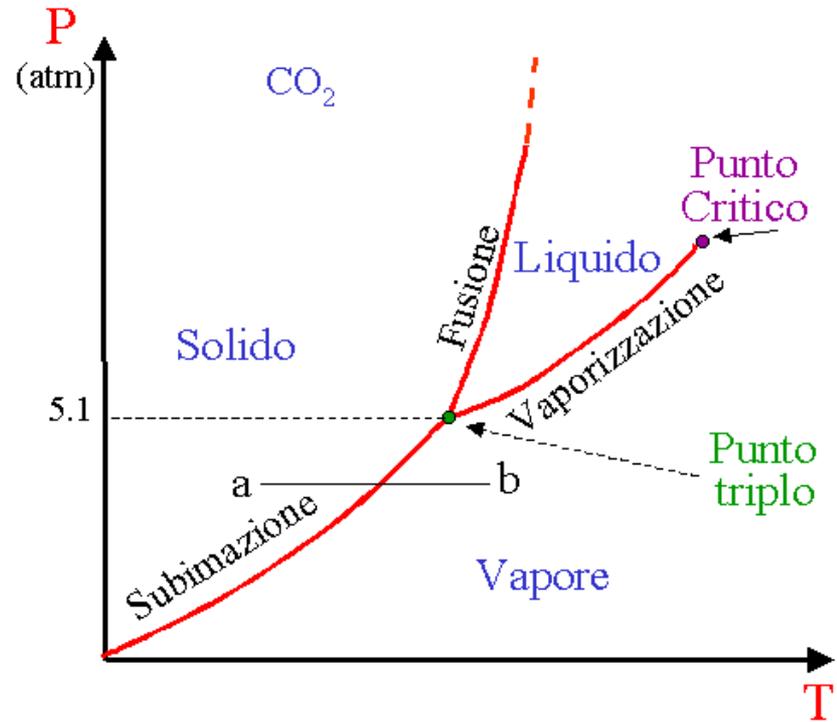
Effetto della pressione sul punto di fusione di un solido: Diagramma di fase dell'acqua

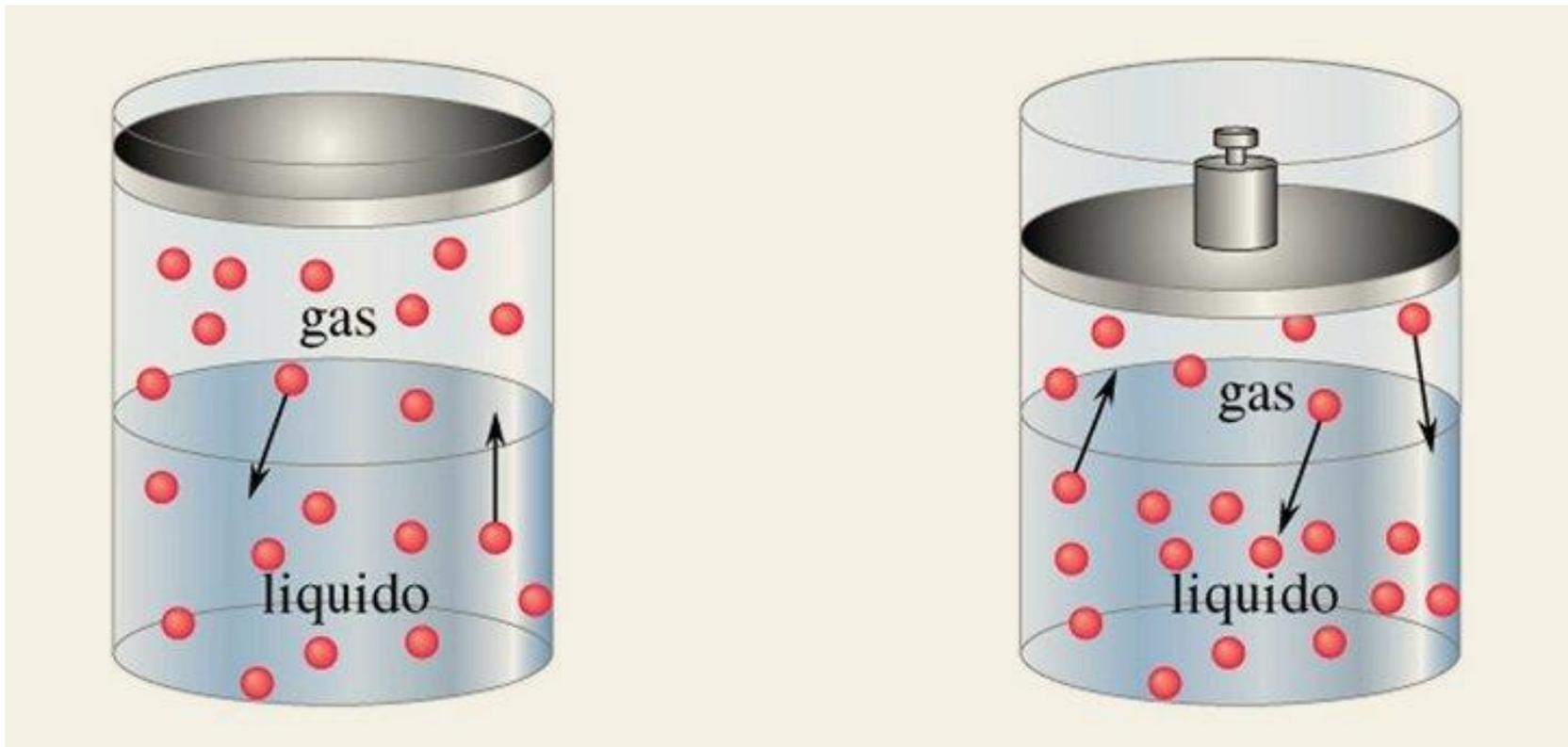
Per decidere se punto di fusione aumenta o diminuisca con la P: un aumento di pressione favorisce la formazione della fase più densa



Punto triplo 0.01°C , 4.56 Atm

Punto critico 374°C , $1.66 \times 10^5 \text{ Atm}$





Temperatura critica

Per ogni specie gassosa esiste una temperatura al di sopra della quale non è possibile liquefare il gas indipendentemente dalla pressione esercitata. Questa temperatura è detta **temperatura critica**.

Argon (-122,4 °C)

Bromo (310,8 °C)

Cloro (143,8 °C)

Fluoro (-128,85 °C)

Elio (-267,96 °C)

Idrogeno (-239,95 °C)

Kripton (-63,8 °C)

Neon (-228,75 °C)

Azoto (-146,9 °C)

Ossigeno (-118,6 °C)

Anidride carbonica (31,04 °C)

Xenon (16,6 °C)

Acqua (373,936 °C)

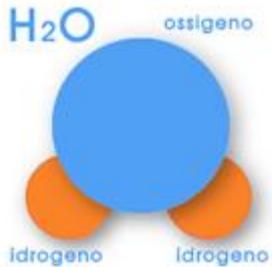
Miscela omogenee: le soluzioni

- Cosa accade se mescoliamo acqua e zucchero?

L'acqua e lo zucchero formano una soluzione omogenea, cioè le particelle delle due sostanze, pur conservando le loro caratteristiche, formano una miscela in cui non sono più distinguibili l'una dall'altra e non si separano facilmente.

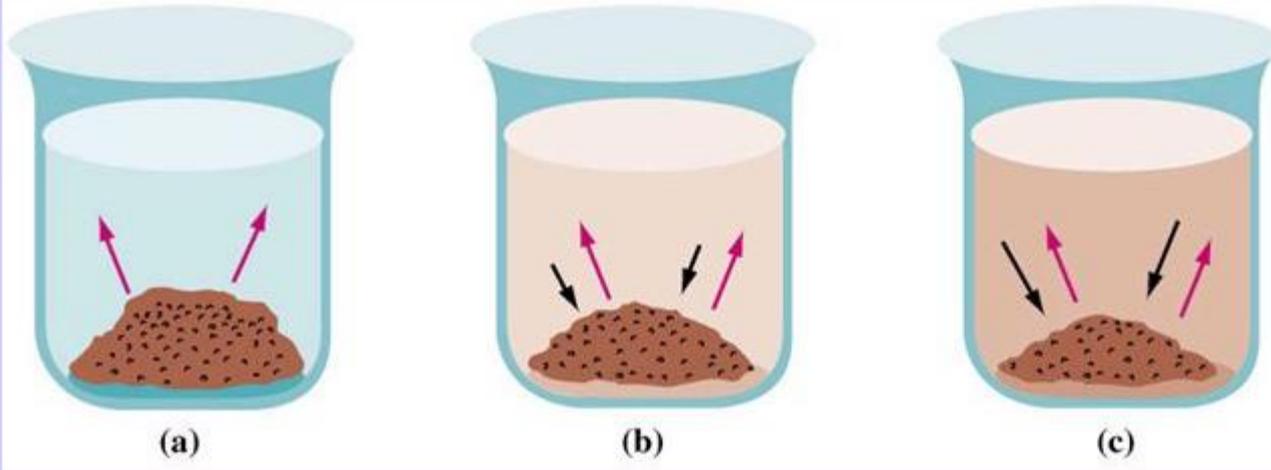


Il solvente e il soluto

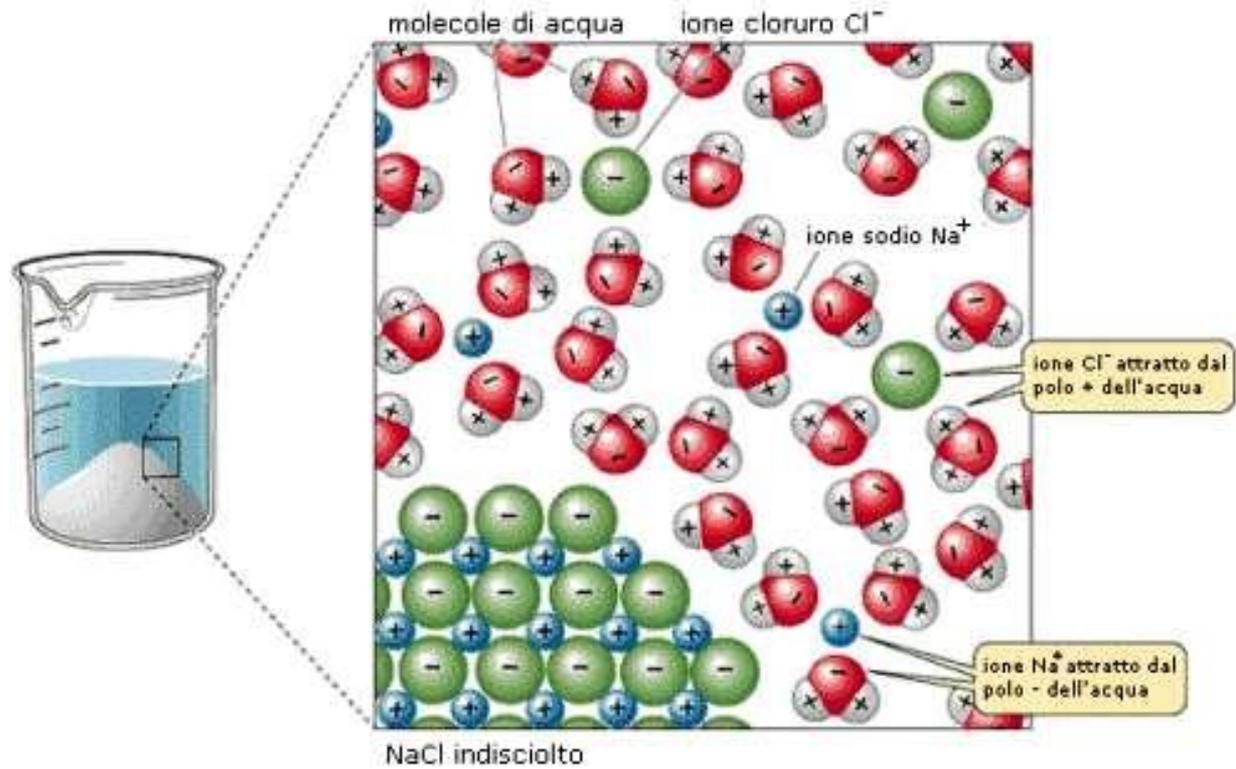


- In una soluzione (o miscela omogenea) la sostanza che è presente in maggiore quantità si chiama solvente, mentre quella che si disperde nel solvente, si chiama soluto.
- L'acqua è il solvente più diffuso in natura ed è indispensabile per il funzionamento di tutti gli organismi viventi.

Soluzione satura



**Equilibrio
dinamico**



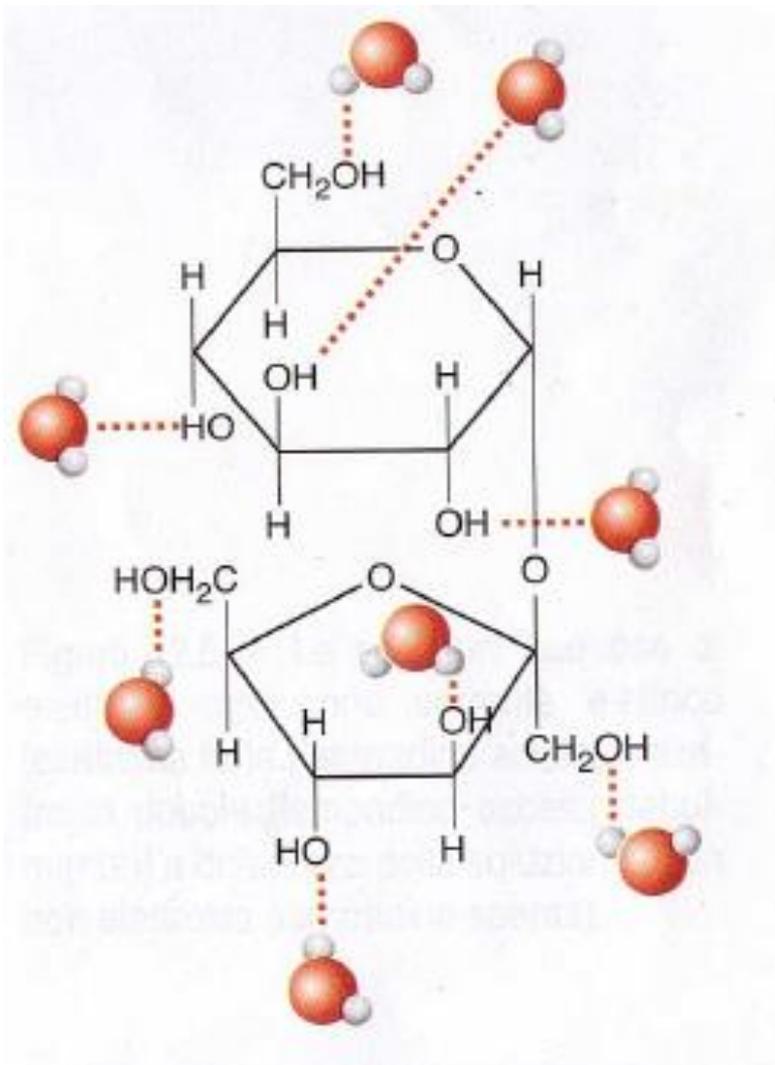


Figura 12.4. • Solubilizzazione del saccarosio in ambiente acquoso.

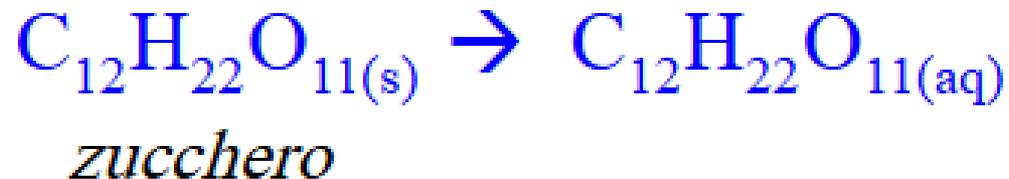
SOLUBILIZZAZIONE
o DISSOLUZIONE



DISSOCIAZIONE

Non elettroliti

Si disciolgono in acqua ma non si ionizzano, perciò non conducono la corrente elettrica.



Elettroliti forti



Si dissociano completamente negli ioni corrispondenti.

Un'elevata concentrazione di ioni significa un valore elevato di conducibilità.

Quali sono gli elettroliti forti?

Clip slide



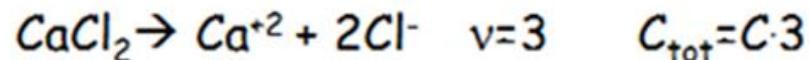
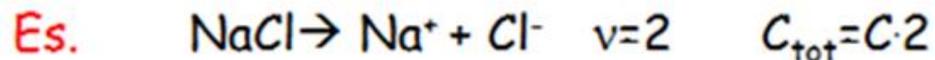
- La maggior parte dei **sali** sono elettroliti forti: solo alcuni sali si comportano come elettroliti deboli, tra i quali vi è il solfato di cadmio, CdSO_4 .
- Gli **acidi forti** come il solforico, cloridrico, nitrico, iodidrico, perclorico e bromidrico.
- Le **basi forti** come NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Concentrazione effettiva

a) Soluzioni diluite di elettroliti forti
totalmente dissociati:

$$C_{\text{tot}} = C \cdot v$$

Dove v è il numero di ioni formati
dalla dissociazione di una singola molecola.



Elettroliti deboli

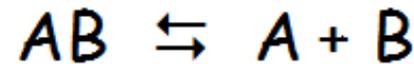


Si dissociano solo parzialmente come acidi o basi deboli

Elettroliti deboli

α = grado di dissociazione =
moli dissociate / moli totali

α può assumere valori compresi tra 0 ed 1
(0% e 100% di dissociazione)



$$n_{\text{tot}} = (n-n\alpha) + n\alpha v = n(1-\alpha + \alpha v) = n[1 + \alpha(v-1)]$$

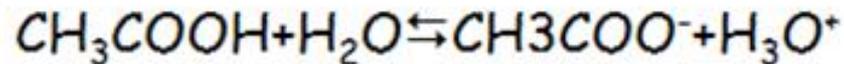
$$i = [1 + \alpha(v-1)] = \text{fattore di vant'Hoff}$$

Se si hanno n moli totali e si indica con v il numero di particelle che si dissociano da una singola molecola

CONCENTRAZIONE EFFETTIVA

$$C_{\text{tot}} = (C - C\alpha) + C\alpha v = C(1 - \alpha + \alpha v) = C[1 + \alpha(v - 1)]$$

Es. Considerando la soluzione acquosa 10^{-2} M di acido acetico con $\alpha = 0.041$.



$$v = 2 \quad C_{\text{tot}} = C[1 + \alpha(v - 1)] =$$

$$= 10^{-2}[1 + 0.041(2 - 1)] = 1.041 \cdot 10^{-2}$$

Per gli elettroliti un indice della ionizzazione è il “grado di dissociazione” α , definito come:

$$\text{grado di dissociazione} = \alpha = \frac{\text{numero di moli dissociate}}{\text{numero di moli INIZIALI}}$$

In base alla definizione del grado di dissociazione:

per i non elettroliti $\alpha = 0$;

per gli elettroliti forti $\alpha = 1$;

per gli elettroliti deboli $0 < \alpha < 1$.

Il grado di dissociazione α si può esprimere pure in percentuale: così i valori vanno dallo 0 % sino al 100 %.

Gli elettroliti deboli hanno bassi valori di α , tipicamente qualche unità percentuale.

La solubilità

NATURA CHIMICA

TEMPERATURA

PRESSIONE (gas)

NATURA CHIMICA

SOLUBILITA'

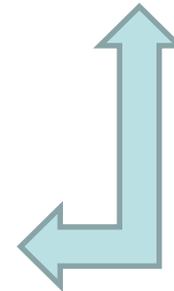
Soluti apolari

Soluti polari

Soluti ionici

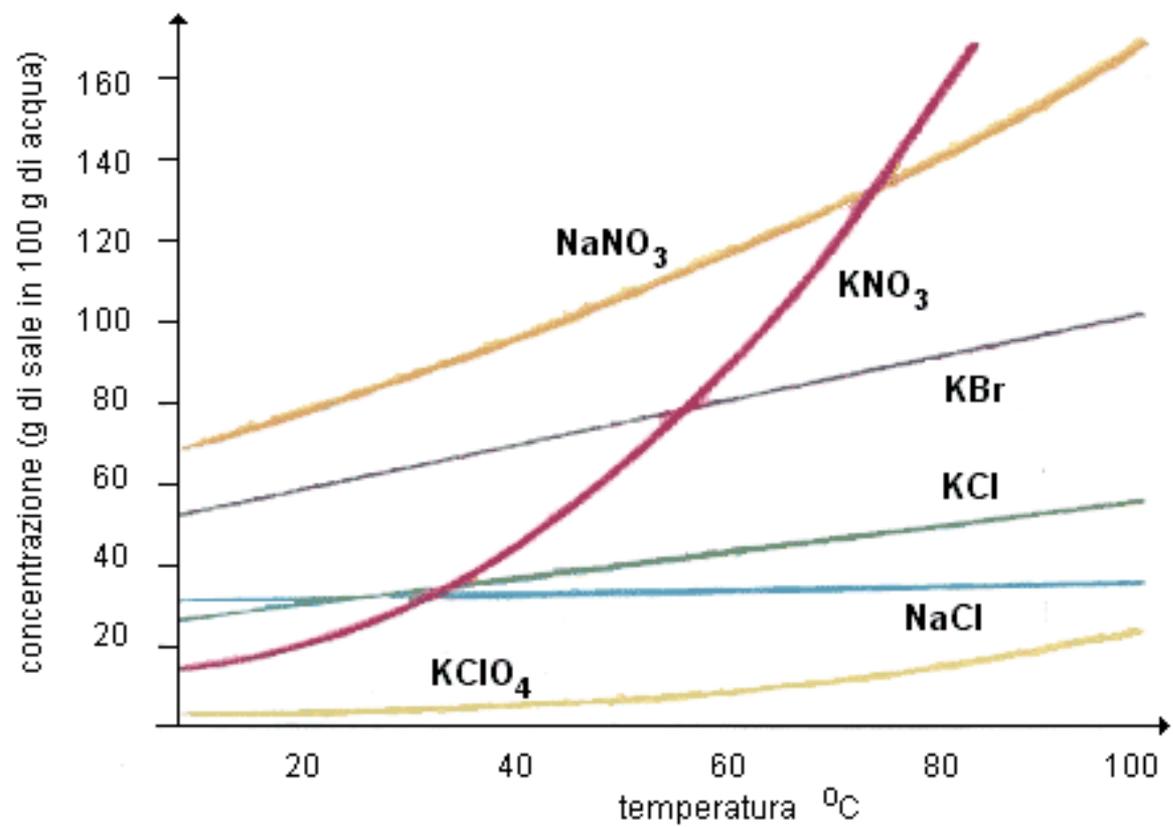
Solventi apolari

Solventi polari



Temperatura

- Reazione endotermica (assorbe calore)
- Non c'è variazione della temperatura
- Reazione esotermica (emette calore)



PRESSIONE

LEGGE di HENRY

$$C_a = k \times P_a$$

k costante di Henry

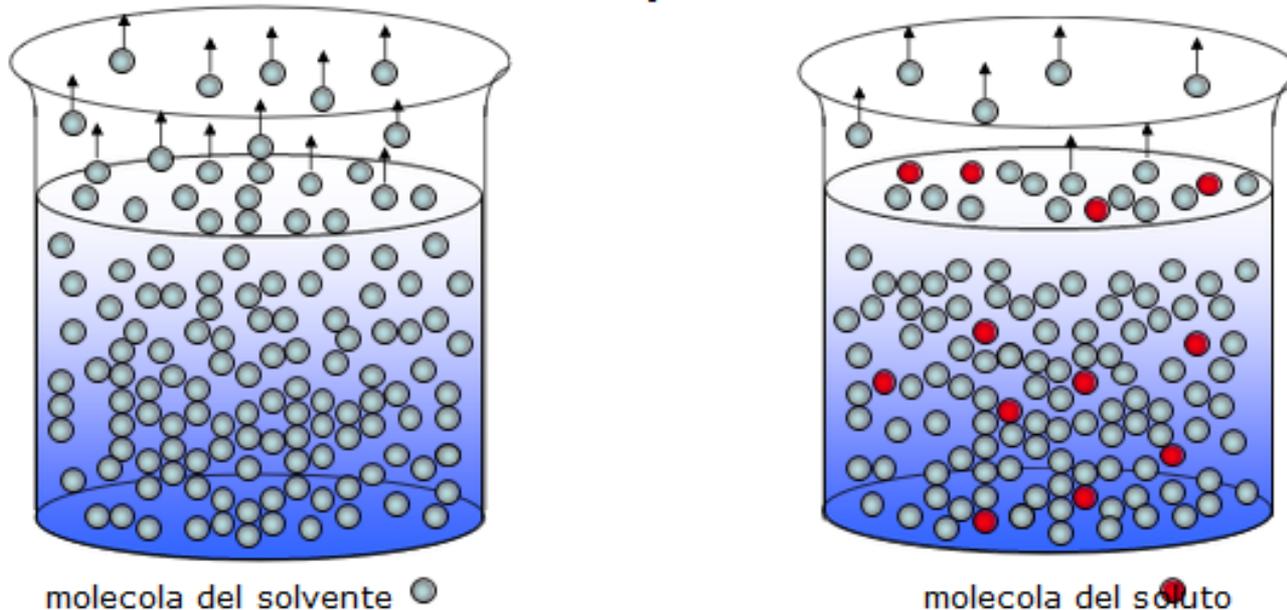
Vale sia per gas puri che per miscele di gas (ogni singolo gas si comporta come se fosse il solo gas presente)

Proprietà colligative

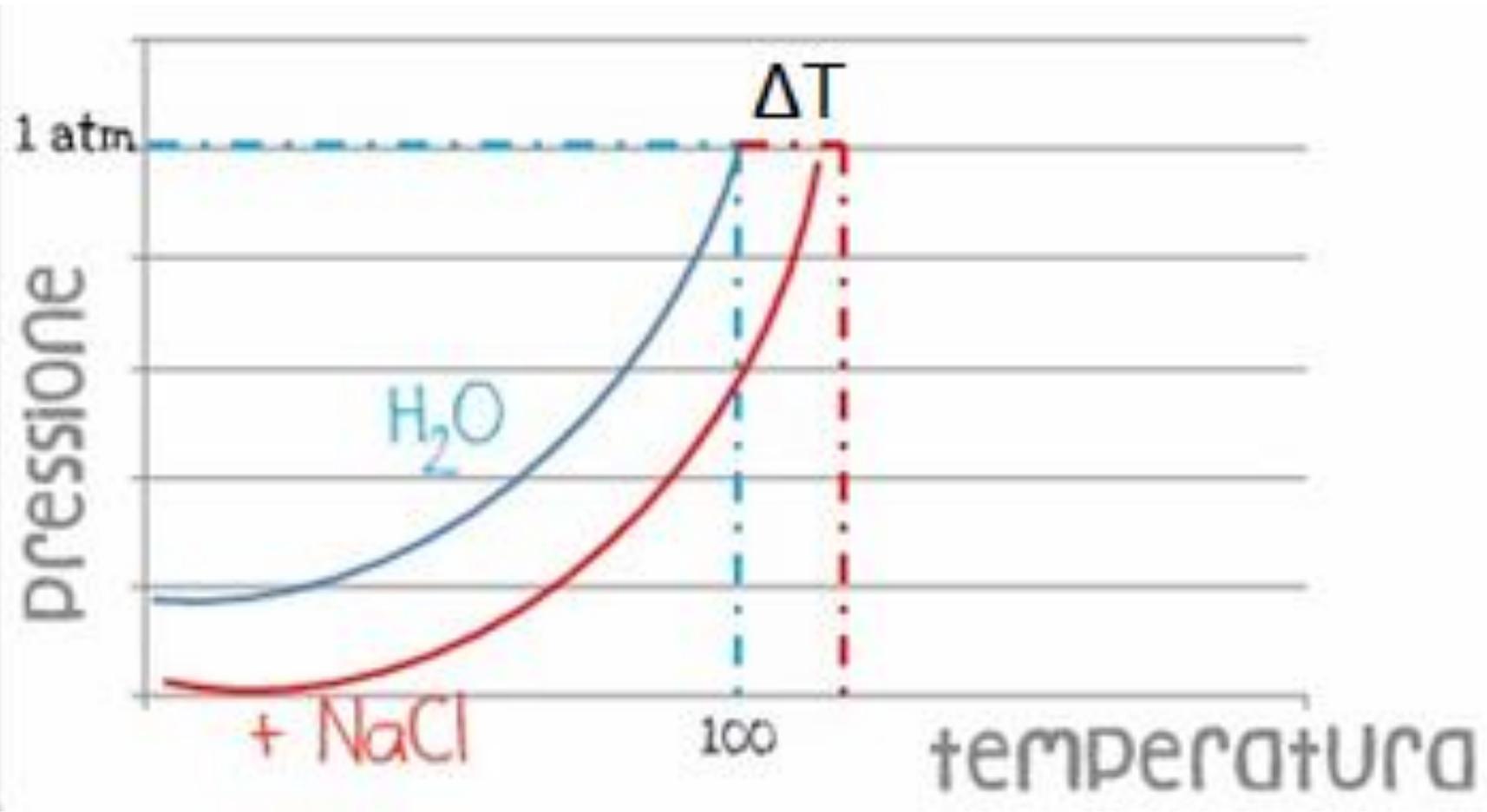
Proprietà delle soluzioni che dipendono esclusivamente dal numero di particelle di soluto

- abbassamento della pressione di vapore;
- innalzamento della temperatura di ebollizione;
- abbassamento della temperatura di solidificazione;
- pressione osmotica.

Abbassamento della tensione di vapore



La **tensione di vapore** di una soluzione contenente un **soluto non volatile** è **minore di quella del solvente puro**: infatti alla superficie della soluzione alcune particelle di solvente sono sostituite da quelle di soluto, che non hanno alcuna tendenza ad evaporare.



LEGGE DI RAOULT (soluzioni ideali)

$$P_A = X_A P_A^\circ$$

- In ogni soluzione la frazione molare del solvente sarà sempre minore di 1, perciò la tensione di vapore di una soluzione ideale sarà sempre minore della tensione di vapore del solvente puro.

$$\Delta P = P^0_{\text{solvente}} - P_{\text{soluzione}}$$

$$\Delta P = P^0 - P^0 * X_{\text{solvente}} = P^0 (1 - X_{\text{solvente}})$$

$$\Delta P = P^0 * X_{\text{soluto}}$$

Innalzamento del punto di ebollizione

- Il punto di ebollizione normale di un liquido si raggiunge alla temperatura alla quale la pressione di vapore eguaglia quella atmosferica.



Un soluto non volatile abbassa la tensione di vapore del solvente in cui è disciolto e perciò una soluzione di questo tipo deve essere riscaldata ad una T più alta di quella di ebollizione del solvente puro perché raggiunga la P atmosferica, cioè



Un soluto non volatile innalza il punto di ebollizione del solvente

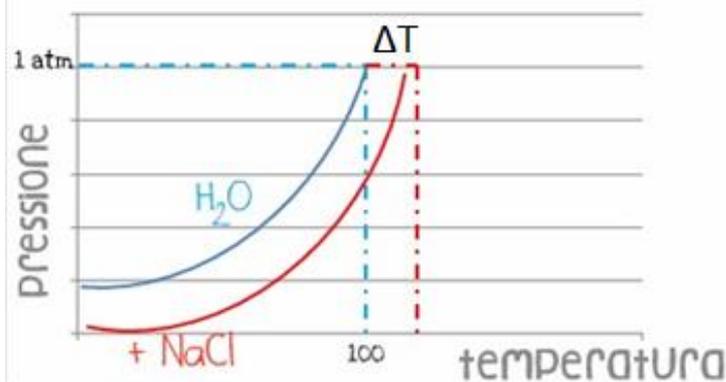
$$\Delta T = K_b m_{\text{soluto}}$$

ΔT = innalzamento del p. di eb.

K_b = costante molale di innalzamento eb.

m = molalità

(°C/m)



Abbassamento del punto di congelamento

- Quando un soluto viene disciolto in un solvente, il punto di congelamento è inferiore a quello del solvente puro.

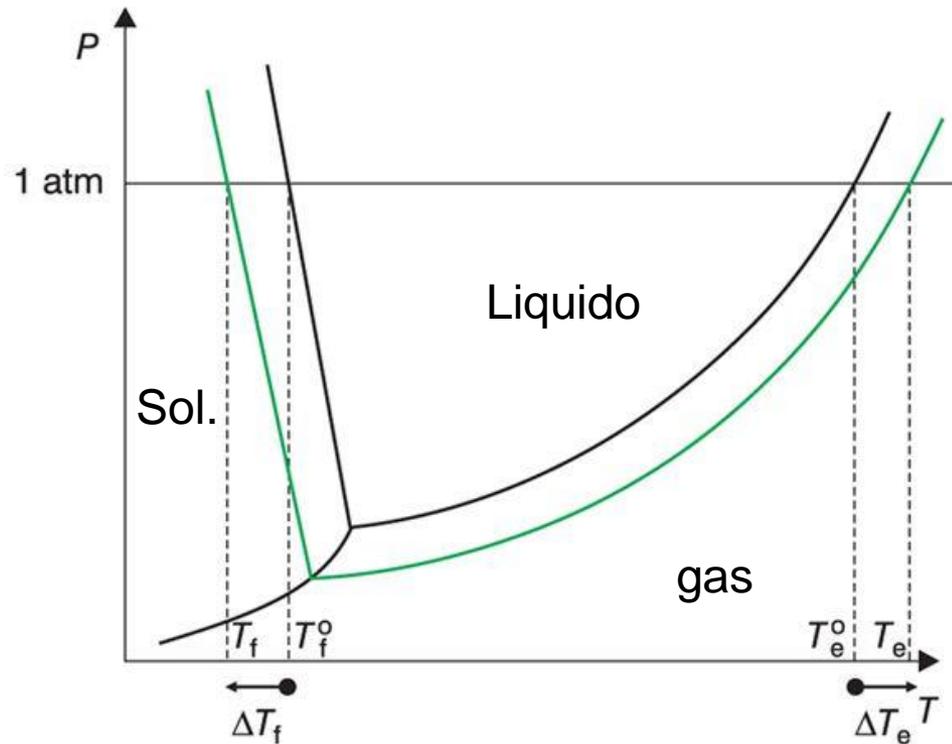
$$\Delta T = K_{cr} m_{\text{soluto}}$$

*ΔT = abbassamento del p. di congelamento.
 K_{cr} = costante molale di abbass. crioscopico.
 m = molalità*

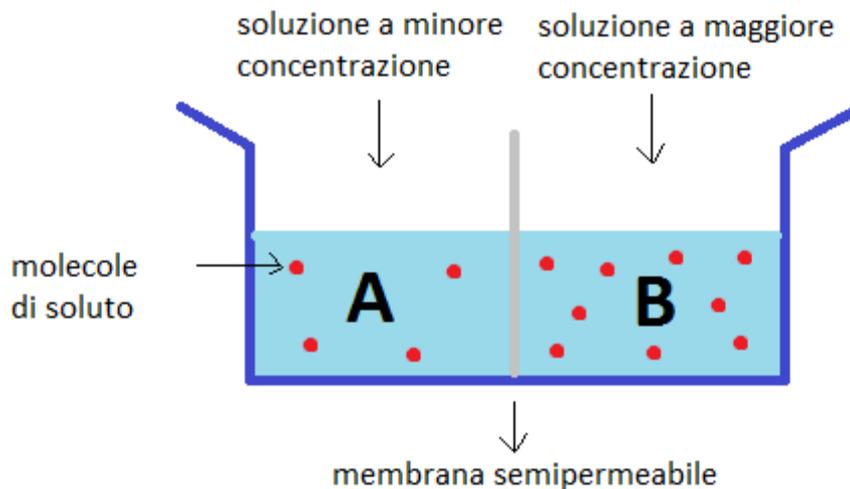
Abbassamento crioscopico e innalzamento ebullioscopico di una soluzione

$$\Delta T_c = K_c m$$

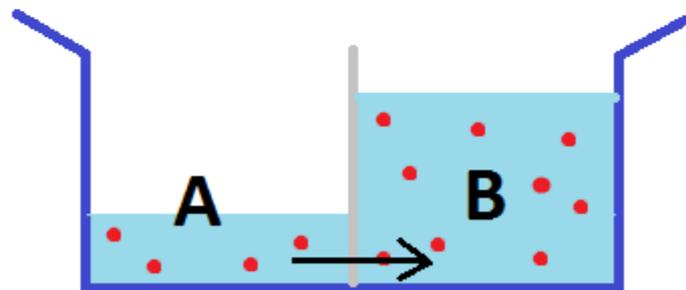
$$\Delta T_e = K_e m$$



Situazione iniziale



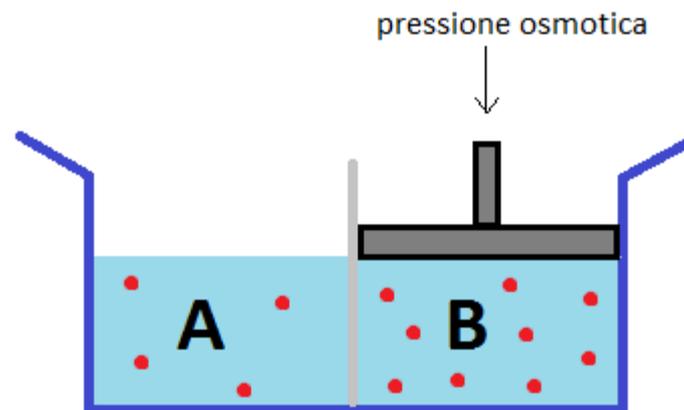
Le molecole di solvente si spostano dalla soluzione a minore concentrazione a quella con maggiore concentrazione.



OSMOSI



Pressione osmotica



La pressione osmotica è la pressione che deve essere applicata a **B** per opporsi all'osmosi.

$$\pi = MRT$$

R è la costante dei gas $0.0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

T è temperatura assoluta espressa in gradi Kelvin

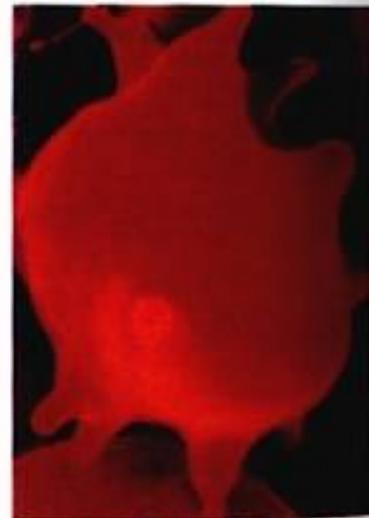
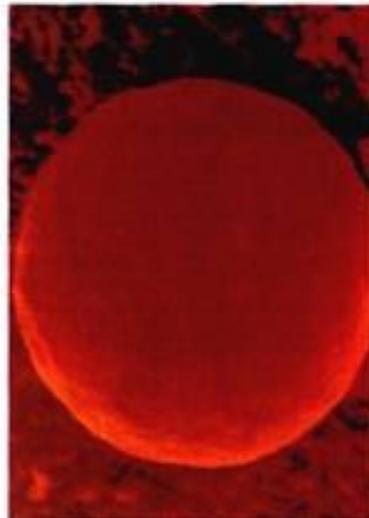
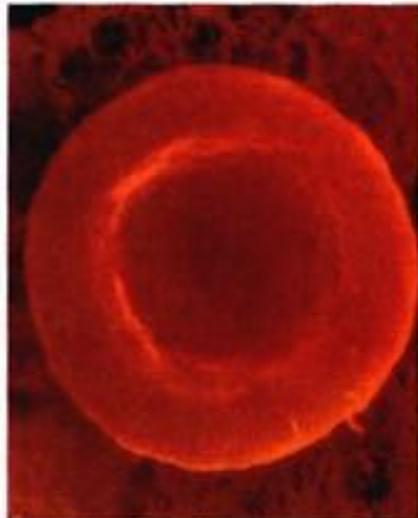
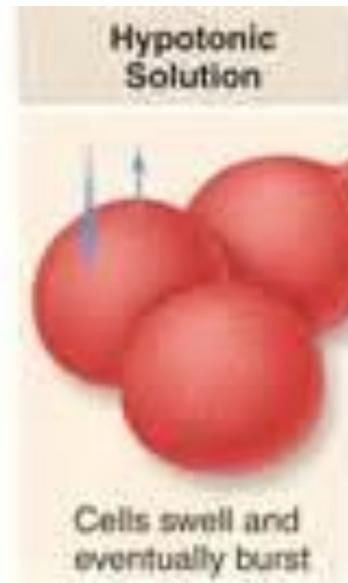
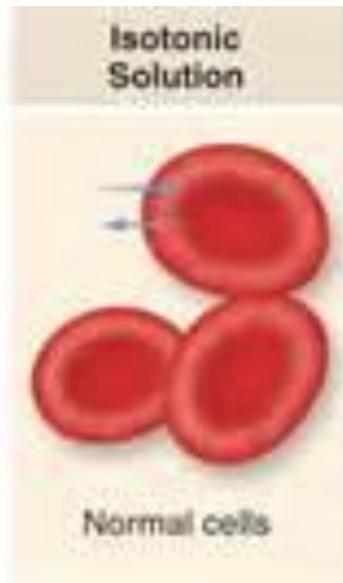
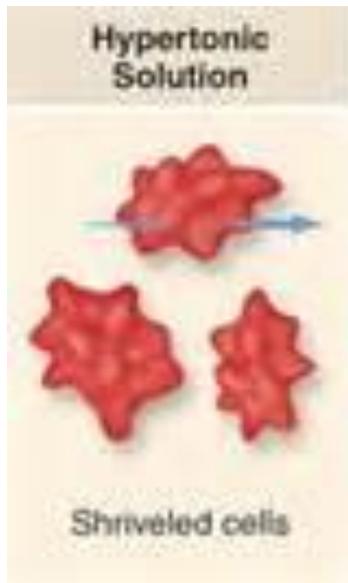
M è la concentrazione molare della soluzione

Una soluzione si dice

ipertonica (rispetto ad un'altra) se la concentrazione del soluto è maggiore

ipotonica se la concentrazione del soluto è minore,

isotonica se le due soluzioni hanno la stessa concentrazione



Elettroliti e proprietà colligative

Elettroliti si dissociano quindi bisogna tener conto che aumenta il numero di particelle (moli) nella soluzione rispetto a quelle presenti nel soluto di partenza

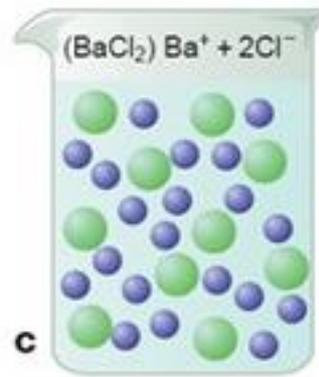
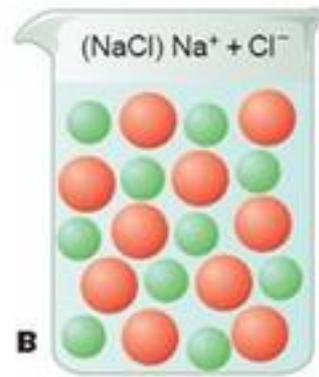
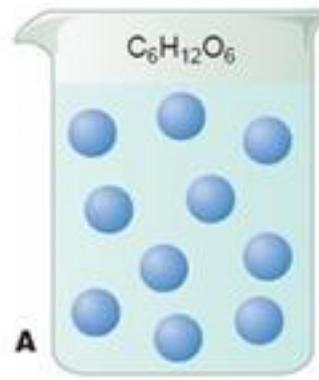
$$n_{\text{tot}} = n [1 + \alpha (v-1)]$$

α = grado di dissociazione = moli dissociate/moli iniziali

v = numero particelle che si dissociano da una singola particella

$$i = [1 + \alpha(v-1)] = \text{fattore di vant'Hoff}$$

$$n_{\text{tot}} = n * i$$



Il fattore di vant' Hoff introdotto nelle formule delle proprietà colligative

Tensione vapore : $P_a = X_a * P^0$

$$X_{ac} = n_a / (n_a + n_b * i)$$

$$P_a = X_{ac} * P_0$$

$$\Delta t_b = K_b * m_{particelle} = K_b * n_{particelle} / \text{Kg solvente} = n_{soluto} * i / \text{Kg solvente} \rightarrow K_b * m_{soluto} * i$$

$$\Delta t_c = K_c * m_{particelle} \rightarrow K_c * m_{soluto} * i$$

$$\pi = M_{particelle} * R * T = n_{tot} * R * T / L \text{ soluzione} = n_{soluto} * i * R * T / L \text{ soluzione}$$

$$\rightarrow M_{soluto} * i * R * T$$

$n * i$ osmole

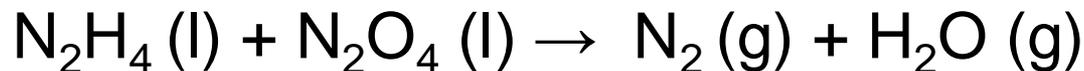
$M * i$ osmolarità

Reazione chimica

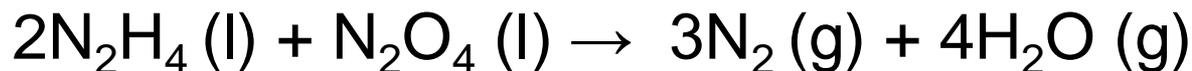
trasformazione in cui uno o più specie chimiche modificando la loro struttura e composizione originaria per generare altre specie chimiche



2. Indicare lo stato fisico dei reagenti e dei prodotti



3. Bilanciare l'equazione



Bilanciamento reazioni chimiche

Legge di Lavoisier (legge di conservazione della massa)

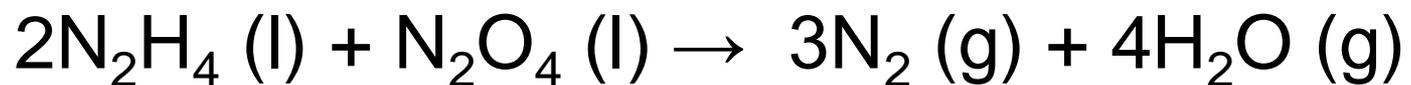
In una reazione chimica la somma delle masse dei reagenti uguale alla somma delle masse dei prodotti.



Numeri di atomi di un elemento uguale tra reagenti e prodotti

→ si deve quindi bilanciare la reazione chimica introducendo i

COEFFICIENTI STECHIOMETRICI: indicano il numero di molecole coinvolte nella reazione



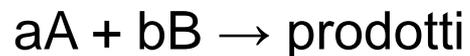
Velocità di una reazione chimica

Viene quantitativamente espressa da una “espressione” di velocità, una equazione chimica che viene determinata sperimentalmente per ciascuna reazione chimica.



$$\text{Velocità} = k [A]^m$$

m = ordine della reazione (0,1,2,3....)



$$\text{Velocità} = k [A]^m [B]^n$$

m ordine della reazione rispetto a A

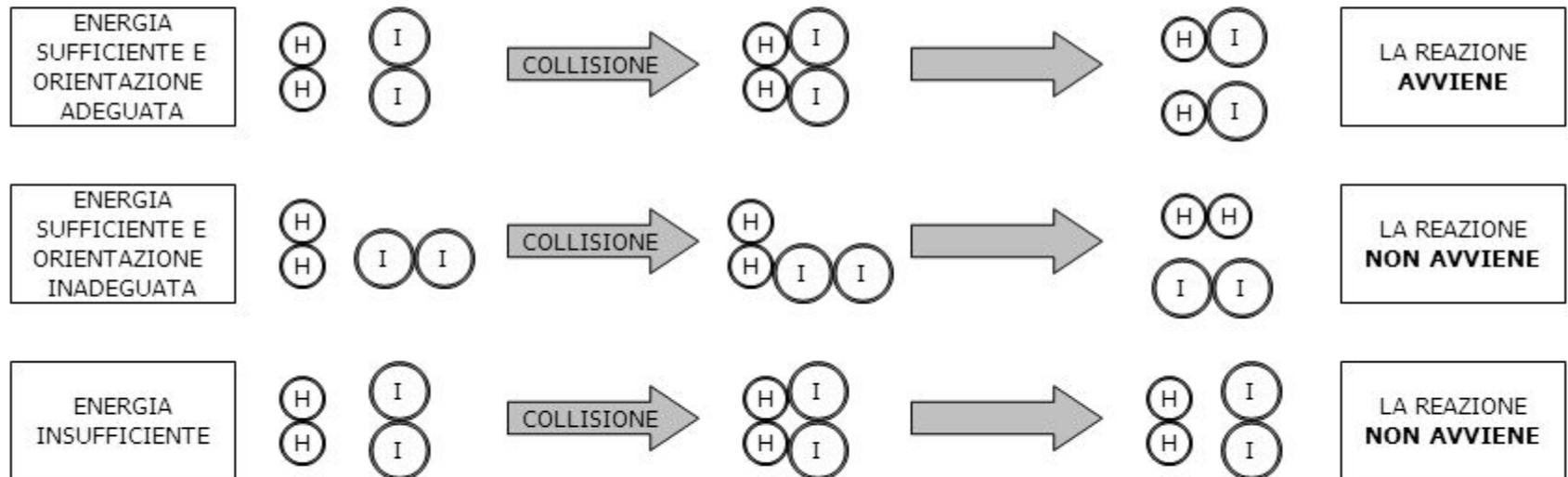
n ordine della reazione rispetto a B

m+n ordine totale della reazione

Modello collisionale ed energia di attivazione

Affinché una reazione avvenga è necessario che:

- Le molecole collidano
- La collisione avvenga con sufficiente energia per rompere i legami dei reagenti e formare quelli dei prodotti
- Le particelle siano orientate in maniera opportuna



Tra le moltissime collisioni che interessano le molecole, solo un numero ristretto è efficace ai fini della reazione!!!

In tutte le reazioni esiste una quantità minima di energia che ogni molecola deve possedere perché la collisione sia efficace: **energia di attivazione**

$$E_a \text{ (KJoule/mole)}$$

Il suo valore dipende dalla natura della reazione

Il modello collisionale si può rendere quantitativo.

$$k = p \times Z \times f$$

p fattore sterico

Z frequenza degli urti/collisioni nell'unità di tempo con i reagenti a concentrazioni unitarie

f frazione delle collisioni in cui l'energia delle molecole in collisione è uguale o maggiore della E_a

$$f = e^{-E_a/RT}$$

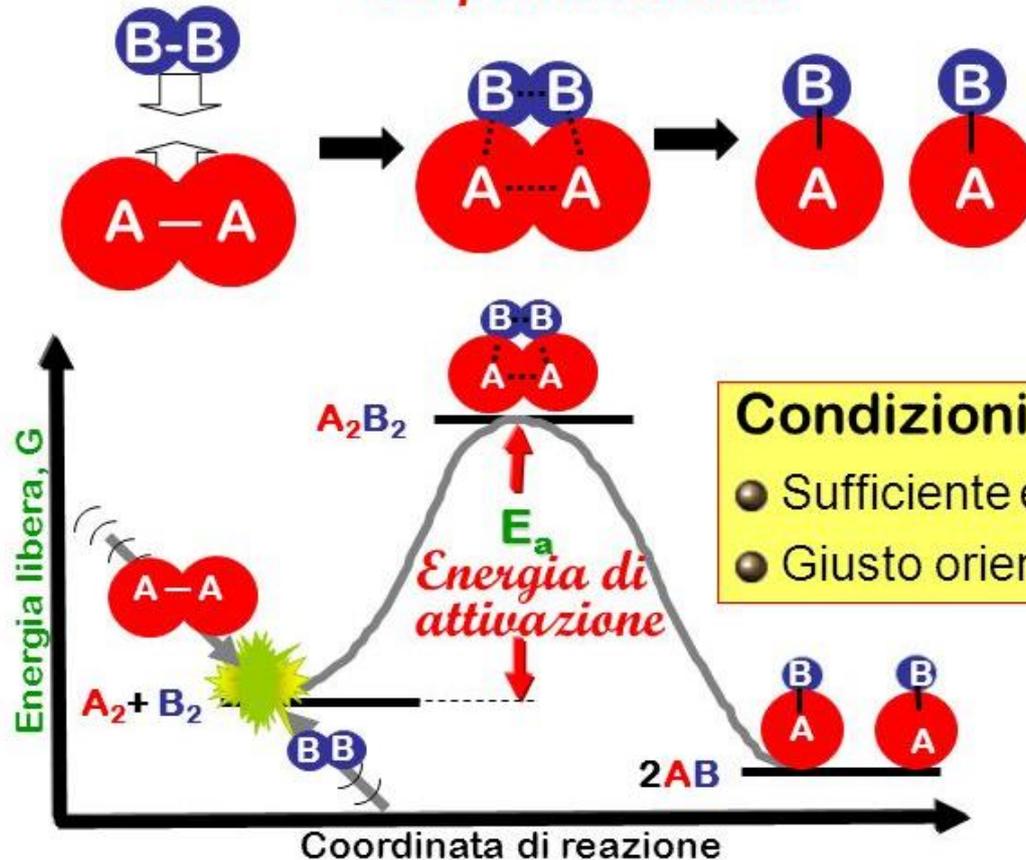
$k = p \times Z \times e^{-E_a/RT}$ **equazione fondamentale** del modello collisionale (... più alto è il valore di E_a , più bassa è la velocità di reazione)

Modello dello stato di transizione

Diagramma dell'energia di attivazione



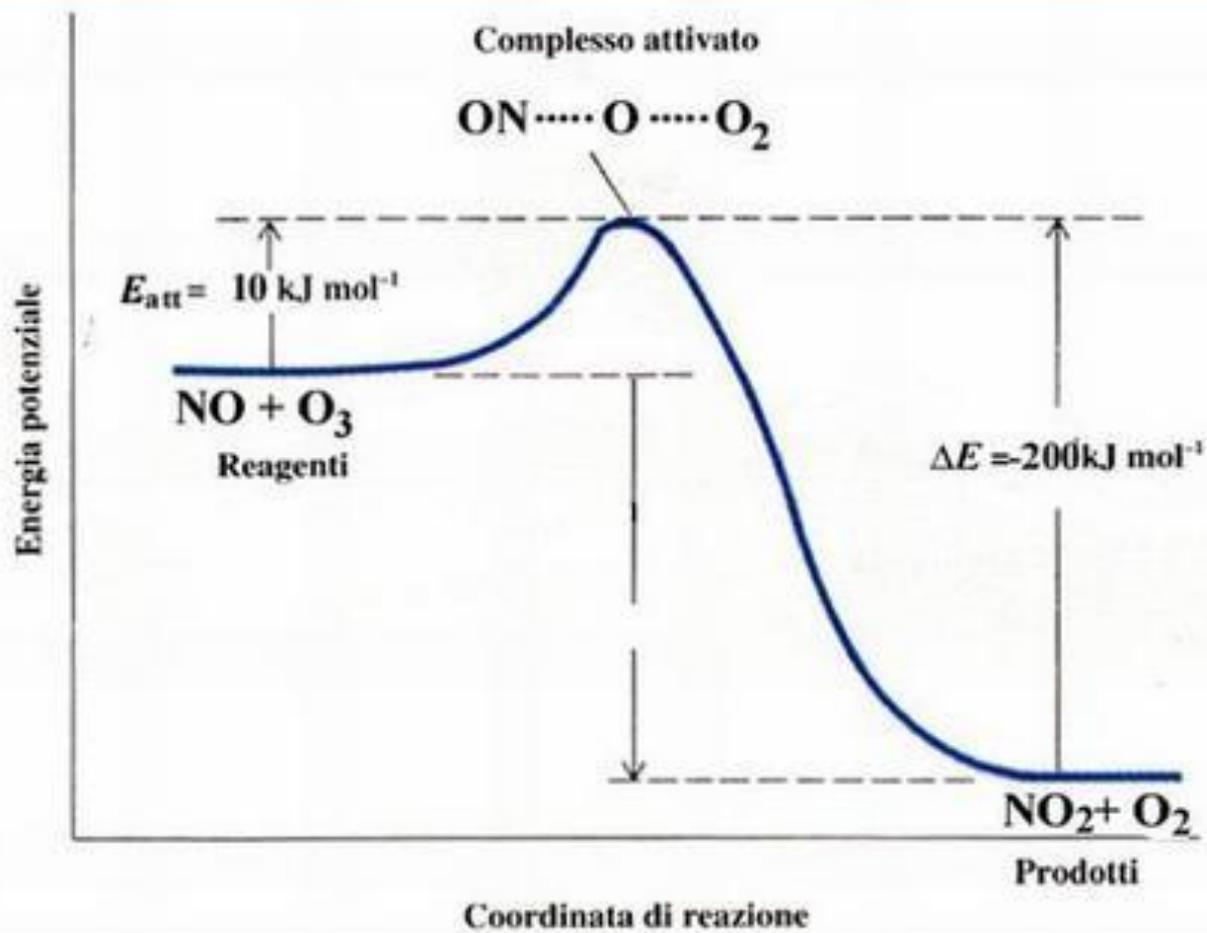
Complesso attivato



Ogni reazione chimica decorre attraverso la formazione di un "Complesso attivato" generato da un "urto efficace"

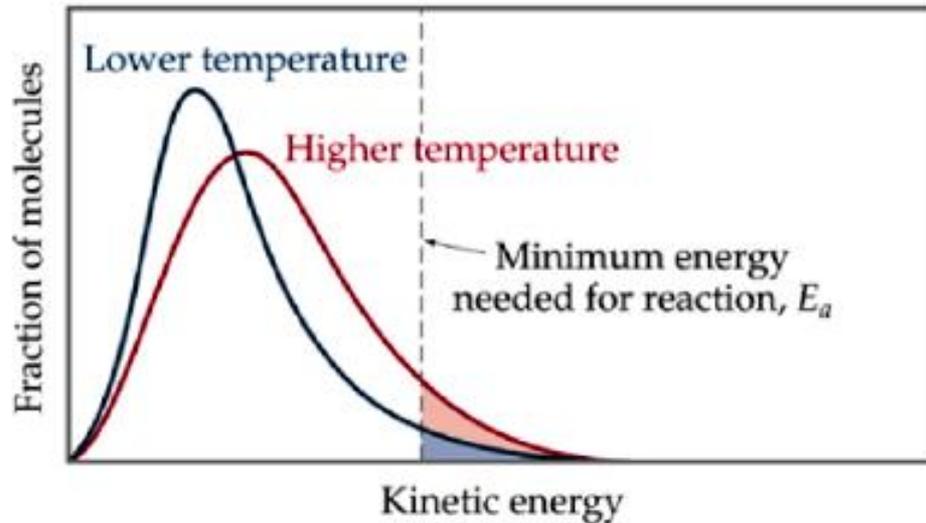
Condizioni per un "urto efficace":

- Sufficiente energia (almeno pari a E_a)
- Giusto orientamento (Effetto sterico)



Velocità di reazione e temperatura

All'aumentare della T aumenta, aumenta la frazione di molecole aventi l' E_a richiesta per la reazione.



Per quanto riguarda la dipendenza di k dalla T :

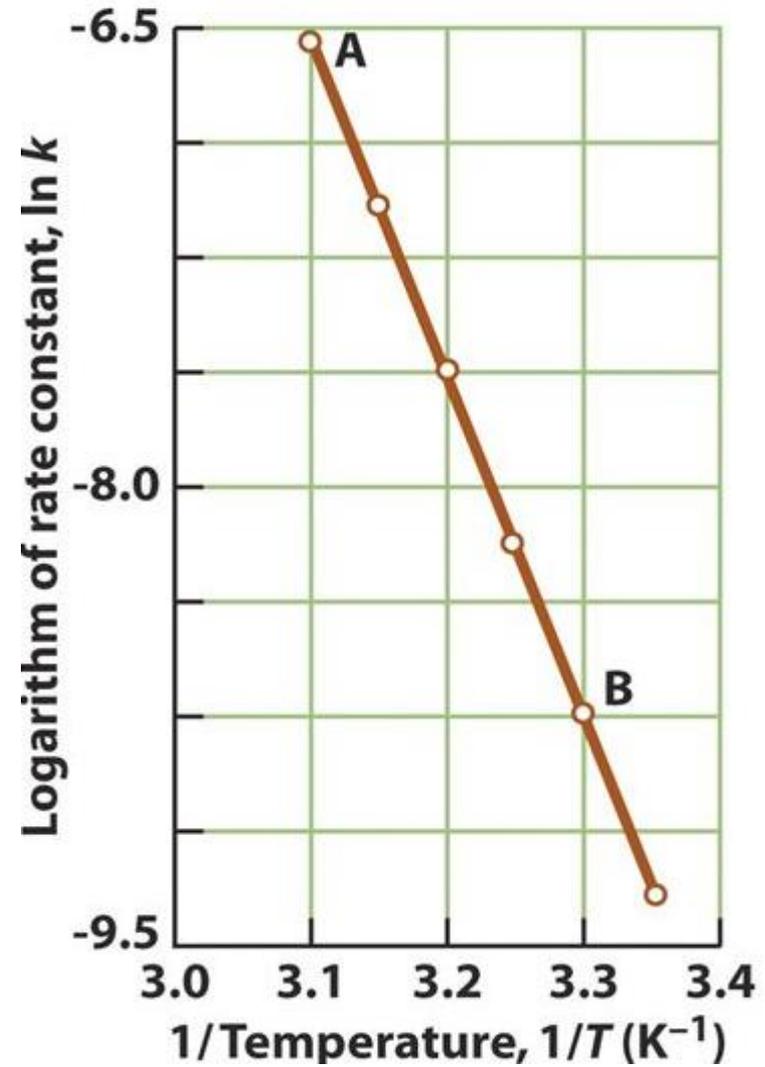
$$k = p \times Z \times e^{-E_a/RT}$$

$$k = A e^{-E_a/RT} \quad A \text{ fattore pre-esponenziale } R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\ln k = \ln A - E_a/RT \quad \text{eq. di Arrhenius}$$

$$\ln k = \ln A - E_a/RT \quad y = b + mx$$

Pendenza della retta $-E_a/R$

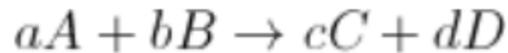


Equilibrio chimico

Che cosa si intende per equilibrio chimico?

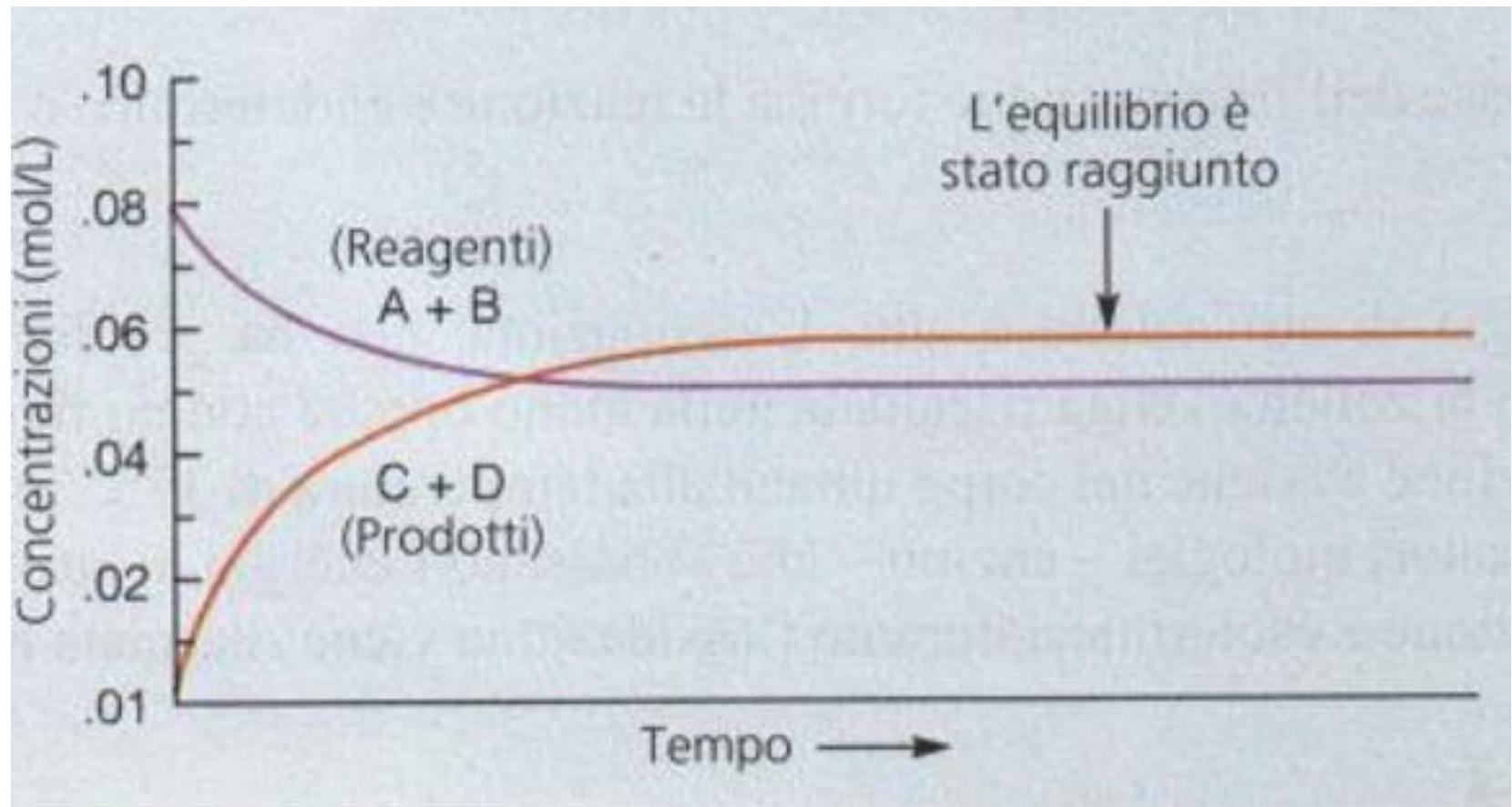
Una reazione chimica tra i reagenti A e B avviene **in modo completo** quando al termine della reazione non vi è più traccia dei reagenti A e B poichè si sono trasformati completamente nei prodotti C e D.

Tali reazioni si scrivono con un'unica freccia che va dai reagenti verso i prodotti:



Alcune reazioni chimiche non comportano la completa trasformazione dei reagenti in prodotti ma, man mano che i prodotti si formano, questi reagiscono tra loro per formare nuovamente i reagenti.



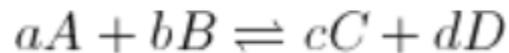


Macroscopicamente non si nota nessun cambiamento (le concentrazioni rimangono costanti) ma da un punto di vista microscopico le due reazioni continuano ad avere luogo ma con la stessa velocità

Costante di equilibrio di una reazione

Per un sistema chimico all'equilibrio, il rapporto fra il prodotto delle concentrazioni molari dei prodotti di reazione e il prodotto delle concentrazioni molari dei reagenti, ciascuna concentrazione essendo elevata a una potenza pari al coefficiente stechiometrico con cui la specie compare nella reazione, è costante a T costante

Questo rapporto è chiamato **COSTANTE DI EQUILIBRIO DELLA REAZIONE**



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

Tale relazione è nota come **legge di azione di massa** .

Il suo valore numerico è caratteristico per ogni reazione chimica e dipende solo ed unicamente dalla temperatura

K_c (K_{eq}) non dà alcuna informazione sul tempo con cui verrà raggiunto l'equilibrio e quindi sulla velocità di reazione

Le reazioni reversibili possono essere **condotte in fase omogenea o eterogenea**

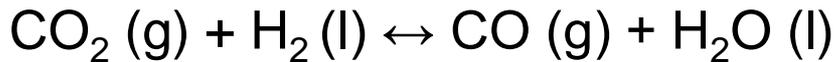
Equilibri in fase omogenea gassosa



$P_i = n_i R T / V$ la pressione parziale di un gas è direttamente proporzionale al numero di moli

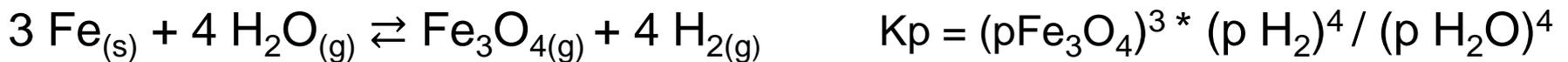
$$K_p = \frac{(p_C)^c (p_D)^d}{(p_A)^a (p_B)^b}$$

Equilibri in fase eterogenea



$$K_c = \frac{[CO] [H_2O]}{[CO_2] [H_2]}$$

$$K_p = p_{CO} / p_{CO_2}$$



Nella costante di equilibrio i termini relativi ai solidi e ai liquidi vengono tralasciati in quanto essi sono già inglobati nella costante di equilibrio.

Modificazioni di un equilibrio: principio di Le Chatelier

quando un sistema all'equilibrio chimico viene perturbato per effetto di un'azione esterna, il sistema reagisce in maniera da ridurre o annullare la sollecitazione stessa ristabilendo l'equilibrio. PRINCIPIO DELL'EQUILIBRIO MOBILE

Variazioni delle concentrazioni

aumentando la concentrazione di uno dei reagenti l'equilibrio si sposta verso i prodotti; aumentando la concentrazione di uno dei prodotti, l'equilibrio si sposta verso i reagenti



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

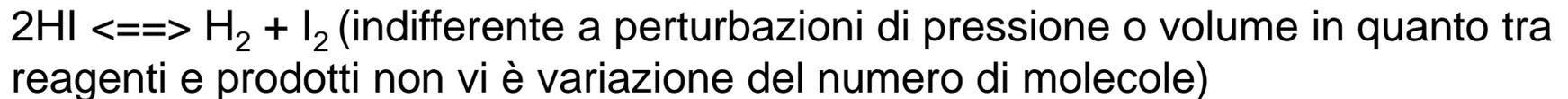
Variazione della pressione o del volume

La variazione della pressione o del volume incide solo su reazioni che decorrono in fase gassosa

Un aumento della **pressione** (o una diminuzione del **volume**), determina lo spostamento dell'equilibrio verso il lato della reazione chimica in cui si ha una diminuzione della pressione (o aumento di volume)

$$PV=nRT$$
$$P= nRT/V$$

Aumento di pressione (diminuzione di Volume)



Spontaneità di una reazione chimica

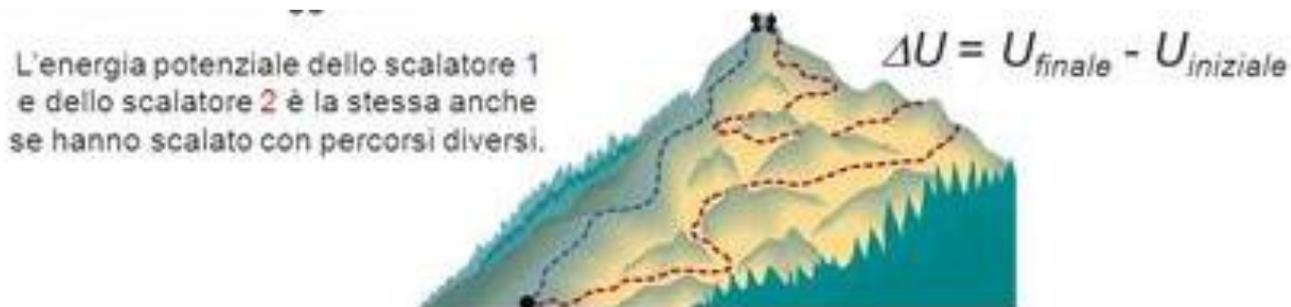
Un processo spontaneo fa evolvere il sistema di reazione verso l'equilibrio

Fattore energia e un fattore casuale

Due grandezze termodinamiche influenzano la spontaneità di una reazione

Entalpia (H) tipo di energia chimica che rappresenta il contenuto termico.

Proprietà di stato (funzione di stato) - una **funzione di stato** è una grandezza fisica il cui valore dipende solamente dalle condizioni assunte da un sistema all'inizio e alla fine di una trasformazione, cioè dallo stato iniziale e finale, e non dal particolare percorso seguito durante la trasformazione.



Reazione chimica viene scambiato calore, o ceduto (**esotermica**) o assorbito (**endotermica**).

$$\Delta H = H_{\text{prodotti}} - H_{\text{reagenti}} \text{ (a P costante)}$$

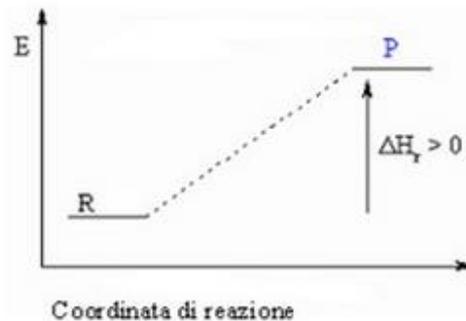


Il ΔH di una reazione è uguale in valore ma di segno opposto al ΔH per la reazione inversa

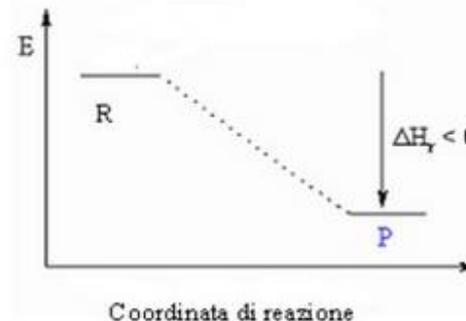
$\Delta H > 0$ ENDOTERMICA

$\Delta H < 0$ ESOTERMICA

Reazione ENDOTERMICA



Reazione ESOTERMICA



Entropia (S)- proprietà di stato

Più la situazione è probabile, ovvero più disordinato, casuale, più grande è la sua entropia

$$\Delta s = S \text{ finale (prodotti)} - S \text{ iniziale (reagenti)}$$

Combinata nell'energia libera di Gibbs (G)

$$G = H - TS$$

ΔG il segno della variazione di energia libera di una reazione ne definisce la spontaneità

$\Delta G < 0$ spontanea ESOERGONICA

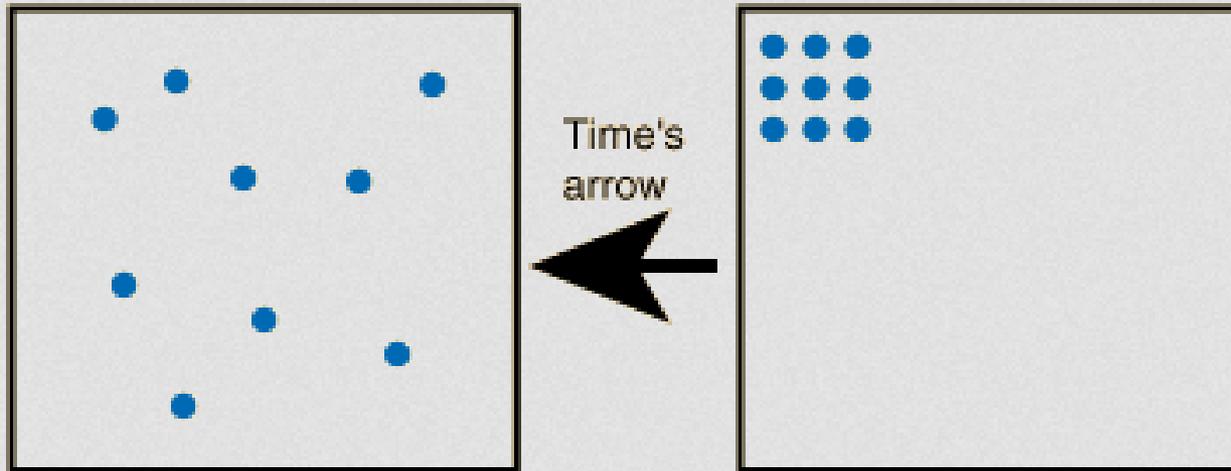
$\Delta G > 0$ non spontanea ENDOERGONICA

$\Delta G = 0$ all'equilibrio

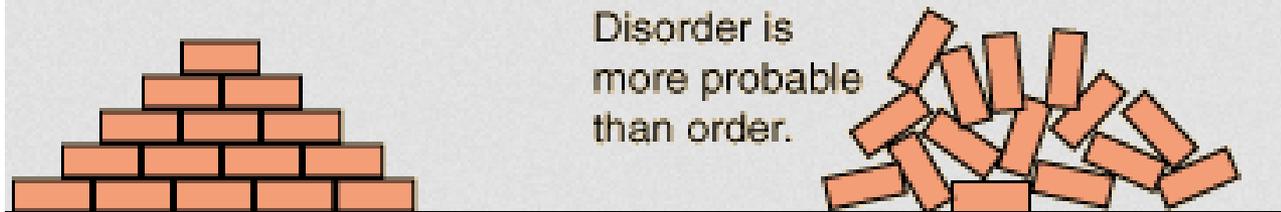
Se una reazione avviene a T costante

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

If the particles represent gas molecules at normal temperatures inside a closed container, which of the illustrated configurations came first?



If you tossed bricks off a truck, which kind of pile of bricks would you more likely produce?



Per una data reazione, la costante di equilibrio K_{eq} ha un valore caratteristico a ogni data temperatura, al variare della temperatura anche la K_{eq} varia.

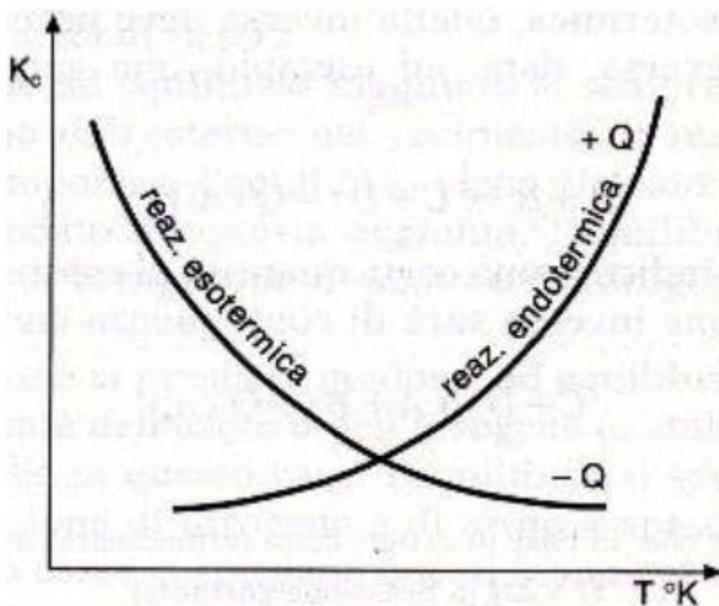
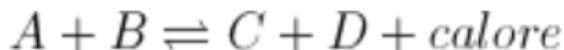
Per reazioni endotermiche ($\Delta H > 0$) un aumento di temperatura provoca lo spostamento dell'equilibrio verso destra in quanto il calore fornito viene assorbito dai reagenti per formare i composti più energetici (prodotti).

reazione endotermica



Per reazioni esotermiche ($\Delta H < 0$) reazione esotermica un aumento di temperatura provoca lo spostamento dell'equilibrio verso sinistra. Come conseguenza si avrà una diminuzione del valore della K_{eq}

reazione esotermica

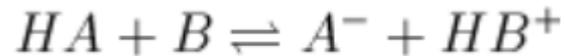


Equilibri acidi e base in soluzione acquosa

Acidi e di basi secondo la teoria di Brønsted e Lowry

- acido una sostanza capace di cedere ioni H⁺ (protoni)
- base una sostanza capace di acquistare ioni H⁺ (protoni)

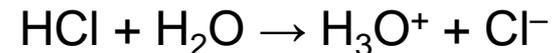
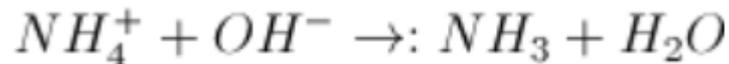
Secondo la teoria di Brønsted e Lowry, l'acido può donare il protone solo in presenza di una base che lo accetti. REAZIONE ACIDO-BASE



A⁻ base coniugata di HA

HB⁺ acido coniugato di B

Le coppie coniugate acido base differiscono solo per un protone

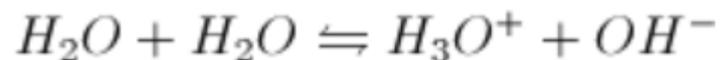


Coppie acido-base coniugata

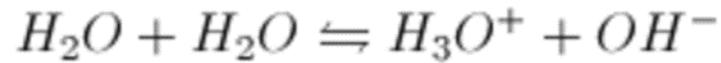
ACIDO				BASE			
pK_a	K_a	nome	formula	formula	nome	K_b	pK_b
3,74	$1,8 \times 10^{-4}$	acido formico	HCOOH	HCOO ⁻	ione formiato	$5,5 \times 10^{-11}$	10,26
4,76	$1,7 \times 10^{-5}$	acido acetico	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	ione acetato	$5,9 \times 10^{-10}$	9,24
6,35	$4,5 \times 10^{-7}$	acido carbonico	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	ione idrogeno-carbonato	$2,2 \times 10^{-8}$	7,65
7,02	$9,5 \times 10^{-8}$	acido solfidrico	H ₂ S	HS ⁻	ione idrogeno-solfuro	$1,0 \times 10^{-7}$	6,98
7,02	$9,5 \times 10^{-8}$	acido solfidrico	H ₂ S	HS ⁻	ione idrogeno-solfuro	$1,0 \times 10^{-7}$	6,98
7,19	$6,5 \times 10^{-8}$	ione idrogeno-solfito	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	ione solfito	$1,5 \times 10^{-7}$	6,81
7,20	$6,3 \times 10^{-8}$	ione di-idrogeno-fosfato	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	ione idrogeno-fosfato	$1,6 \times 10^{-7}$	6,80
7,53	$3,0 \times 10^{-8}$	acido ipo-cloroso	HClO	ClO ⁻	ione ipo-clorito	$3,4 \times 10^{-7}$	6,47
9,24	$5,8 \times 10^{-10}$	acido borico	H ₃ BO ₃	H ₂ BO ₃ ⁻	ione di-idrogeno-borato	$1,7 \times 10^{-5}$	4,76
9,24	$5,8 \times 10^{-10}$	ione ammonio	NH ₄ ⁺	NH ₃	ammoniaca	$1,7 \times 10^{-5}$	4,76
10,33	$4,7 \times 10^{-11}$	ione idrogeno-carbonato	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	ione carbonato	$2,1 \times 10^{-4}$	3,67
12,38	$4,2 \times 10^{-13}$	ione idrogeno-fosfato	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	ione fosfato	$2,4 \times 10^{-2}$	1,62
12,89	$1,3 \times 10^{-13}$	ione idrogeno-solfuro	HS ⁻	S ²⁻	ione solfuro	$7,8 \times 10^{-2}$	1,11

Prodotto ionico dell'acqua e acidità delle soluzioni

Le proprietà acide e basiche delle soluzioni acquose dipendono da un equilibrio che coinvolge l'acqua



Si tratta di un normale equilibrio acido-base secondo il quale una molecola d'acqua si comporta da acido e un'altra molecola di acqua si comporta da base. Questa reazione è detta di **autoionizzazione** o di autoprotolisi.



$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

$$K_{eq} \cdot [H_2O]^2 = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Alla temperatura di 25°C, il suo valore determinato sperimentalmente risulta essere pari a $1,0 \cdot 10^{-14}$. Pertanto si ha:

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

vale non soltanto per l'acqua pura, ma **per qualsiasi soluzione acquosa**

$[H^+] = [OH^-]$ ovvero $[H^+] = 10^{-7}$	<i>soluzione neutra</i>
$[H^+] > [OH^-]$ ovvero $[H^+] > 10^{-7}$	<i>soluzione acida</i>
$[H^+] < [OH^-]$ ovvero $[H^+] < 10^{-7}$	<i>soluzione basica</i>

pH e pOH

Essendo in soluzioni acquose le concentrazioni degli ioni H^+ e degli ioni OH^- espresse da valori molto piccoli, da un punto di vista pratico è conveniente utilizzare un operatore matematico che permette di operare con numeri più semplici.

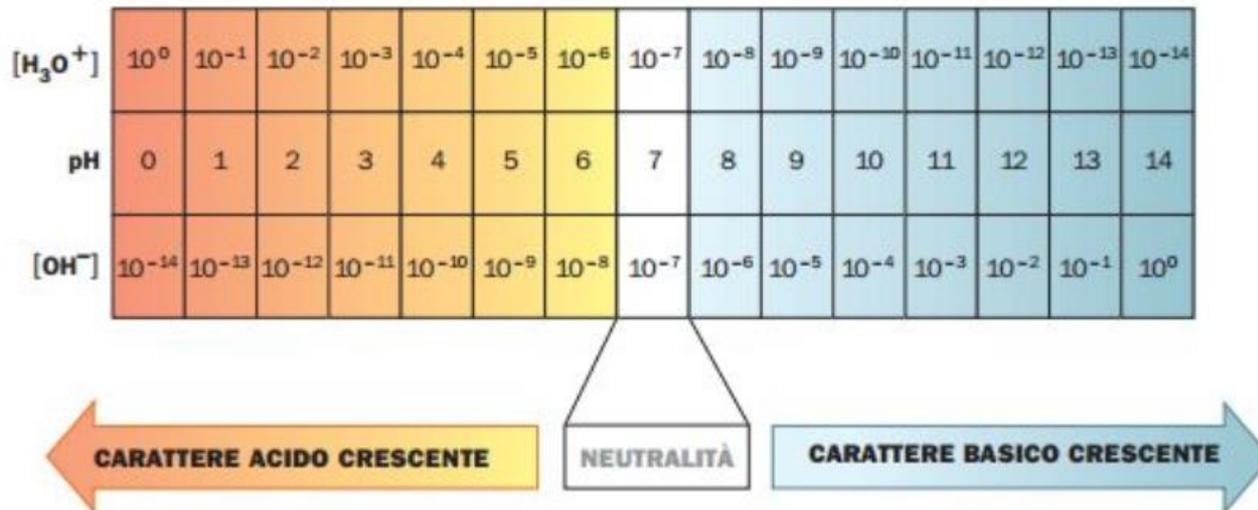
Tale operatore è il **pH**

Si definisce pH il logaritmo decimale negativo della concentrazione degli ioni H^+ :

$$pH = - \log [H^+] \quad pOH = - \log [OH^-]$$

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

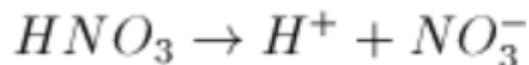
$$pH + pOH = 14$$



Forza degli acidi e delle basi: acidi e basi deboli; acidi e basi forti

Sono considerati forti quegli acidi e quelle basi che in acqua sono completamente ionizzati.

acido nitrico HNO_3 ; HCl ; HBr ; HI , HClO_4



Gli idrossidi del I e del II gruppo della tavola periodica costituiscono invece le basi forti

NaOH ; LiOH ; KOH ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Gli acidi e le basi deboli invece, quando si sciolgono in acqua, si ionizzano solo in minima parte tendendo a rimanere in forma indissociata



$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH] \cdot [H_2O]}$$

$$K_{eq} \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

La costante **Ka** è detta **costante di ionizzazione acida**

Per un generico acido HA che si dissocia secondo il seguente equilibrio:



possiamo scrivere:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Costante di ionizzazione basica



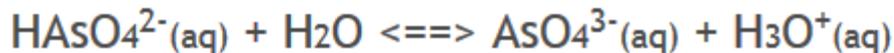
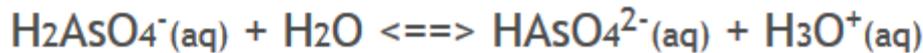
$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

tanto più debole è la base, tanto più piccolo è il valore della sua costante basica.

Gli acidi poliprotici sono quegli acidi che in soluzione acquosa possono fornire più di un protone.

Essi, nella loro molecola, **contengono più di un atomo di idrogeno**

acido solforico H_2SO_4 , l'acido solforoso H_2SO_3 , l'acido arsenico H_3AsO_4 e l'acido fosforoso H_3PO_3 .



per le quali possiamo scrivere tre costanti di dissociazione:

$$K_{a1} = \frac{[H_2AsO_4^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_3AsO_4]} = 5,0 \cdot 10^{-3}$$

$$K_{a2} = \frac{[HAsO_4^{2-}] \cdot [H_3O^+]}{[H_2AsO_4^-]} = 1,8 \cdot 10^{-7}$$

$$K_{a3} = \frac{[AsO_4^{3-}] \cdot [H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]} = 3,9 \cdot 10^{-12}$$

Soluzioni tampone

Una soluzione che contiene un acido debole in equilibrio con la sua base coniugata

In grado di mantenere inalterato il suo pH in seguito all'aggiunta di piccole quantità di acidi e basi forti.

La specie basica reagisce con i protoni, la specie acida con gli ioni OH⁻



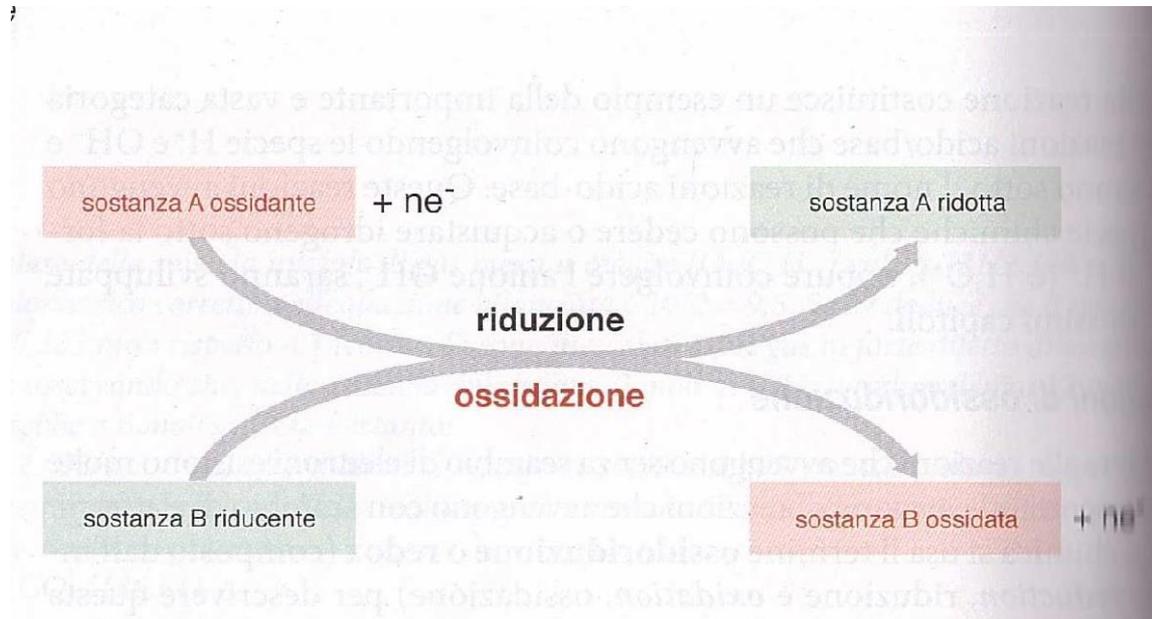
$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$[H^+] = \frac{K_a [HA]}{[A^-]} \quad pH = pK_a + \log_{10} \frac{[A^-]}{[HA]} \quad \text{Eq. di Henderson-Hasselbach}$$

Reazioni redox

Avvengono con scambio di elettroni tra gli atomi delle specie che reagiscono

Possono essere pensate come lo svolgersi contemporaneo di due semireazioni: **ossidazione e riduzione**



NUMERO DI OSSIDAZIONE

Il numero di ossidazione di un elemento in un composto è la carica che l'elemento assumerebbe se tutti i legami fossero ionici

Si attribuiscono gli elettroni del legame all'elemento più elettronegativo



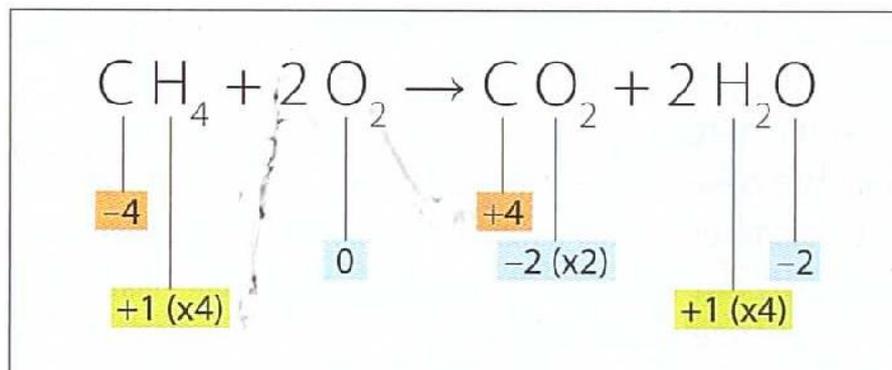


TABELLA 10.3 Le regole per la determinazione del numero di ossidazione di un elemento.

Elementi allo stato libero (cioè non combinati, come H ₂ , Ag ecc.)	0
Elementi del I gruppo (come Na, K ecc.) allo stato combinato	+1
Elementi del II gruppo (come Ca, Mg ecc.) allo stato combinato	+2
Idrogeno in tutti i composti	+1
Eccezione: negli idruri dei metalli (esempio NaH, CaH ₂)	-1
Ossigeno in tutti i composti	-2
Eccezioni: perossidi (come H ₂ O ₂)	-1
superossidi (come K ₂ O)	-1/2
fluoruro di ossigeno (F ₂ O)	+2
Fluoro in tutti i composti	-1
Alluminio in tutti i composti	+3
Zinco in tutti i composti	+2
Somma algebrica dei n.o. di tutti gli atomi in una sostanza neutra	0
Somma algebrica del n.o. di tutti gli atomi di una specie carica	Valore della carica

tabella dei potenziali di ossido - riduzione

	(specie ossidata)	(specie ridotta)	Potenziale normale E° (volt)	
Agenti ossidanti molto energici	$F_2(g) + 2e^-$	$2F^-$	+ 2,85	Agenti riducenti molto deboli
	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^-$	$2H_2O$	+ 1,77	
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^-$	$Mn^{2+} + 4H_2O$	+ 1,52	
	$PbO_2 + 4H^+ + 2e^-$	$Pb^{2+} + 2H_2O$	+ 1,44	
	$Cl_2(g) + 2e^-$	$2Cl^-$	+ 1,36	
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^-$	$2Cr^{3+} + 7H_2O$	+ 1,33	
	$MnO_2 + 4H^+ + 2e^-$	$Mn^{2+} + 2H_2O$	+ 1,28	
	$O_2(g) + 4H^+ + 4e^-$	$2H_2O(l)$	+ 1,23	
	$Br_2(l) + 2e^-$	$2Br^-$	+ 1,07	
	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^-$	$NO(g) + 2H_2O$	+ 0,95	
$Hg^{2+} + 2e^-$	Hg	+ 0,85		
$O_2 + 4H^+ + 4e^-$	$2H_2O$	+ 0,815		
$Ag^+ + e^-$	Ag	+ 0,81		
$Hg_2^{2+} + 2e^-$	$2Hg$	+ 0,79		
$NO_3^- + 2H^+ + e^-$	$NO_2(g) + H_2O$	+ 0,78		
$Fe^{3+} + e^-$	Fe^{2+}	+ 0,77		
$O_2(g) + 2H^+ + 2e^-$	H_2O_2	+ 0,68		
$I_2(g) + 2e^-$	$2I^-$	+ 0,58		
$Cu^+ + e^-$	$Cu(s)$	+ 0,52		
$Cu^{2+} + 2e^-$	Cu	+ 0,34		
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-$	$SO_2(g) + 2H_2O$	+ 0,17		
$Cu^{2+} + e^-$	Cu^+	+ 0,15		
$S + 2H^+ + 2e^-$	H_2S	+ 0,14		
$H^+ + e^-$	$1/2H_2(g)$	0,00		
$Pb^{2+} + 2e^-$	Pb	- 0,13		
$Sn^{2+} + 2e^-$	Sn	- 0,16		
$Ni^{2+} + 2e^-$	Ni	- 0,25		
$Co^{2+} + 2e^-$	Co	- 0,28		
$Cd^{2+} + 2e^-$	Cd	- 0,40		
$Cr^{3+} + e^-$	Cr^{2+}	- 0,41		
$H^+ + e^-$	$H(g)$	- 0,414		
$Fe^{2+} + 2e^-$	Fe	- 0,44		
$Cr^{3+} + 3e^-$	Cr	- 0,74		
$Zn^{2+} + 2e^-$	Zn	- 0,76		
$2H_2O + 2e^-$	$2OH^- + H_2(g)$	- 0,83		
$Mn^{2+} + 2e^-$	Mn	- 1,18		
$Al^{3+} + 3e^-$	Al	- 1,66		
$Mg^{2+} + 2e^-$	Mg	- 2,37		
$Na^+ + e^-$	Na	- 2,71		
$Ca^{2+} + 2e^-$	Ca	- 2,87		
$Ba^{2+} + 2e^-$	Ba	- 2,90		
$K^+ + e^-$	K	- 2,92		
$Li^+ + e^-$	Li	- 3,02		
Agenti ossidanti molto deboli				Agenti riducenti molto energici

Aumenta il potere ossidante
Aumenta la capacità di acquistare elettroni

Aumenta il potere riducente
Aumenta la capacità di cedere elettroni

I composti del carbonio – composti organici

Molecole a base di carbonio in legame più frequentemente con H, O e N (P e S)

Il carbonio è il solo elemento in grado di formare lunghe catene anche ramificate di atomi di carbonio legati da legami covalenti

Idrocarburi

Formati da esclusivamente C e H

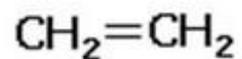
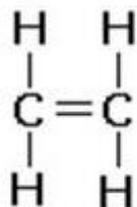
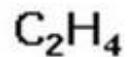


Idrocarburi saturi (alcani)

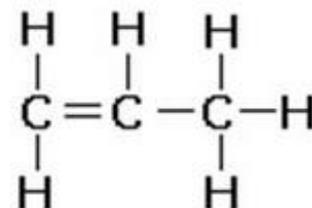
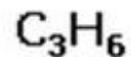
Nomi	Formule
metano	CH ₄
etano	C ₂ H ₆
propano	C ₃ H ₈
butano	C ₄ H ₁₀
pentano	C ₅ H ₁₂
esano	C ₆ H ₁₄
eptano	C ₇ H ₁₆
ottano	C ₈ H ₁₈
nonano	C ₉ H ₂₀
decano	C ₁₀ H ₂₂

Sono apolari, le molecole interagiscono con interazioni di Van der Waals, fino a 4 atomi di carbonio sono gassosi a T ambiente

Idrocarburi insaturi (alcheni)



ETENE
(o ETILENE)



PROPENE
(o PROPILENE)

Gruppi funzionali dei composti organici

Idealmente gli altri composti organici si formano per sostituzione di un gruppo metile terminale o un gruppo $-\text{CH}_2-$ intermedio con un altro gruppo chimico

$-\text{CH}_2\text{OH}$ gruppo alcolico

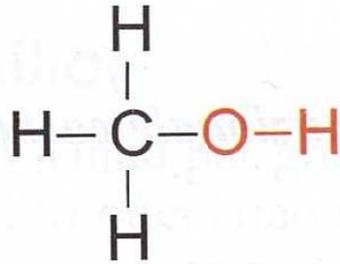
$\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ -\text{C}=\text{O} \end{array}$ gruppo aldeidico

$>\text{C}=\text{O}$ gruppo chetonico

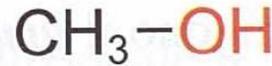
$-\text{COOH}$ gruppo carbossilico o carbossile

Alcoli

-OH è un gruppo polare

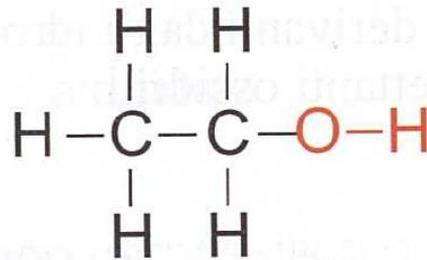


Formula di struttura



Formula condensata

Metan-olo



Formula di struttura



Formula condensata

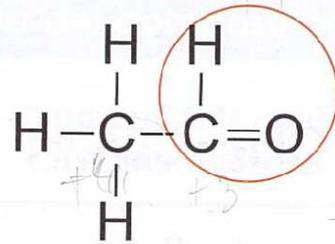
Etan-olo

TABLE 23.3 Solubilities of some Alcohols in Water and in Hexane*

Alcohol	Solubility in H₂O	Solubility in C₆H₁₄
CH ₃ OH (methanol)	∞	0.12
CH ₃ CH ₂ OH (ethanol)	∞	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH (1-propanol)	∞	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (1-butanol)	0.11	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (1-pentanol)	0.030	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (1-hexanol)	0.0058	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (1-heptanol)	0.0008	∞

* Expressed in mol alcohol/100 g solvent at 20°C. The infinity symbol indicates that the alcohol is completely miscible with the solvent.

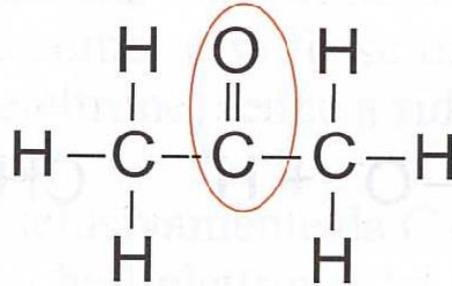
Aldeidi



Formula di struttura di un'aldeide
(acetaldeide, derivata dall'etanolo)

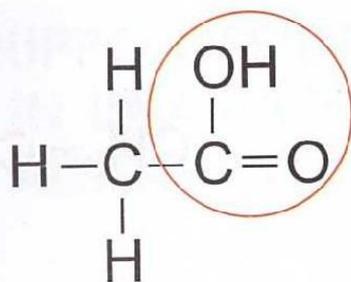
Formula condensata

Chetoni

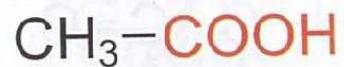


Formula di struttura di un chetone (acetone)

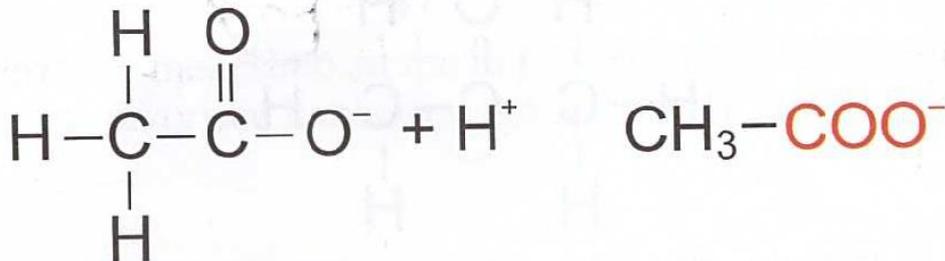
Acidi carbossilici



Formula di struttura



Formula condensata

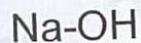


Nome dello ione = acetato

IL GRUPPO OSSIDRILE -OH È PRESENTE IN UNA BASE, IN UN ALCOL, IN UN ACIDO MA HA REATTIVITÀ DIVERSA

In acqua:

Base *soda*



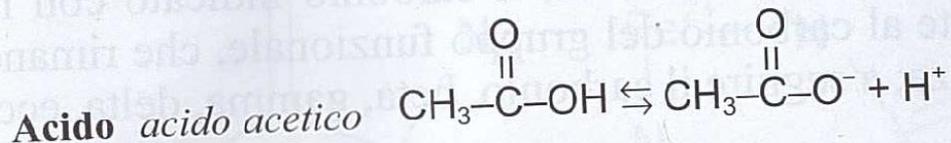
si formano Na^+ e lo ione
ossidrilico OH^-

Alcol *etanolo*



il gruppo ossidrilico non dissocia

Acido *acido acetico*



il gruppo ossidrilico dissocia
liberando il protone H^+

La diversa reattività dell'-OH dipende dall'atomo a cui è legato.

Nella **soda** il sodio ha forte tendenza a cedere l'elettrone e a diventare ione positivo Na^+ , l'elettrone si trasferisce sull'ossigeno dell'-OH che si distacca come OH^- .

Nell'**alcol** il gruppo funzionale alcolico è tenuto saldamente insieme da legami covalenti e non dissocia; nell'alcol la differenza in elettronegatività fra C, O, H non è tale da consentire il trasferimento di elettroni e quindi la formazione di ioni con conseguente dissociazione.

Nell'**acido** la presenza sul medesimo atomo di C di due atomi di ossigeno elettronegativi, che attirano l'elettrone, favorisce il distacco del protone H^+ positivo.

ETERI

Questi composti si possono considerare derivati dal legame di due molecole di alcol (legame etere) con l'eliminazione di una molecola di acqua.

L'etere etilico era usato in medicina come anestetico.



Formazione dell'etere etilico per condensazione di due alcoli.

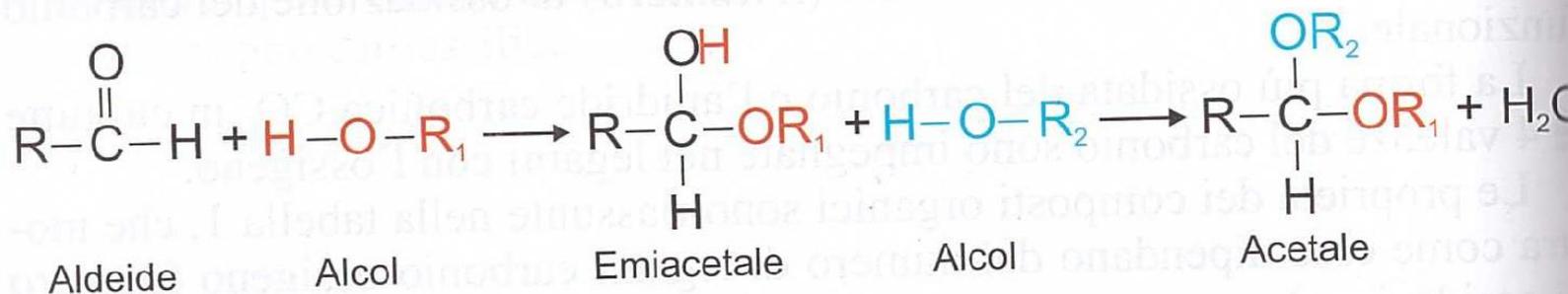
La formula condensata dell'etere etilico è: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

ACETALI

L'acetale si forma dalla reazione fra aldeide (o chetone) ed alcol con eliminazione di acqua.

L'aldeide può legare una molecola di alcol: legame emiacetalico (presente nella struttura ad anello dei monosaccaridi) (vedi capitolo 4).

L'emiacetale può a sua volta legare una seconda molecola di alcol: legame acetalico propriamente detto (il legame acetalico unisce i monosaccaridi a dare glucidi complessi) (vedi capitolo 4).



METABOLISMO CELLULARE: insieme tutte reazioni chimiche all'interno di una cellula

Le macromolecole che costituiscono gli esseri viventi (ruolo strutturale e funzionale) :

PROTEINE

GLUCIDI (ZUCCHERI, CARBOIDRATI)

LIPIDI (GRASSI)

ACIDI NUCLEICI (DNA e RNA)

VITAMINE e COENZIMI (coadiuvano l'attività di altre macromolecole)

Le proteine: polimeri lineari non ramificati

Polimero: Un **polimero** è una macromolecola, ovvero una molecola dall'elevato peso molecolare, costituita da un gran numero di gruppi molecolari (detti *unità ripetitive*) uguali o diversi (nei copolimeri), uniti "a catena" mediante la ripetizione dello stesso tipo di legame (covalente).



1 omopolimero



2



3



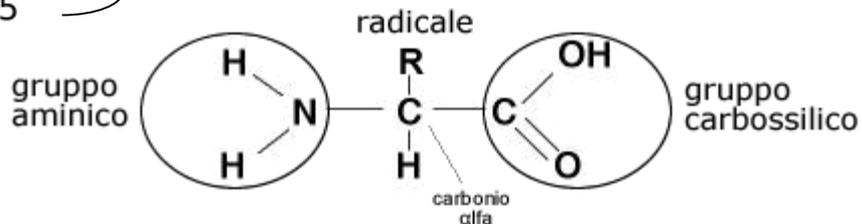
4



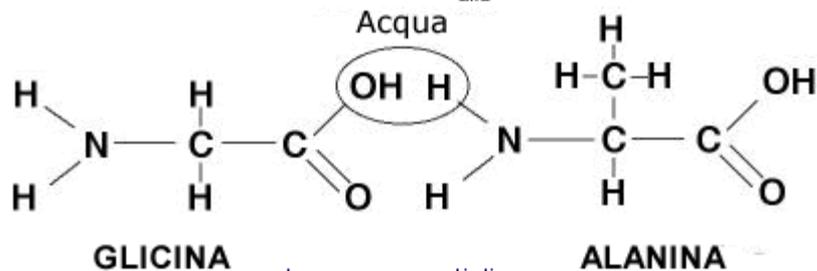
5



copolimeri



Aminoacidi (20 tipi)



legame peptidico

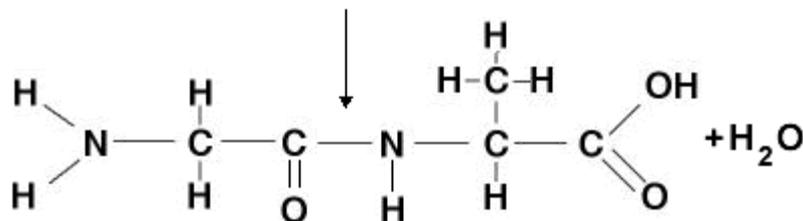
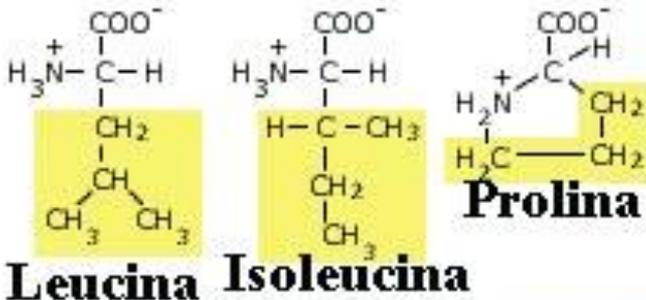
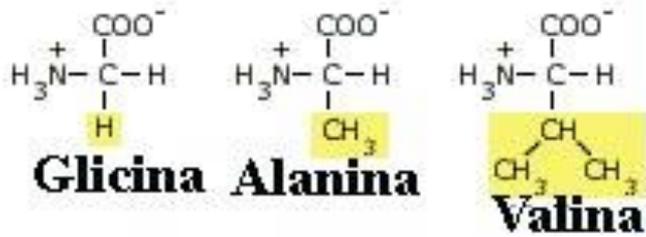


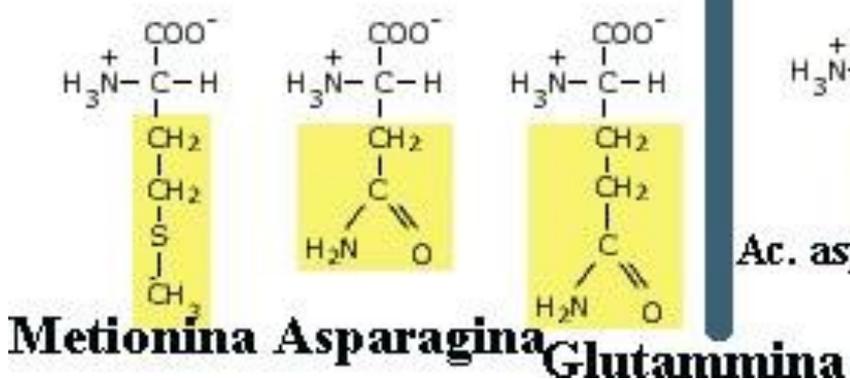
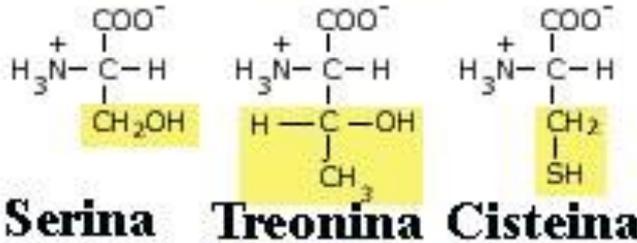
Tabella 3.1
Abbreviazioni degli aminoacidi.

Amino acidi	tre lettere (*)	una lettera
Alanina	Ala	A
Arginina	Arg	R
Asparagina	Asn	N
Aspartato	Asp	D
Cisteina	Cys	C
Glicina	Gly	G
Glutamina	Gln	Q
Glutammato	Glu	E
Istidina	His	H
Isoleucina	Ile	I
Leucina	Leu	L
Lisina	Lys	K
Metionina	Met	M
Fenilalanina	Phe	F
Prolina	Pro	P
Serina	Ser	S
Treonina	Thr	T
Triptofano	Trp	W
Tirosina	Tyr	Y
Valina	Val	V

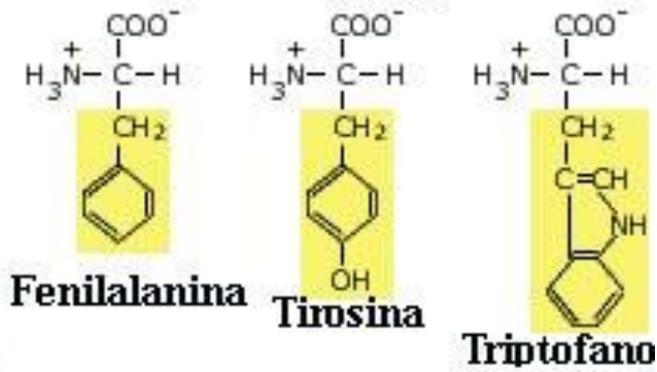
Aminoacidi con R non polare



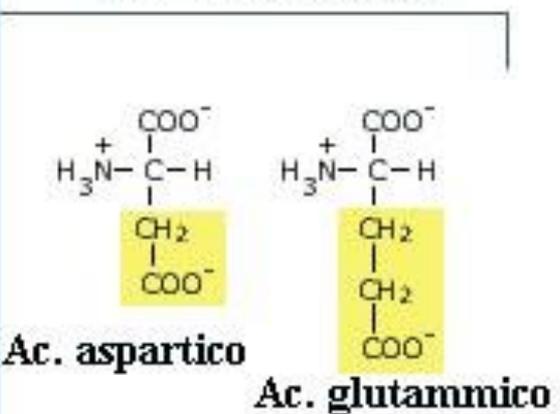
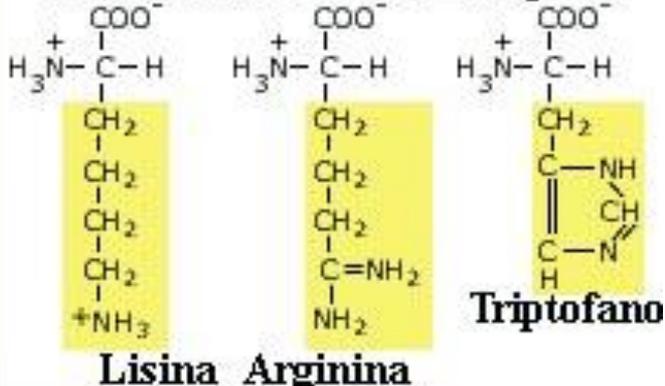
Aminoacidi con R polare



Aminoacidi con gruppi aromatici

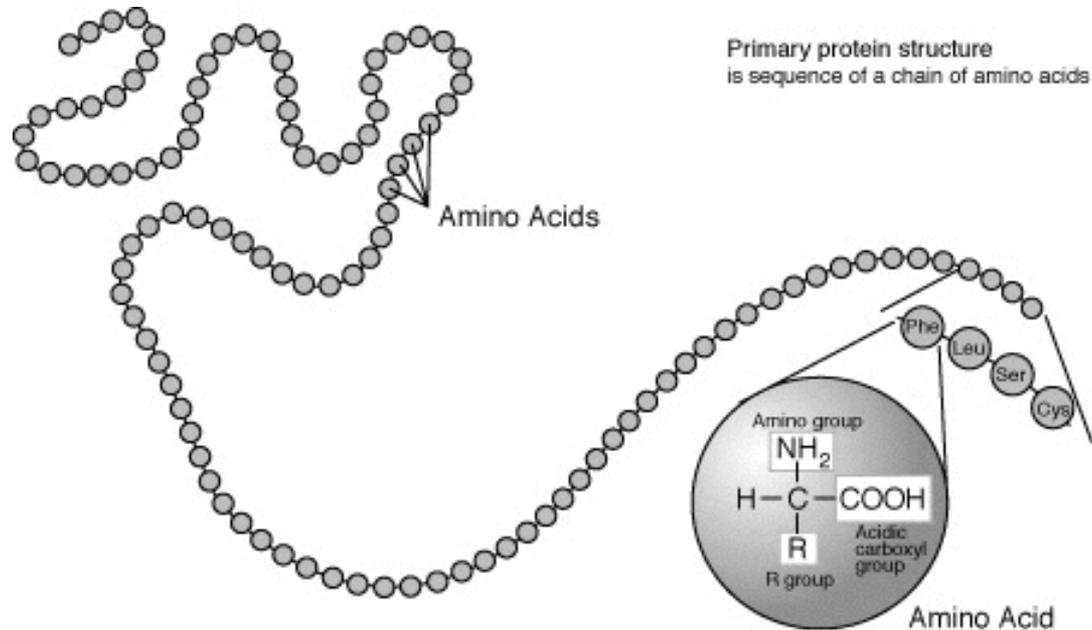


Aminoacidi con R carico posit.



Come sono strutturate le proteine? Una proteina non assume una struttura tridimensionale ripiegata -conformazione caratteristica di ciascun tipo di proteina

Struttura primaria: è una catena di aminoacidi



Nella **conformazione** di una proteina si possono distinguere tre livelli gerarchici di strutturazione

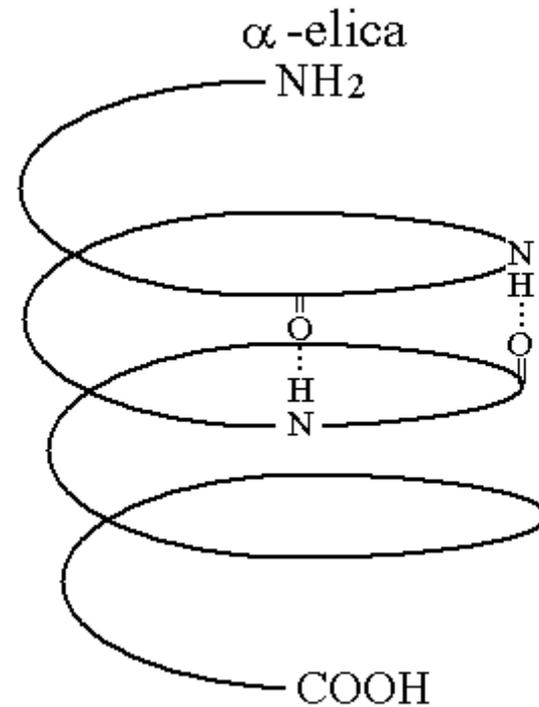
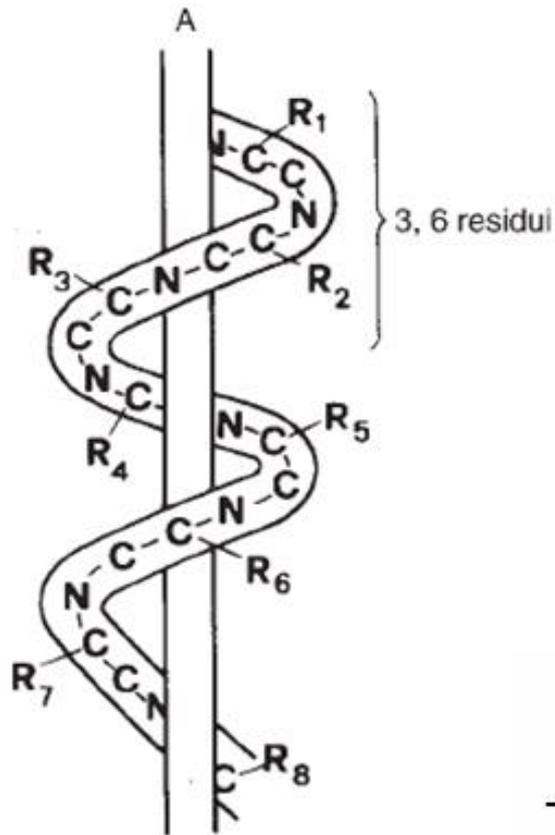
Struttura secondaria

Struttura terziaria

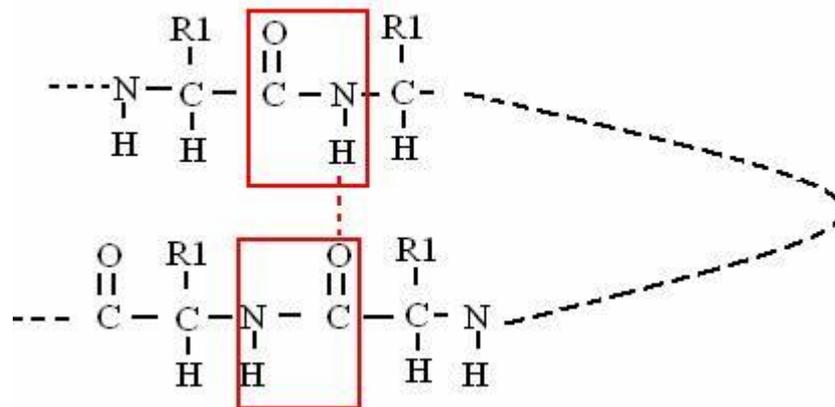
Struttura quaternaria

La struttura secondaria può avere due diverse conformazioni:

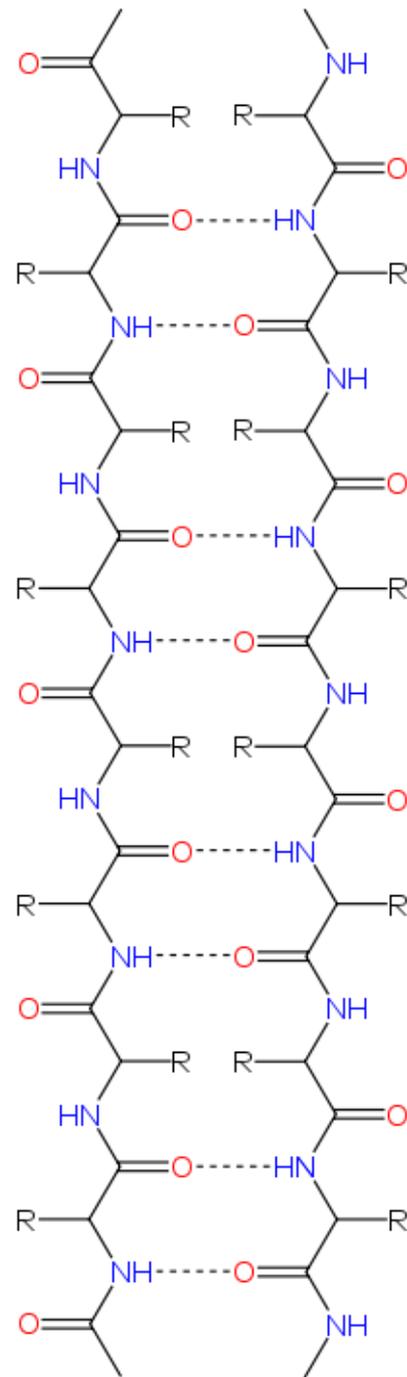
α -elica



legame peptidico



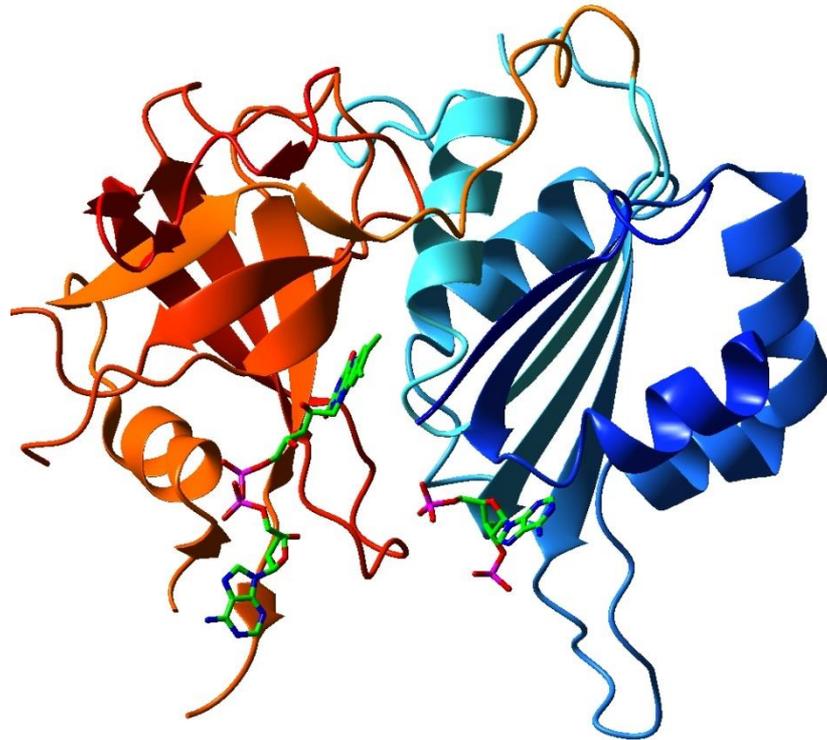
β -foglietto



Struttura planare da cui i residui R sporgono alternativamente al di sotto ed al di sopra del piano

Struttura terziaria

Si combinano regioni della proteina ad alfa elica, con regioni a beta foglietto collegate da regioni random coil (avvolgimento casuale)



Gruppi prostetici, gruppi molecolari di tipo non proteico che nelle **proteine**, cosiddette **coniugate**, sono uniti alla parte proteica della molecola

Struttura quaternaria

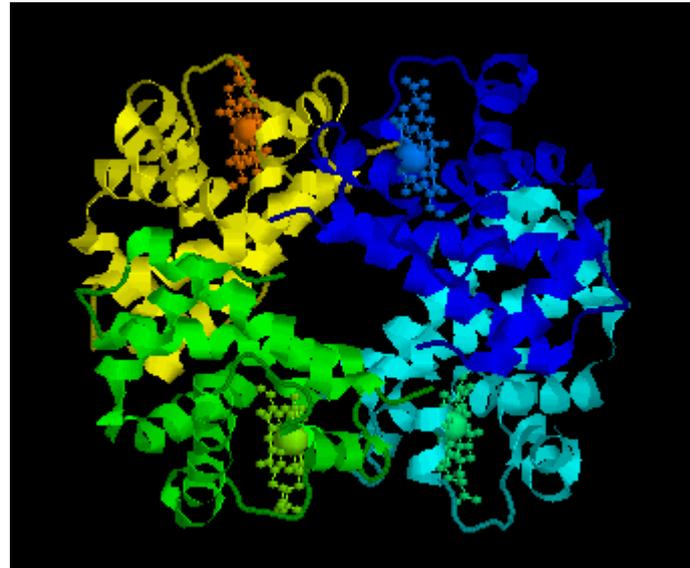
Dall'associazione di due o più catene polipeptidiche, ciascuna delle quali dotata di struttura terziaria.

Catena polipeptidica: subunità

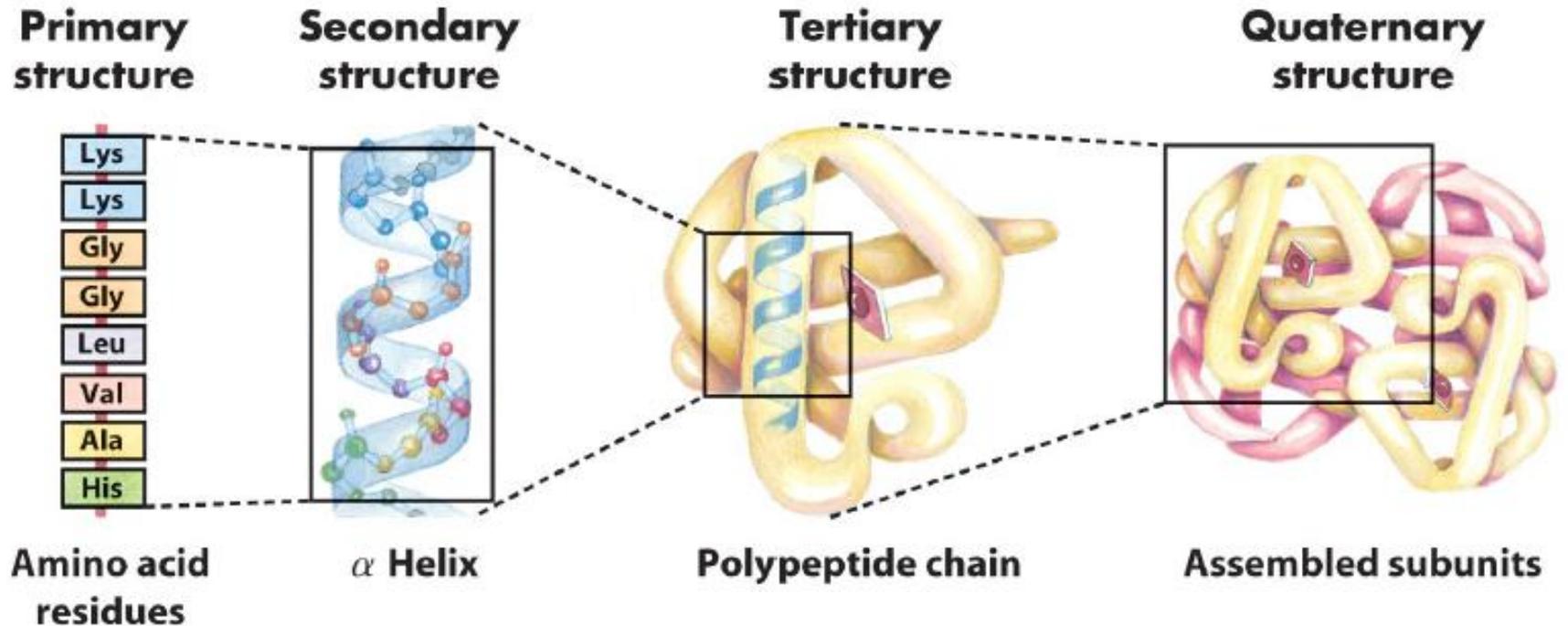
Dimero, trimero, tetramero.....

Le subunità possono essere identiche OMO-

Le subunità possono essere diverse ETERO-



Nelle proteine vi sono quattro livelli di organizzazione strutturale

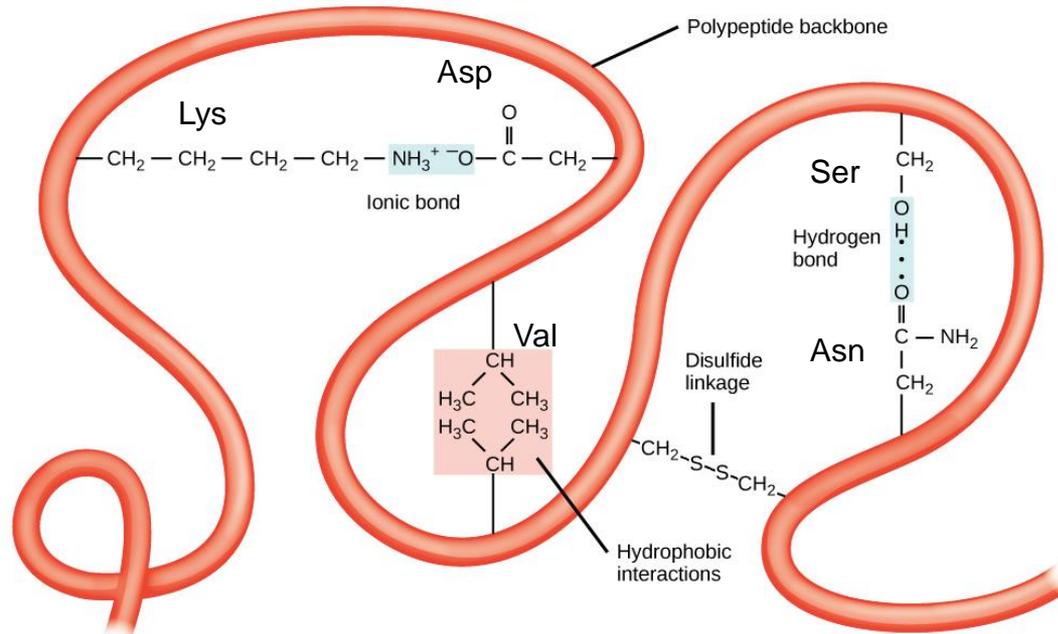


La struttura primaria di una proteina determina la conformazione e quindi la funzione che essa svolge

Anche una piccola variazione nella sequenza può renderla inattiva perché....

a stabilizzare la struttura conformazionale attiva della proteina sono legami deboli tra alcuni a.a. chiave situati in specifiche regione della proteine

Legami idrogeno, interazioni elettrostatiche, interazioni idrofobiche, interazioni di van der Waals, ponti disolfuro



Es. emoglobina in anemia falciforme



RUOLO DELLE PROTEINE IN UN ORGANISMO (estremamente versatili)

Catalizzatori (enzimi)

specie chimica che interviene durante lo svolgimento di reazione chimica aumentandone la velocità, rimanendo comunque inalterato al termine della stessa (a differenza dei reagenti, che si consumano al procedere della reazione)

Funzione strutturale

Sono le principali componenti del tessuto connettivo, cartilagine, ossa, si trovano in tutti i tessuti dell'organismo negli spazi extracellulari (matrice extracellulare-Collagene, elastina), si trovano sulla membrana cellulare e in quella di tutti gli organelli cellulari.

Trasporto

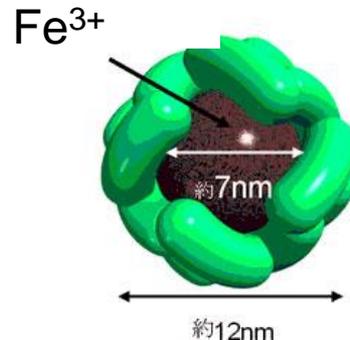
Dentro e fuori una cellula (proteine di membrana)

Da un compartimento cellulare all'altro

Da un tessuto all'altro attraverso il sangue (emoglobina-ossigeno, lipoproteine-grassi)

Deposito

Ferritina: ferro



Funzione contrattile

Muscolo: actina e miosina

Regolazione ormonale

Insulina, glucagone, paratormone (cellule ad attività endocrina, gli ormoni agiscono su cellule bersaglio. Posse anche su tessuti molto distanti dal sito di produzione dell'ormone)

Protezione

Gli anticorpi sono immunoglobuline ovvero proteine che legano il corpo estraneo che deve essere fagocitato dalle cellule del sistema immunitario.

Regolazione dell'espressione genica

Fattori di trascrizione

Trasduzione del segnale

La **trasduzione intracellulare del segnale** è la catena di reazioni che, ricevendo segnali da molecole messaggere (es. ormoni) tramite recettori proteici della superficie cellulare, interagisce con bersagli molecolari intracellulari di vario tipo per attivare o disattivare l'espressione genica di fattori di trascrizione, i quali sono essenziali per la regolazione dell'espressione genica di altri geni.

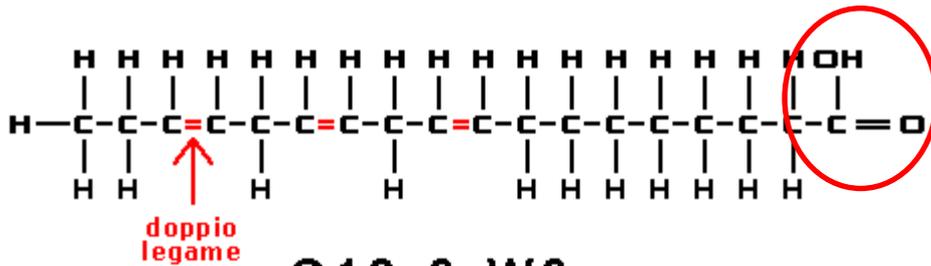
Lipidi: costituiti da carbonio, idrogeno, ossigeno

sono costituiti da un'ampia gamma di classi di composti tutti insolubili in acqua e solubili in solventi apolari

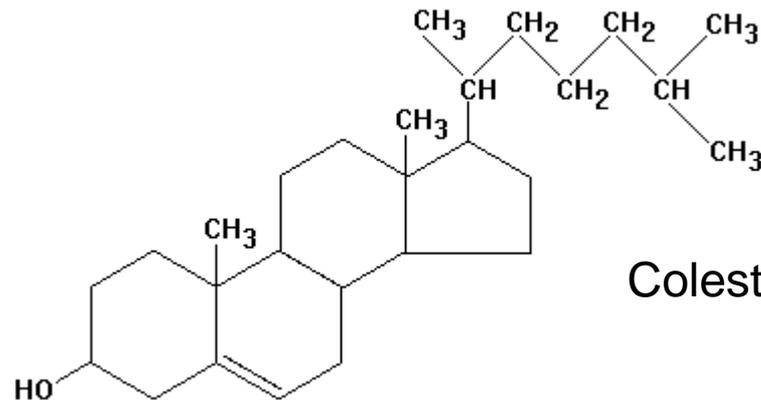


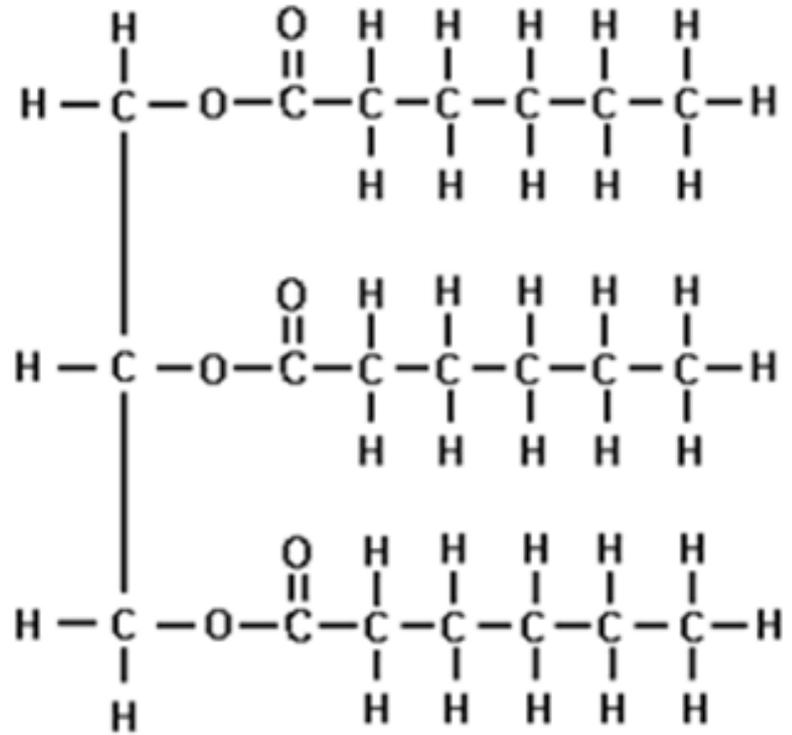
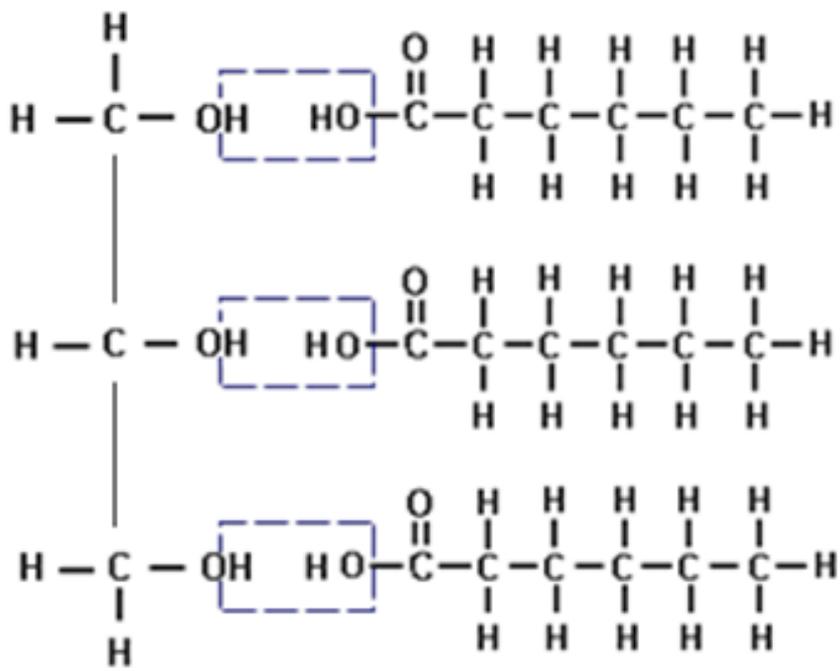
acidi grassi, trigliceridi, colesterolo

funzione energetica; il loro deposito vicino a organi importanti come cuore, fegato, milza, reni, cervello e midollo spinale rappresenta un'importante protezione meccanica, e inoltre il suo deposito nel sottocute svolge un ruolo isolante contro le basse temperature; membrane biologiche - strutturale e funzionale



Acido grasso (saturi, insaturi)





Glicerolo + Tre acidi grassi - 3H₂O = TRIGLICERIDE

CARBOIDRATI (glucidi)

Semplici (monosaccaridi con una sola molecola di zucchero - glucosio, fruttosio, galattosio)

Hanno come compito principale la produzione di energia, indispensabili per i processi vitali dell'organismo. ***Il combustibile primario della macchina umana***

Dal punto di vista chimico: derivato aldeidico o chetonico di un alcool polivalente

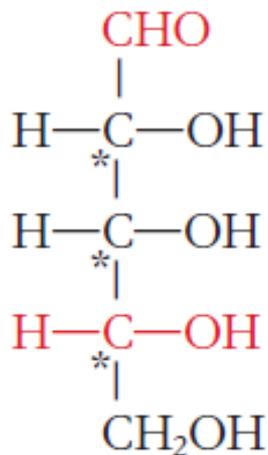
A seconda del numero di atomi di carbonio, si suddividono in triosi, tetrosi, pentosi, esosi

Le loro caratteristiche strutturali e la loro reattività chimica sono determinate dai gruppi funzionali che presentano, e cioè il **gruppo alcolico -OH** e il **gruppo aldeidico -CHO** o il **gruppo chetonico C=O**.

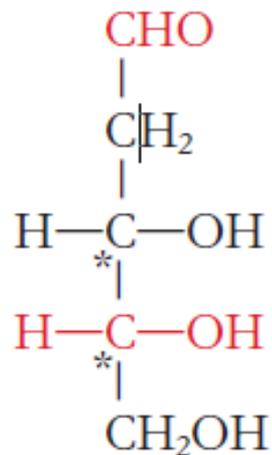
Quando uno zucchero contiene un gruppo aldeidico viene detto aldoso, se ha un gruppo chetonico è un chetoso.

Tabella 38.1. • I più comuni monosaccaridi

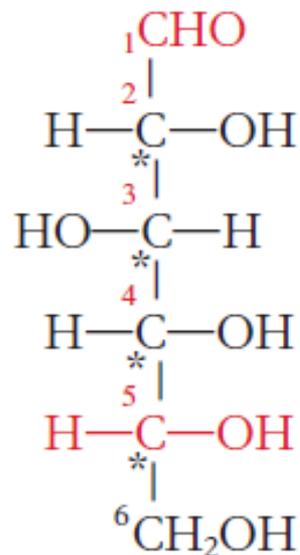
Classificazione		Esempio
triosi	aldosi	D-gliceraldeide
	chetosi	diidrossiacetone
tetrosi	aldosi	D-eritrosio
		D-treosio
pentosi	aldosi	D-ribosio
		D-arabinosio
		D-xilosio
	chetosi	D-lixosio
		D-xilulosio
esosi	aldosi	D-glucosio
		D-galattosio
		D-mannosio
		D-gulosio
		D-allosio
	chetosi	D-fruttosio



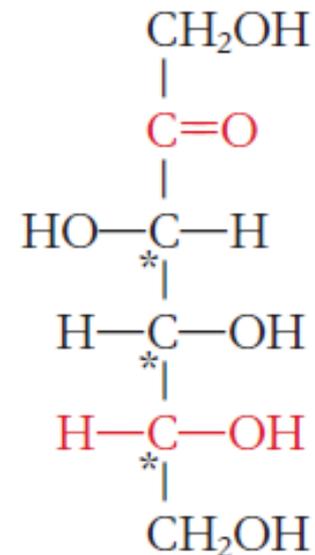
D-ribosio
(aldopentoso)



D-desossiribosio
(aldopentoso)



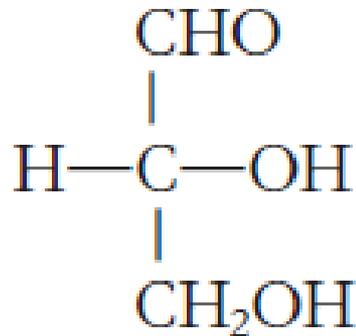
D-glucosio
(aldoesoso)



D-fruttosio
(chetoesoso)

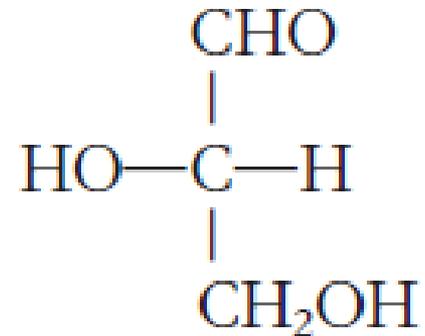
La lettera D o L che precede il nome dello zucchero si riferisce alla configurazione assoluta a cui appartiene lo zucchero in esame

Per stabilire la configurazione assoluta di uno zucchero, confrontiamo la disposizione dei gruppi legati all'atomo di carbonio asimmetrico asteriscato (quello più lontano dai gruppi aldeidico e chetonico) con quella della gliceraldeide:



D-gliceraldeide

(ha l'ossidrile a destra)

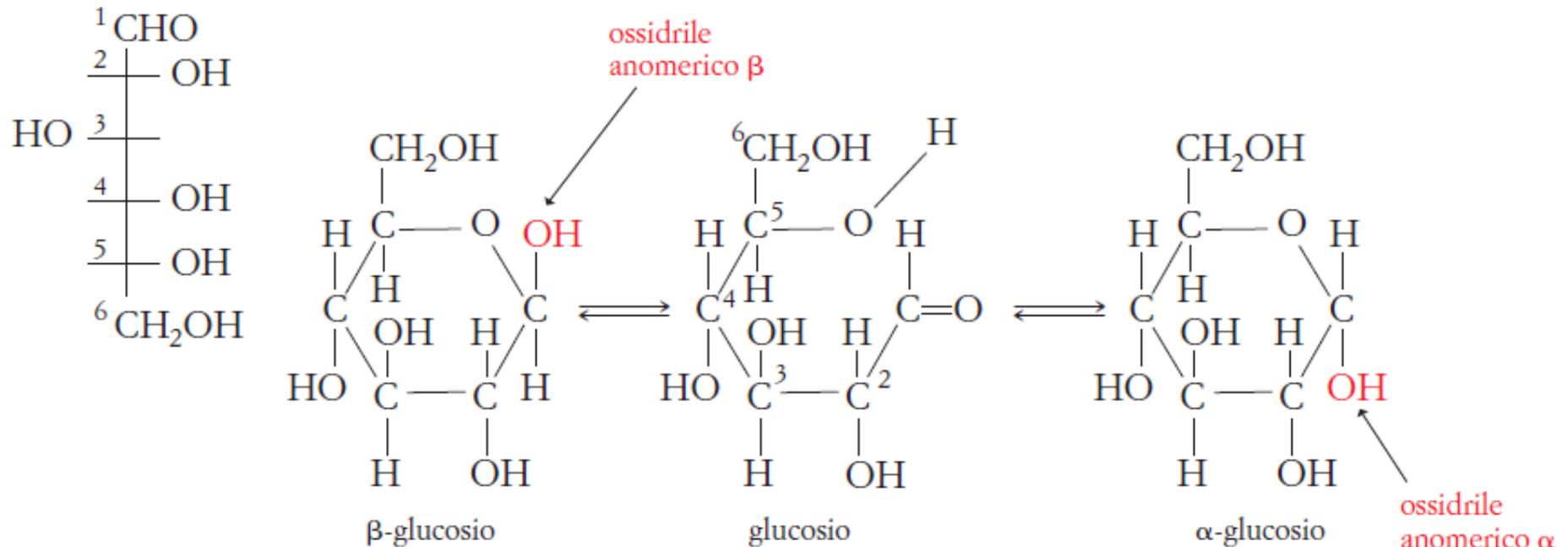


L-gliceraldeide

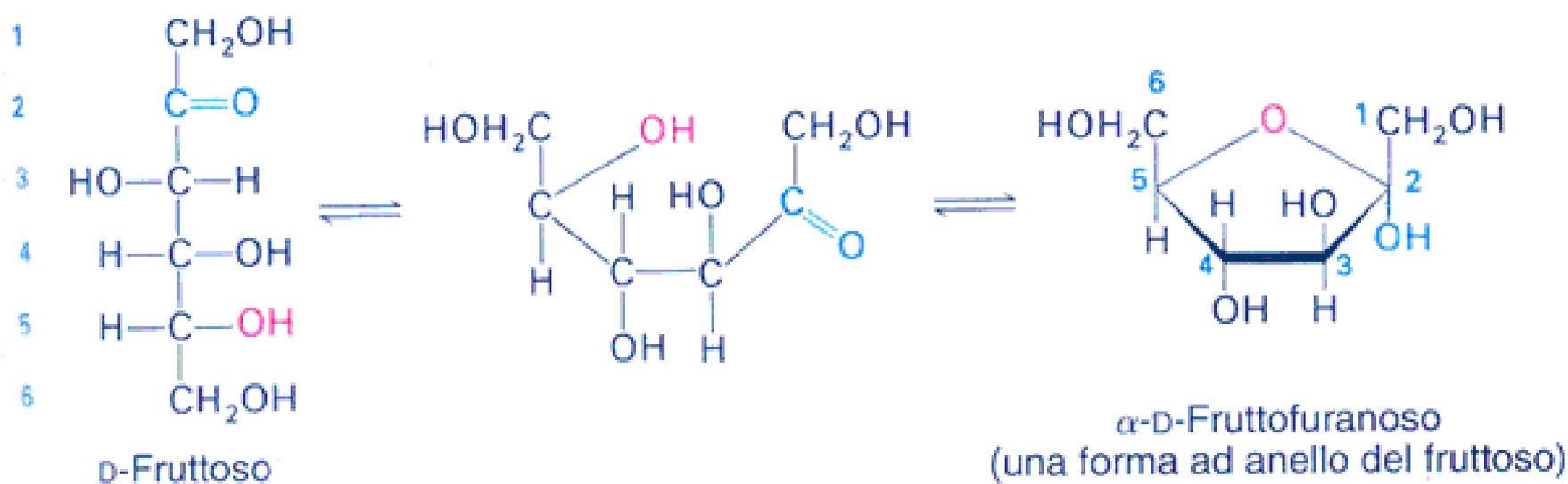
(ha l'ossidrile a sinistra)

Enantiomeri: immagini speculari

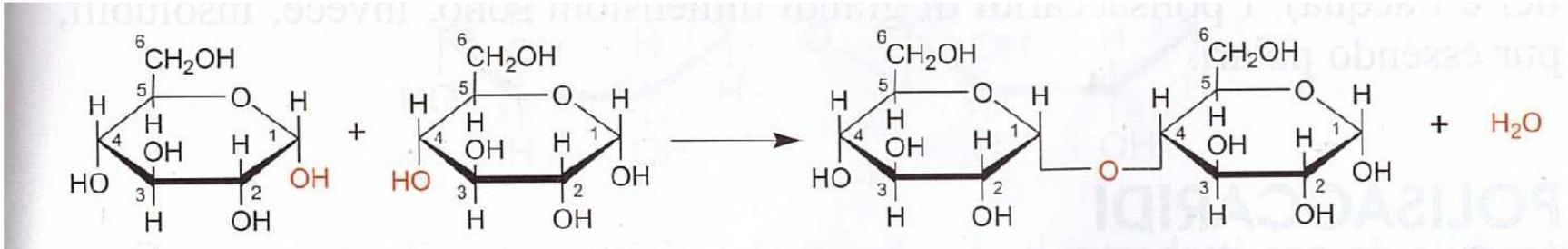
In soluzione acquosa si presentano in **strutture chiuse**, in equilibrio con quelle aperte riportate sopra. Per esempio, la forma aperta del D-glucosio in soluzione è in equilibrio con altre due **forme cicliche** (α e β) distinguibili solo per la disposizione **dell'atomo di carbonio 1 (anomeri)**



Le strutture cicliche preferite dai saccaridi sono a cinque termini (furanosi) o a sei termini (piranosi), come il glucosio.



Legame glicosidico



Quando due monosaccaridi si uniscono per reazione dell'-OH anomero di un monosaccaride con l' -OH alcolico dell'altro monosaccaride si ha la formazione di un **disaccaride** con liberazione di una molecola d'acqua.

Il legame che si forma prende il nome di **legame O-glicosidico**.

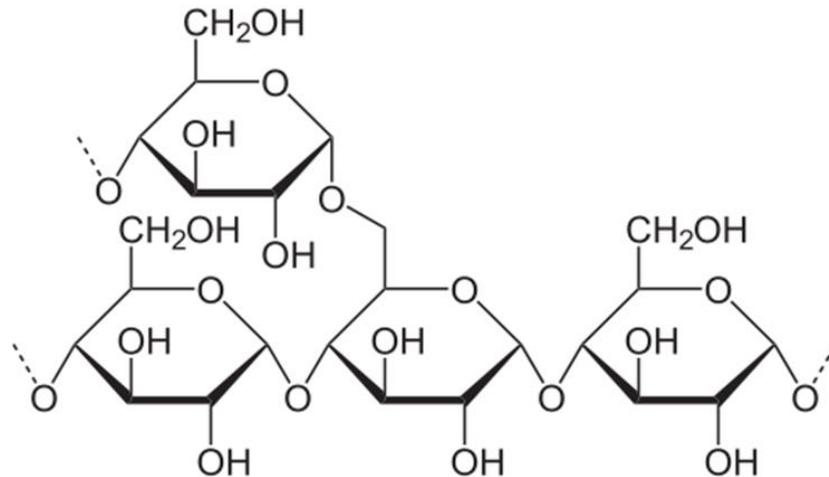
I principali disaccaridi sono:

- **saccarosio** (glucosio + fruttosio) è lo zucchero di canna
- **maltosio** (glucosio + glucosio) è lo zucchero del malto
- **lattosio** (galattosio + glucosio) è lo zucchero del latte.

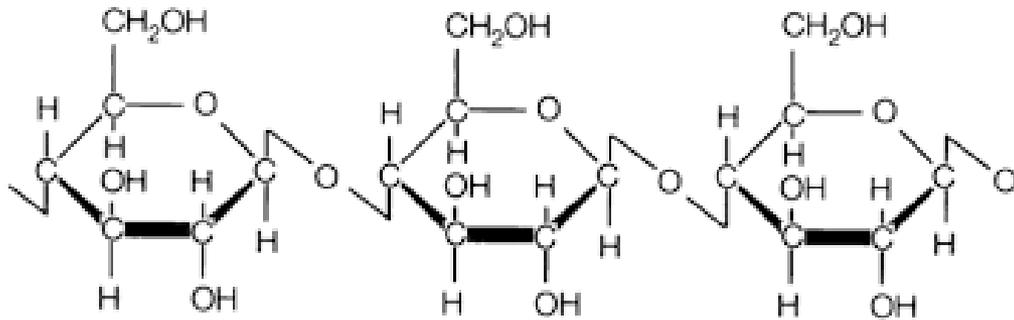
Complessi – più monosaccaridi legati chimicamente insieme (polimeri lineari e ramificati)

Oligosaccaridi (da 3 a 10 monomeri) e **polisaccaridi** (da 10 a migliaia di monomeri)

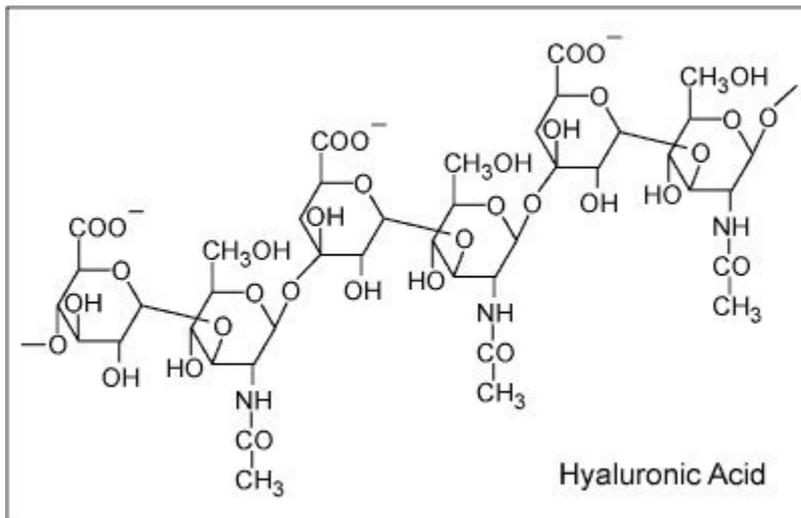
✓ Funzione di riserva energetica: amilopectina (piante); glicogeno (uomo)



Strutturale: cellulosa (piante)



Acido ialuronico (matrice extracellulare)



PROTEINE CHE LEGANO L'OSSIGENO

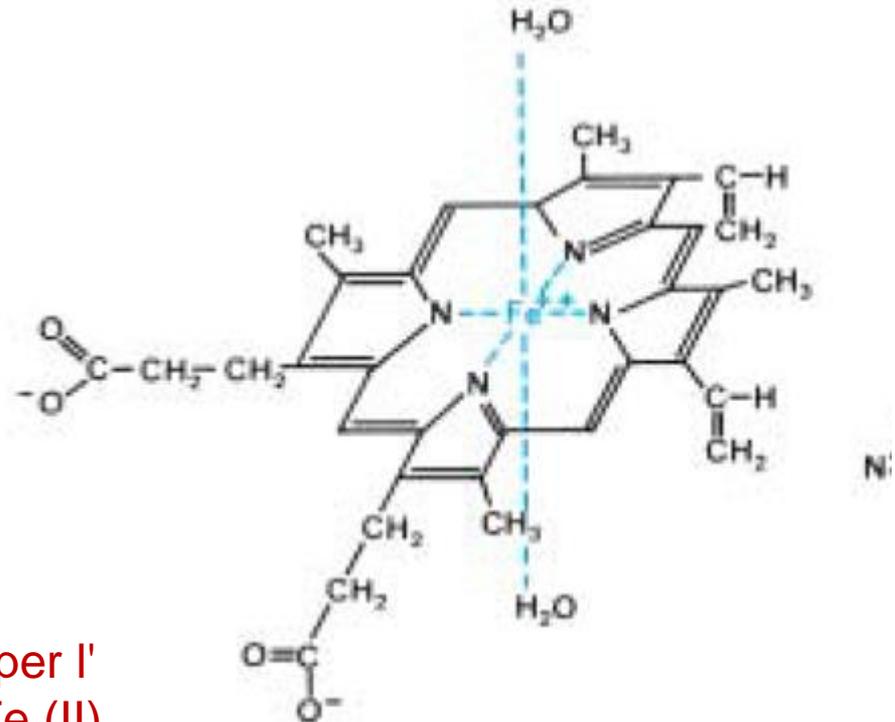
EMOGLOBINA

MIOGLOBINA

PROTEINE CONIUGATE AD UN GRUPPO PROSTETICO

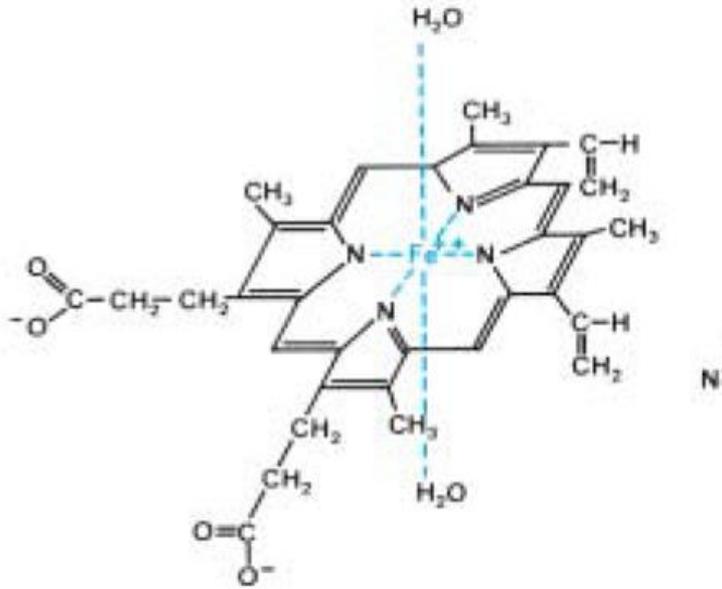
EME

Ferroprotoporfirina IX

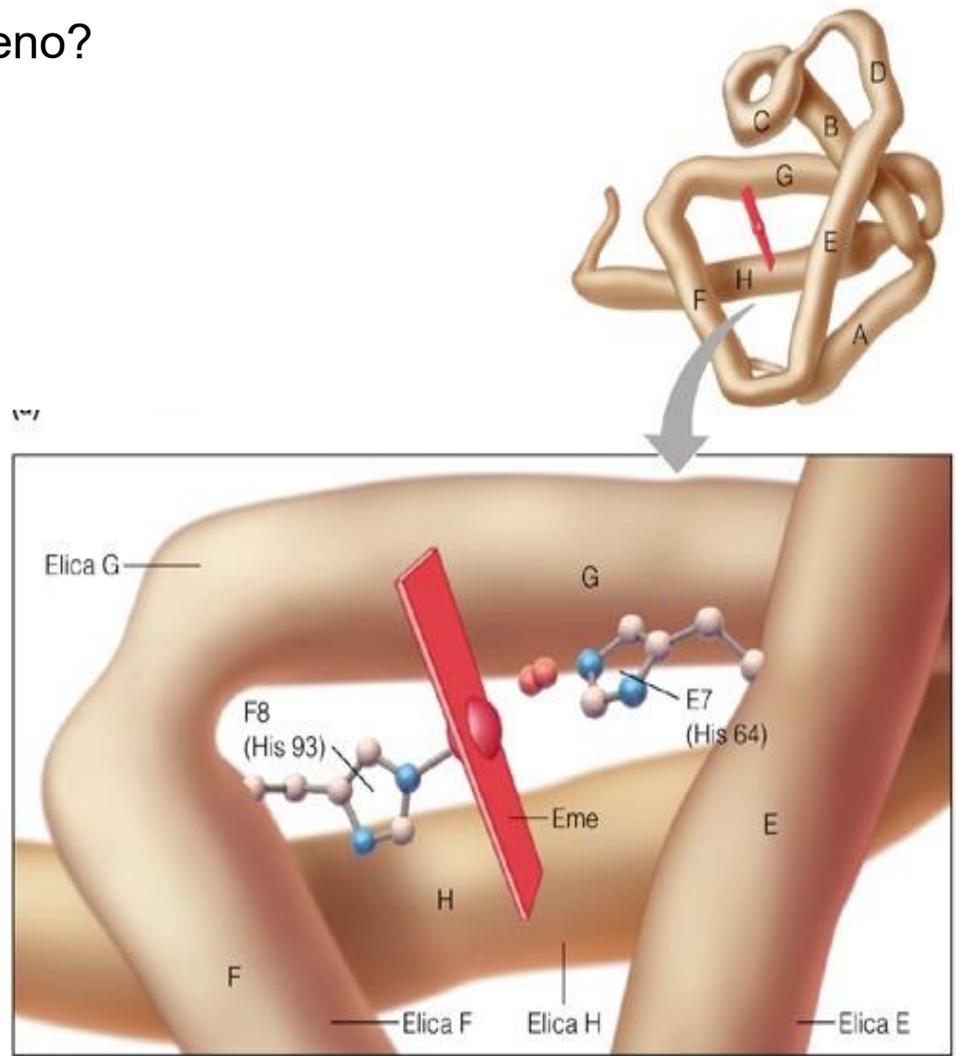


Sia nella Hb che Mb il sito di legame per l'ossigeno è rappresentato dallo ione Fe (II)

Come fa il Fe dell'eme a legare l'ossigeno?

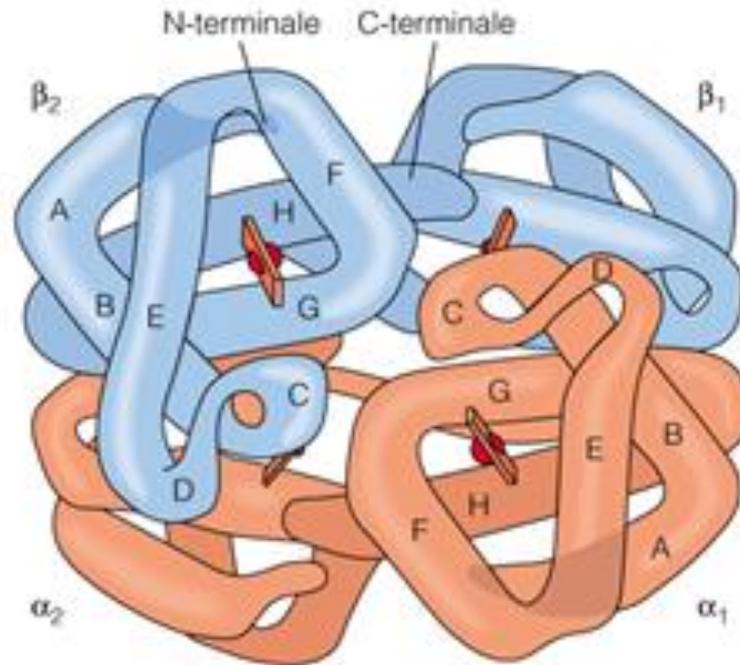


Lo ione ferroso Fe (II) deve avere sei ligandi. 4 ligandi sono forniti dagli azoti dell' anello porfirinico e restano disponibili altri due siti di legame (legami di coordinazione): uno è rappresentato dall' N di una istidina (prossimale); il **sesto legame di coordinazione** è realizzato nella deossimioglobina con una molecola di acqua e nella ossimioglobina con **una molecola di ossigeno**

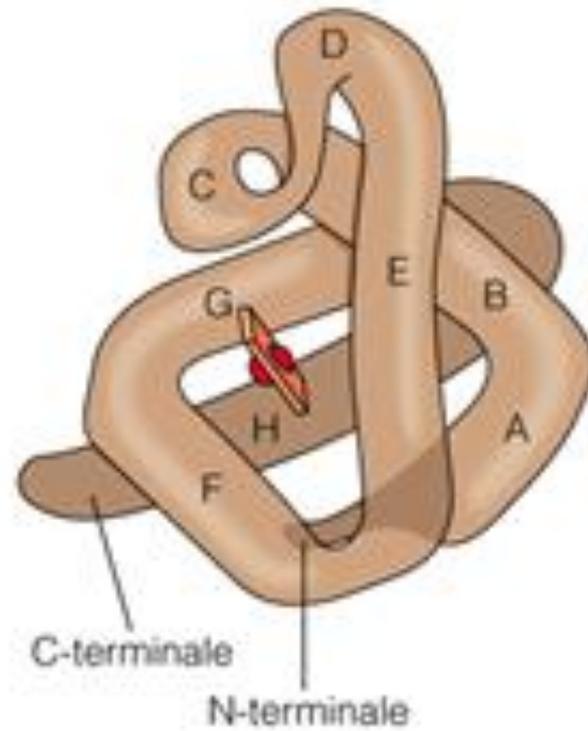


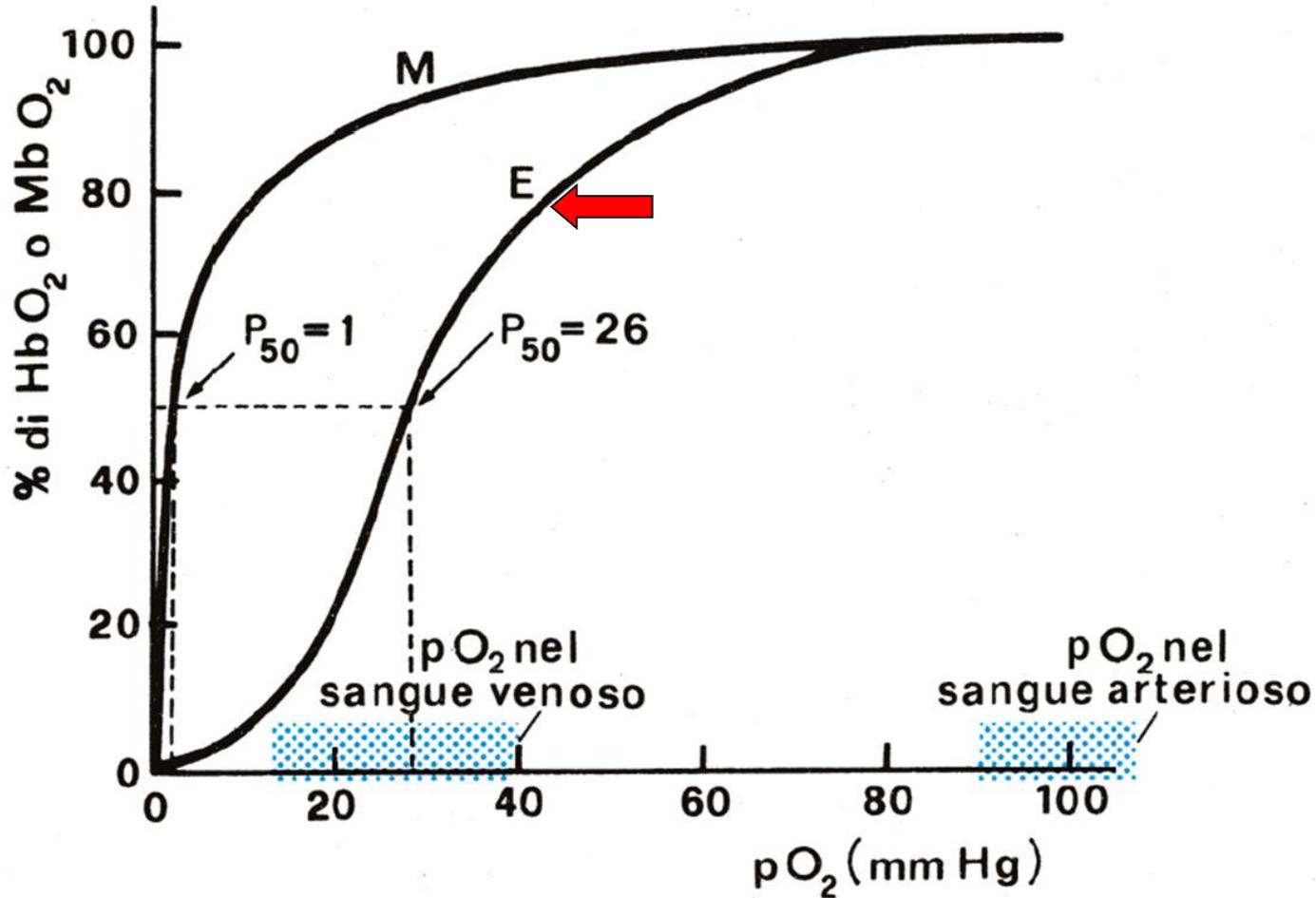
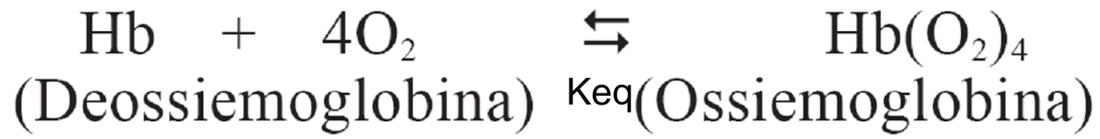
(b)

EMOGLOBINA (Hb)

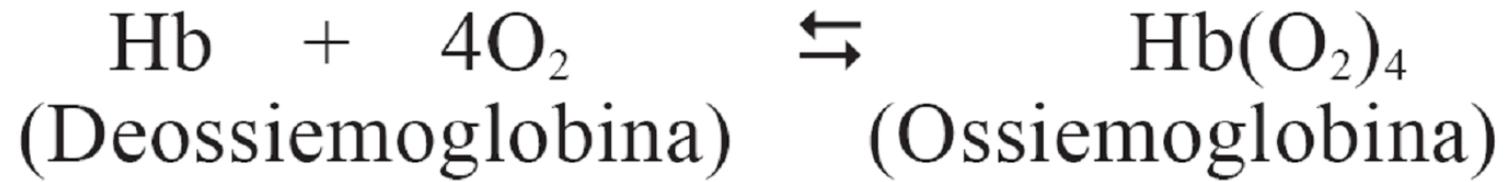


MIOGLOBINA (Mb)





$$K_{eq} = \frac{[\text{Hb} (\text{O}_2)_4]}{[\text{Hb}] * [\text{O}_2]^4}$$



Hb è una proteina allosterica

quando una molecola di O_2 si è legata ad una subunità, l'affinità delle altre subunità aumenta e quindi aumenta la pendenza della curva (cooperatività tra siti di legame)

Proteine allosteriche: 2 o più siti di legame topologicamente distinti (in grado di legare substrati, inibitori, attivatori) che interagiscono in modo funzionale fra loro

⇒ la formazione del legame di un ligando ad un sito altera le proprietà dell'altro sito, in particolare la sua affinità per il secondo ligando ⇒ cooperatività:

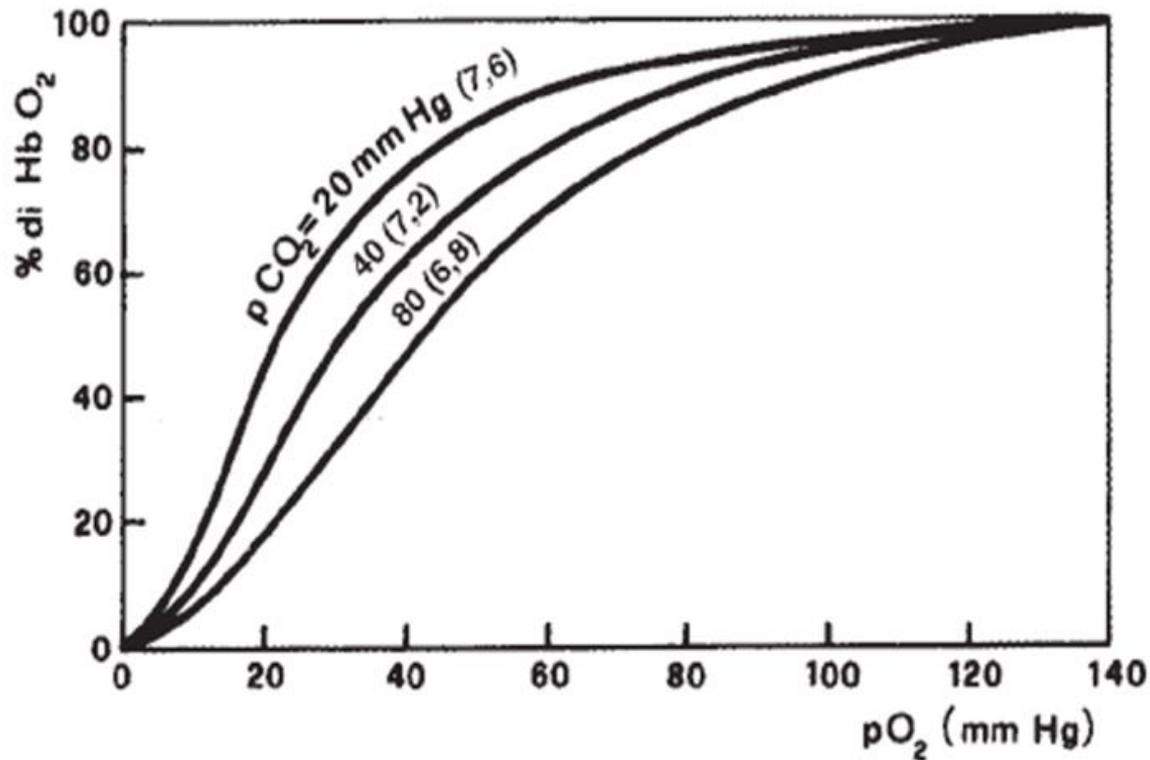
-**positiva:** la modificazione aumenta la capacità di legame

-**negativa:** la modificazione diminuisce la capacità di legame

Fattori che influenzano l'affinità dell'Hb per l'ossigeno

Pressione parziale della CO₂ e pH

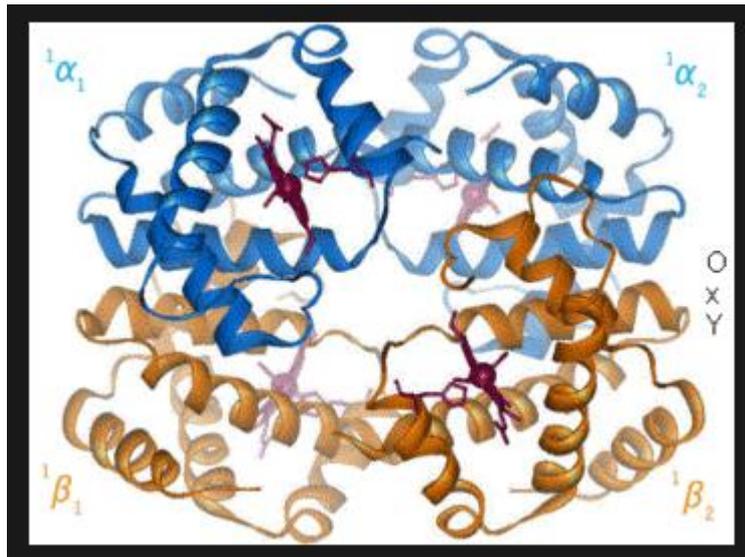
Aumento della **pCO₂** determina una diminuzione della affinità per l'ossigeno



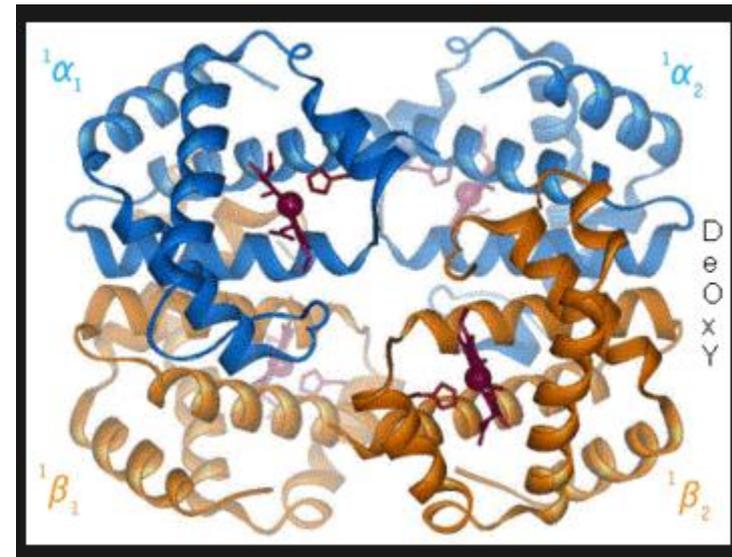
Aumento del **pH** determina un aumento della affinità per l'ossigeno—effetto Bohr



TESA



RILASSATA



La protonazione di alcuni a.a a pH bassi favorisce la conformazione tesa che ha minore affinità per l'ossigeno

In ambiente acido l'emoglobina rilascia più facilmente l'ossigeno perchè ha una costante K di affinità (costante di equilibrio) più bassa

Gli enzimi: catalisi enzimatica

Biocatalizzatori specifici di natura proteica

- Innalzano enormemente la velocità di reazioni chimiche **spontanee**, **senza alterare** la costante di equilibrio.

Meccanismo della catalisi enzimatica



$$G^{\circ}S > G^{\circ}P$$

condizione di spontaneità $\Delta G^{\circ} < 0$ reazione esoergonica, termodinamicamente spontanea

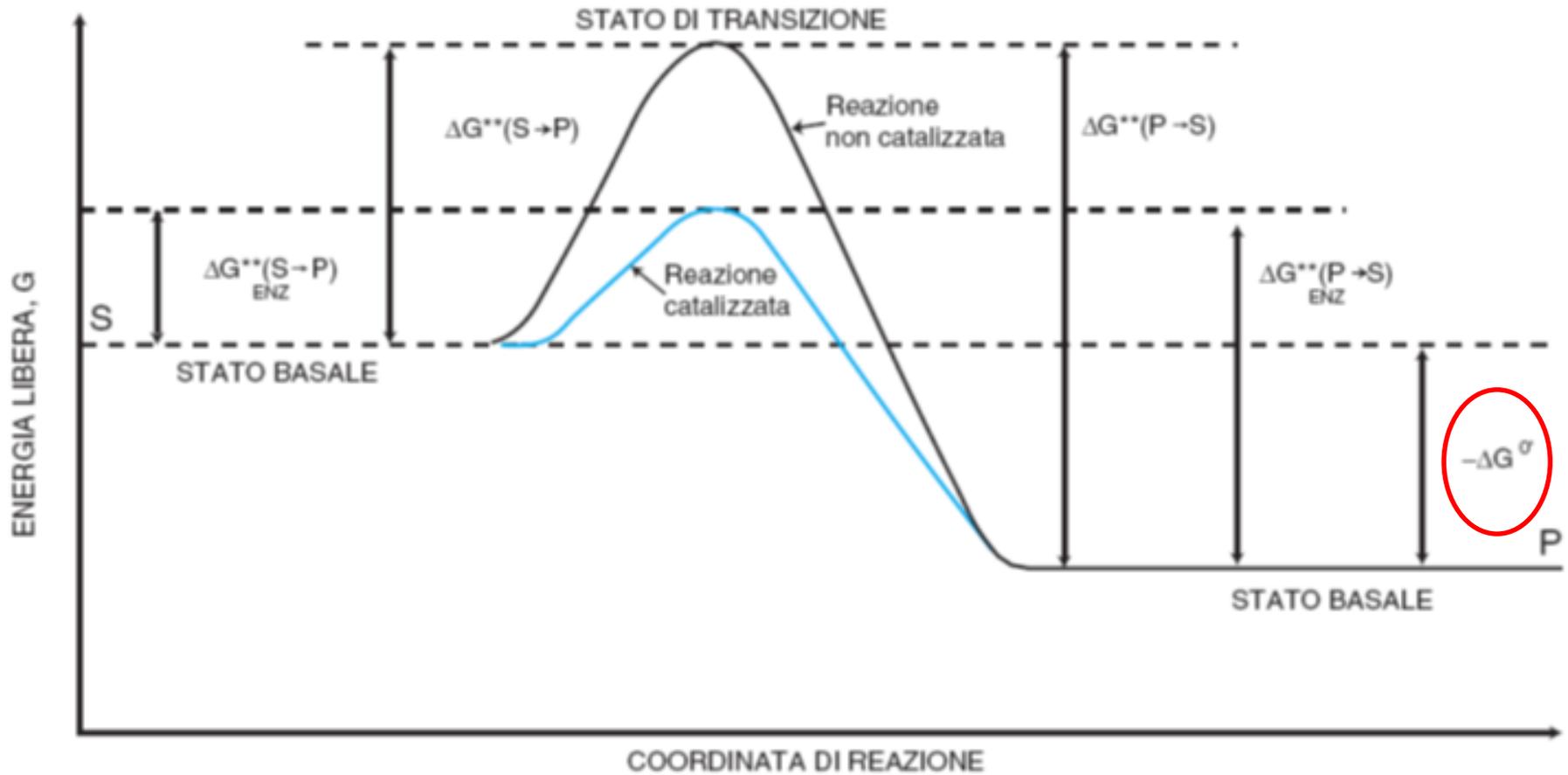
$$K'_{eq} = \frac{[P]}{[S]}$$

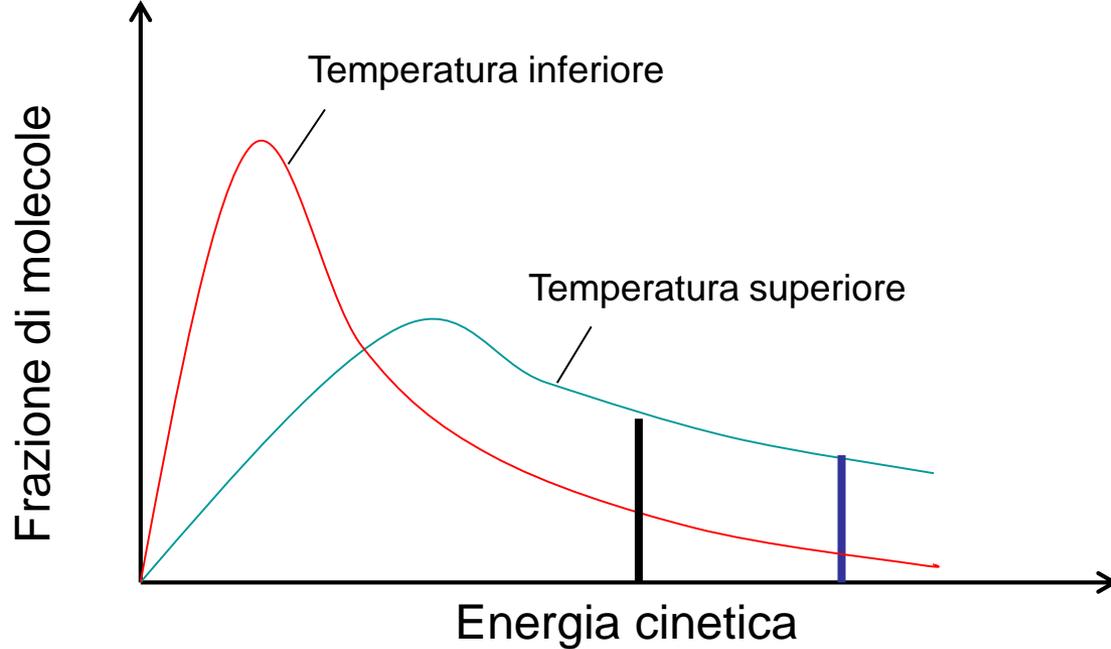
$$\Delta G^{\circ} = - RT \ln K'_{eq}$$

R=costante dei gas (8.315 J/mol.K)
T=temperatura assoluta

↑
Costante di equilibrio

CINETICA ENZIMATICA



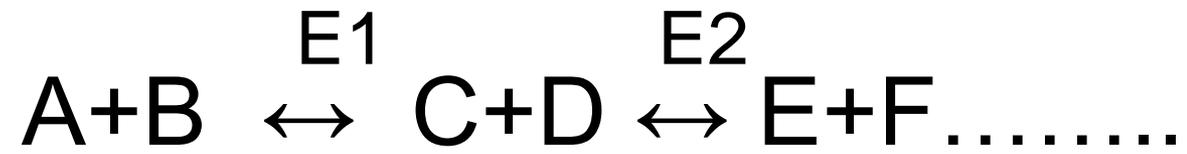


Gli enzimi, come tutti i catalizzatori, accelerano la velocità di reazione abbassando l'energia di attivazione.

Pur prendendo parte alla reazione chimica, alla fine di essa un enzima rimane inalterato ed è pronto per prendere parte ad una nuova reazione

Specificità: ogni enzima catalizza generalmente una ben determinata reazione a carico di un substrato specifico per generare uno specifico prodotto

Regolabilità: possibilità di variare il suo stato da bassa a nulla attività, con meccanismo di regolazione modulato in vivo da ormoni, specifici effettori, variazioni chimico-fisiche del mezzo.



Piccole variazioni reversibili della conformazione di una proteina sono sfruttate in condizioni fisiologiche per modularne la funzione

Proteine di trasporto

Enzimi

Interazione actina-miosina

Interazione antigene-anticorpo

Interazioni ormone-recettore

REGOLAZIONE ATTIVITA' ENZIMI

enzimi a regolazione allosterica;
enzimi regolati mediante modificazioni covalenti reversibili.

Gli enzimi allosterici hanno **struttura quaternaria** (più subunità polipeptidiche).

Le subunità possono essere uguali o diverse.

Gli enzimi allosterici possiedono:

un **sito catalitico** al quale si lega il substrato/i;

un **sito regolatore** o **allosterico** al quale si lega il modulatore/i (effettore/i).

Il legame dell'effettore presso tali siti è in grado di modificare leggermente la **struttura terziaria** dell'**enzima** e quindi di variare la sua capacità di legare il substrato, consentendo di incrementare o di ridurre l'attività catalitica a seconda delle esigenze della cellula.

La **modificazione covalente** reversibile consiste nell'aggiunta o rimozione di alcuni gruppi chimici su determinati residui amminoacidici della molecola di enzima.

I gruppi chimici sono il fosfato, l'adenosina monofosfato, l'uridina monofosfato e i gruppi metilici.

Questi gruppi possono legarsi all'enzima ed essere rimossi mediante l'azione di specifici enzimi

Enzimi allosterici

Inibizione allosterica- noncompetitiva



Inibizione non competitiva



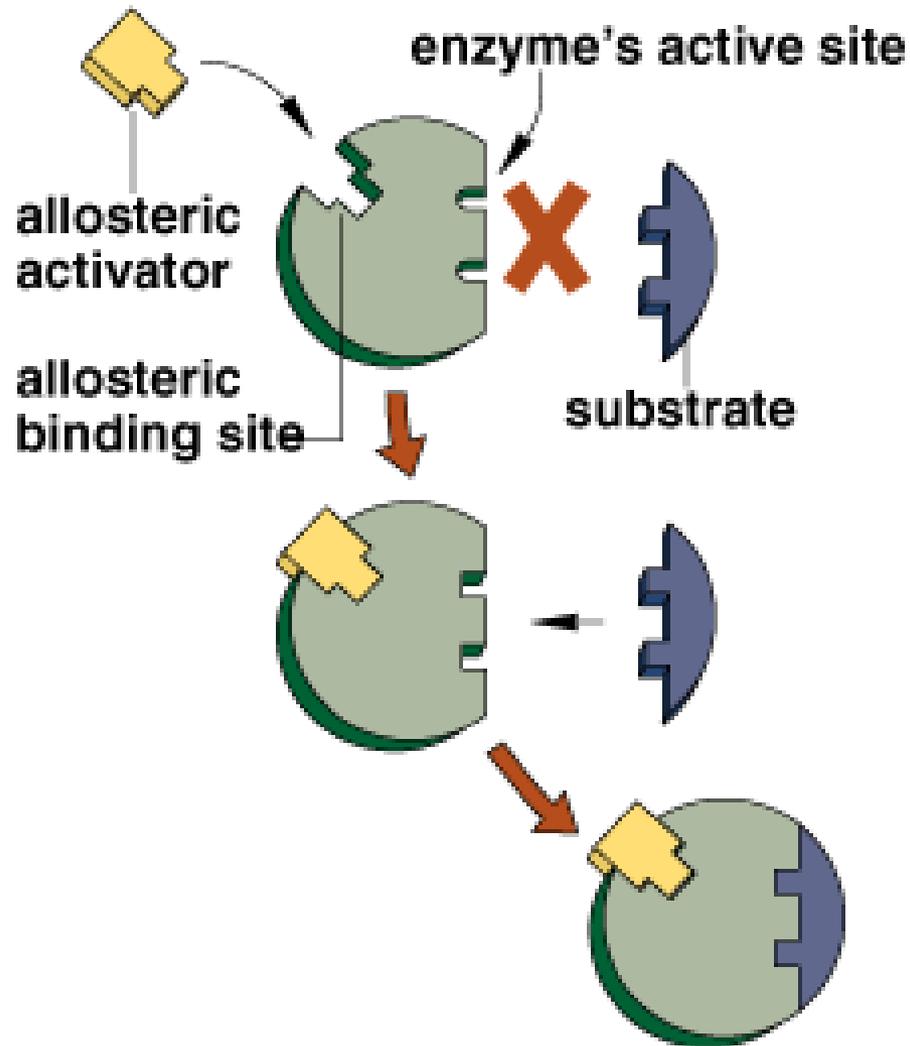
Inibizione allosterica competitiva

Inibizione competitiva

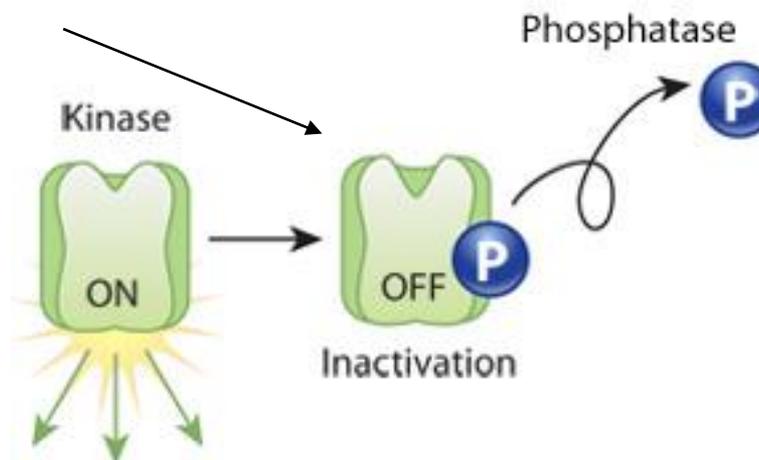
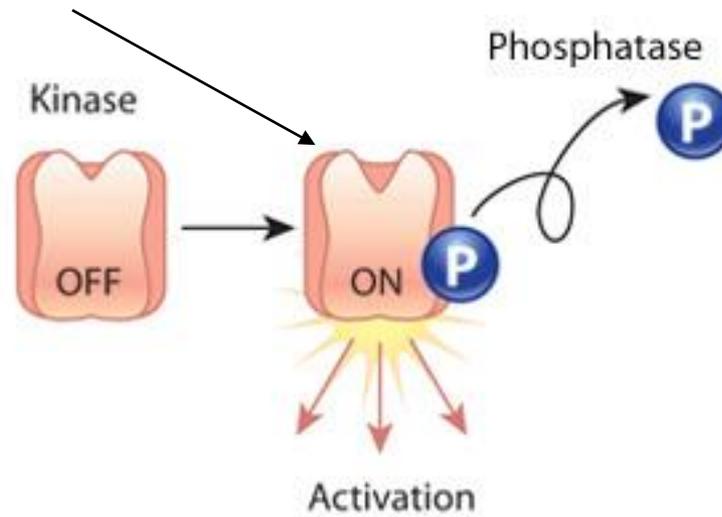


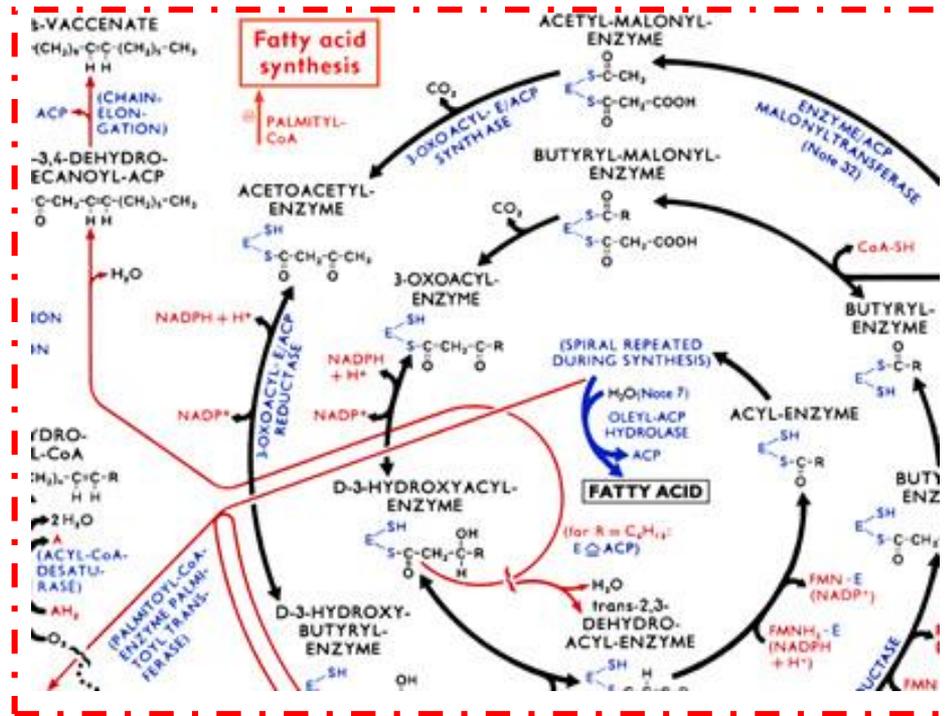
Enzimi allosterici

Attivazione allosterica



Enzimi regolati mediante modificazioni covalenti reversibili





Una **pathway metabolica** è una sequenza di reazioni chimiche in cui i prodotti di una reazione diventano i substrati della reazione successiva

Tutte le pathways metaboliche hanno i seguenti protagonisti:

1.SUBSTRATI le molecole di partenza della pathway metabolica

2.INTERMEDI DI REAZIONE che si formano tra l'inizio e la fine della catena

3.ENZIMI catalizzano ognuna delle reazioni chimiche

4.TRASPORTATORI di ENERGIA (ATP) donano energia a reazioni che ne hanno bisogno (per formare legami chimici) o accumulano energia (chimica) quando viene prodotta (rilasciata) durante una reazione chimica (per rottura di legami chimici)

5.PRODOTTI: composti chimici generati al termine della catena metabolica

“SETTORI”

ANABOLISMO (montaggio)

SINTESI delle molecole biologiche che costituiscono una cellula e servono al suo funzionamento (proteine, lipidi, glucidi) come componenti strutturali, riserva di energia, molecole segnale

Le reazioni anaboliche **RICHIEDONO** energia (endoergoniche)

Da dove deriva questa energia?

CATABOLISMO

Insieme delle reazioni chimiche in cui vengono scissi i legami chimici dei composti organici ingeriti e l'energia immagazzinata per sostenere le reazioni dell'anabolismo

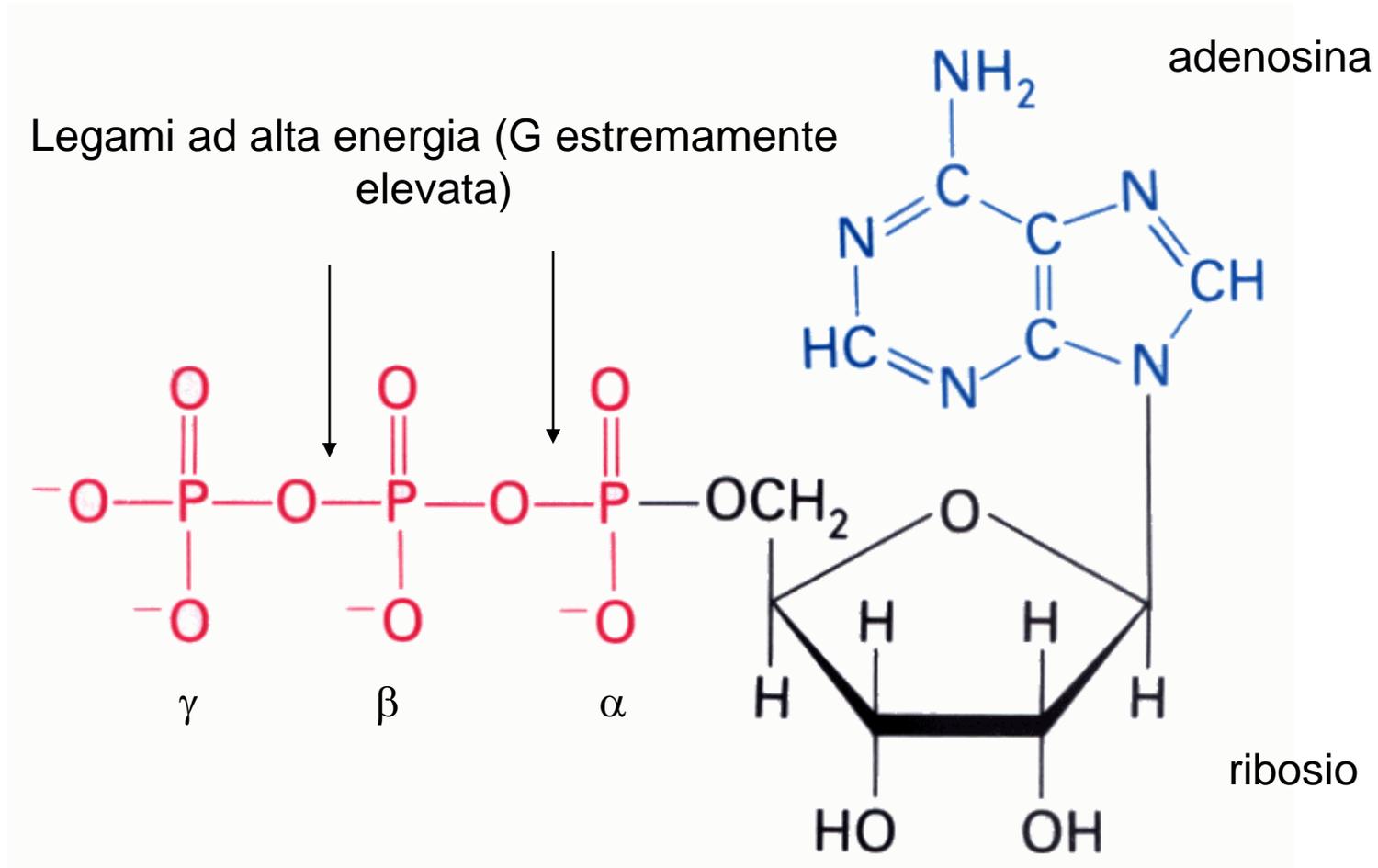
L'energia liberata è accumulata sotto forma di **ENERGIA DI LEGAME IN ATP.**

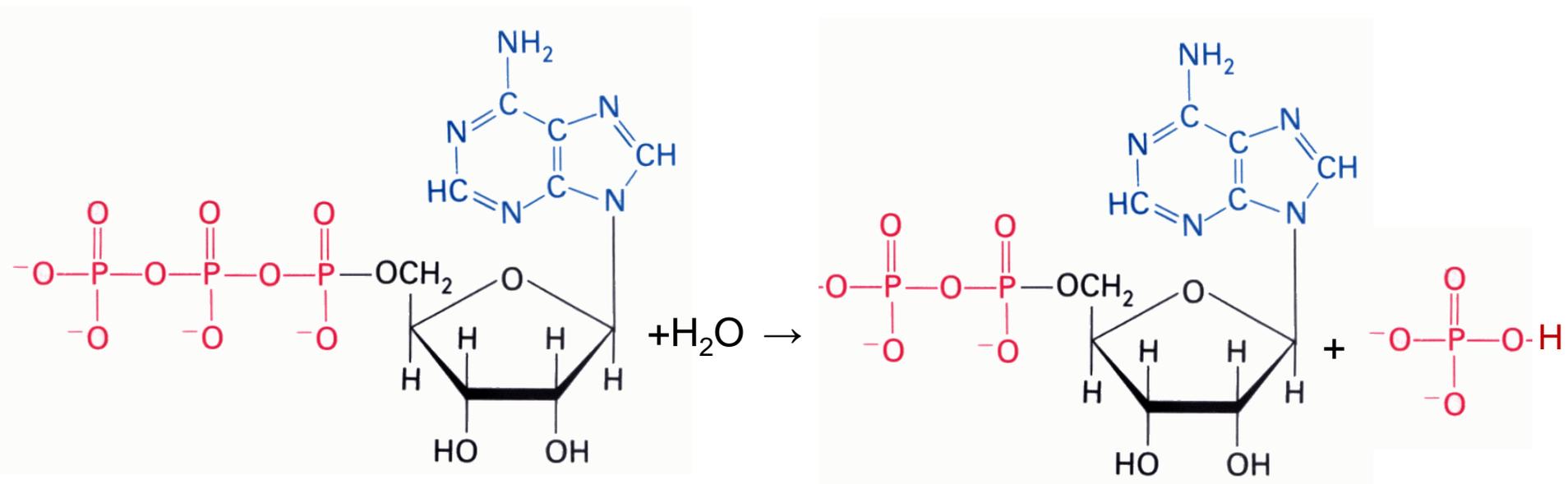
ATP libera questa energia per sostenere le reazioni anaboliche

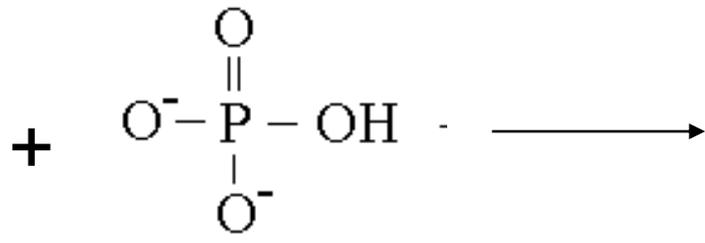
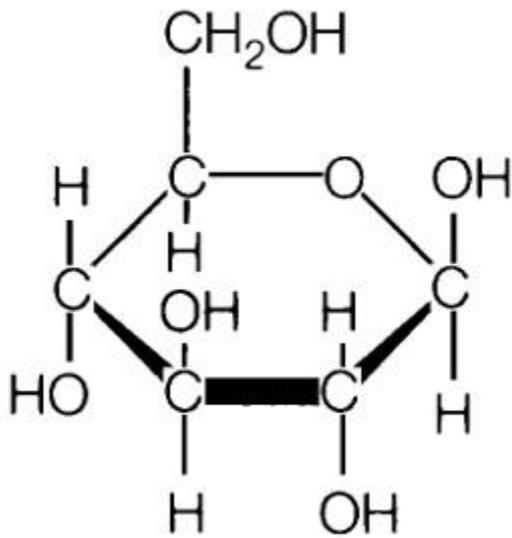
E' un processo che richiede ossigeno e che trasforma i prodotti iniziali (nutrienti- proteine, grassi, zuccheri) in molecole molto semplici come **CO₂**, **H₂O**

Come fa l'ATP ad essere usato come moneta energetica?

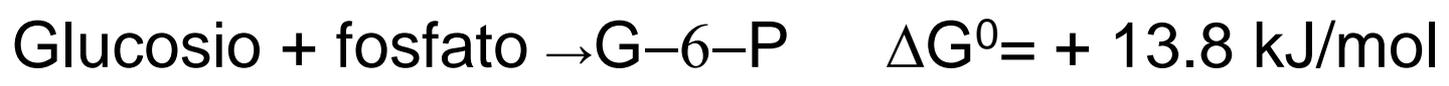
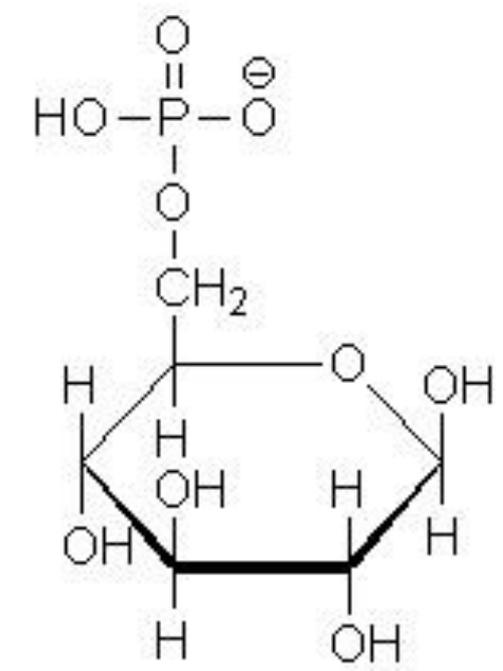
Struttura dell'ATP (adenosina trifosfato)



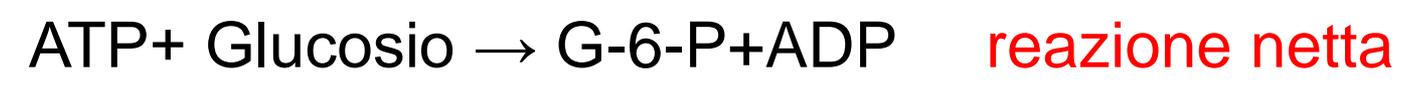




$$\Delta G^0 = + 13.8 \text{ kJ/mol}$$



Le due reazioni vengono fatte avvenire contemporaneamente (**accoppiate**) per cui la reazione netta avrà un $\Delta G^0 = - 30.5 \text{ kJ/mol} + 13.8 \text{ kJ/mol} = - 16.7 \text{ kJ/mol}$ (**esoergonica**)



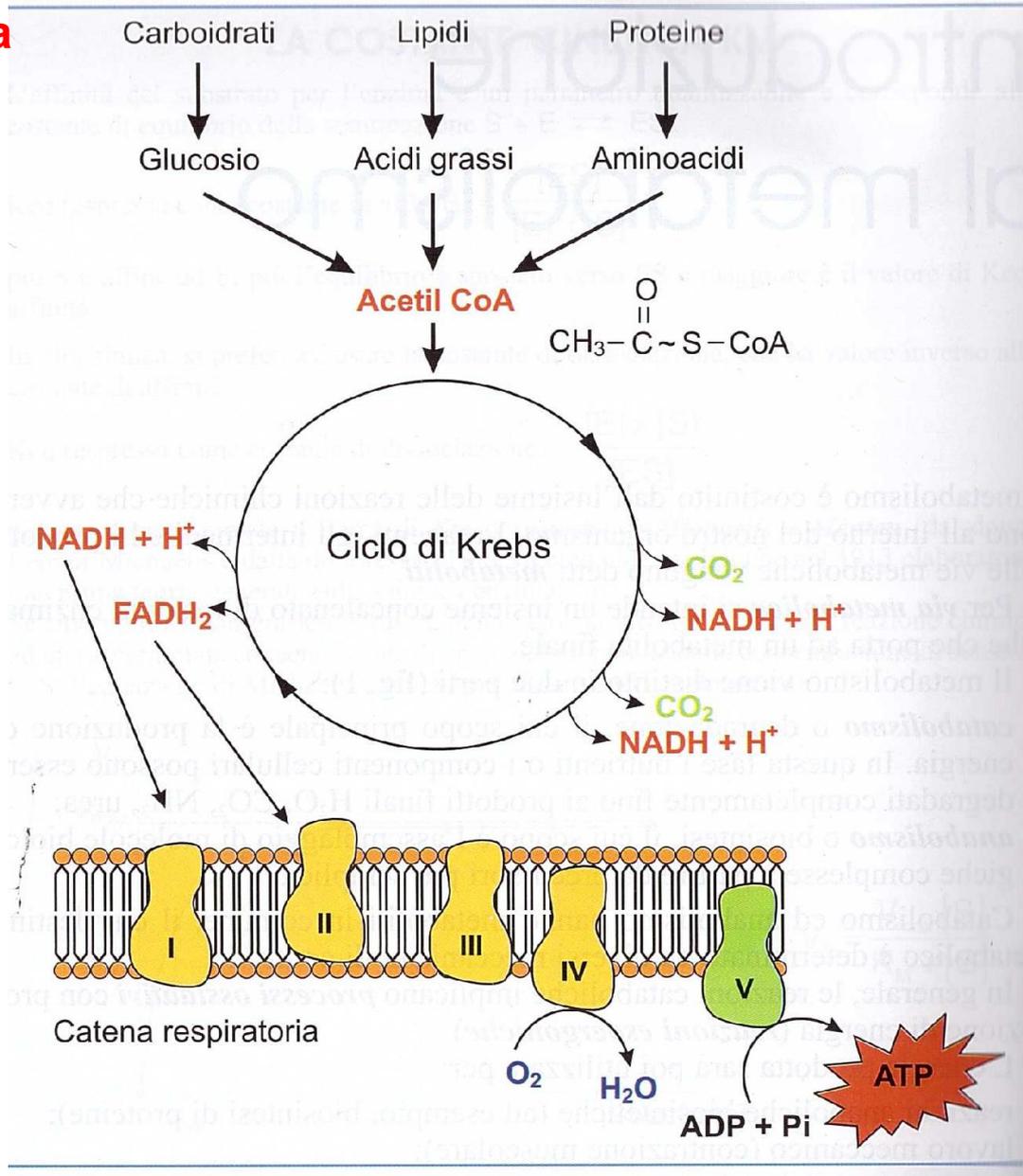
Come viene prodotto l'ATP?

L'ATP VIENE PRODOTTO A PARTIRE DA ADP E FOSFATO ACCOPPIANDO QUESTA REAZIONE ENDOERGONICA A **REAZIONI BIOCHIMICHE ESOERGONICHE**----- REAZIONI DI DEGRADAZIONE OSSIDATIVA DEI NUTRIENTI (CATABOLISMO)

Fosforilazione legata al substrato: i nutrienti vengono parzialmente degradati per ossidazione e l'energia rilasciata dalle reazioni esoergoniche è accoppiata alla sintesi dell'ATP a partire da ADP e fosfato (**GLICOLISI e CICLO DI KREBS**)

Fosforilazione ossidativa: ha luogo nei mitocondri, quantitativamente è il processo più rilevante nella formazione dell'ATP

Fonti di energia



GLICOLISI

E' il processo attraverso il quale vengono degradati tutti gli zuccheri (monosaccaridi) dopo essere stati convertiti in glucosio o intermedi della glicolisi.

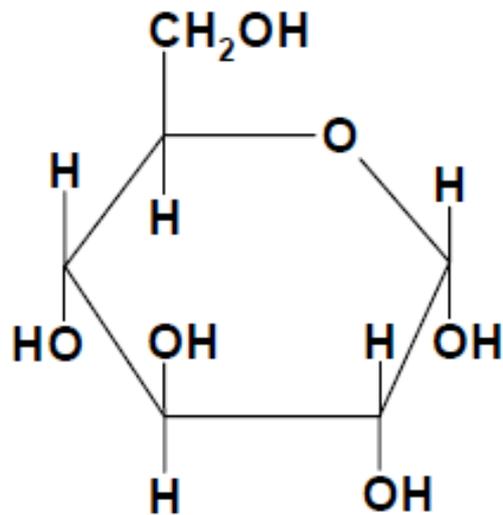
Produce:

1.ATP

2.NADH

3.Intermedi metabolici utilizzabili per la biosintesi di composti non glucidici come aminoacidi e lipidi

Si svolge nel citoplasma e si compone di 10 reazioni metaboliche che si svolgono sequenzialmente

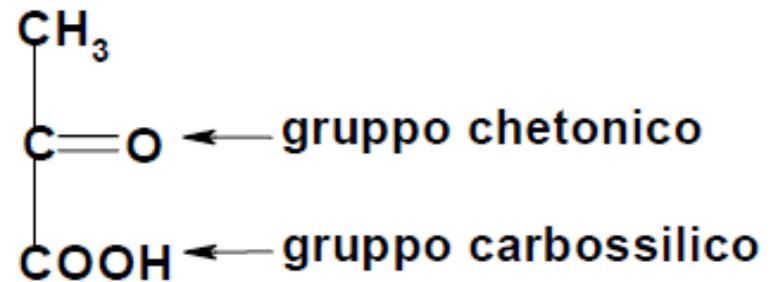


glucosio

10 reazioni



2



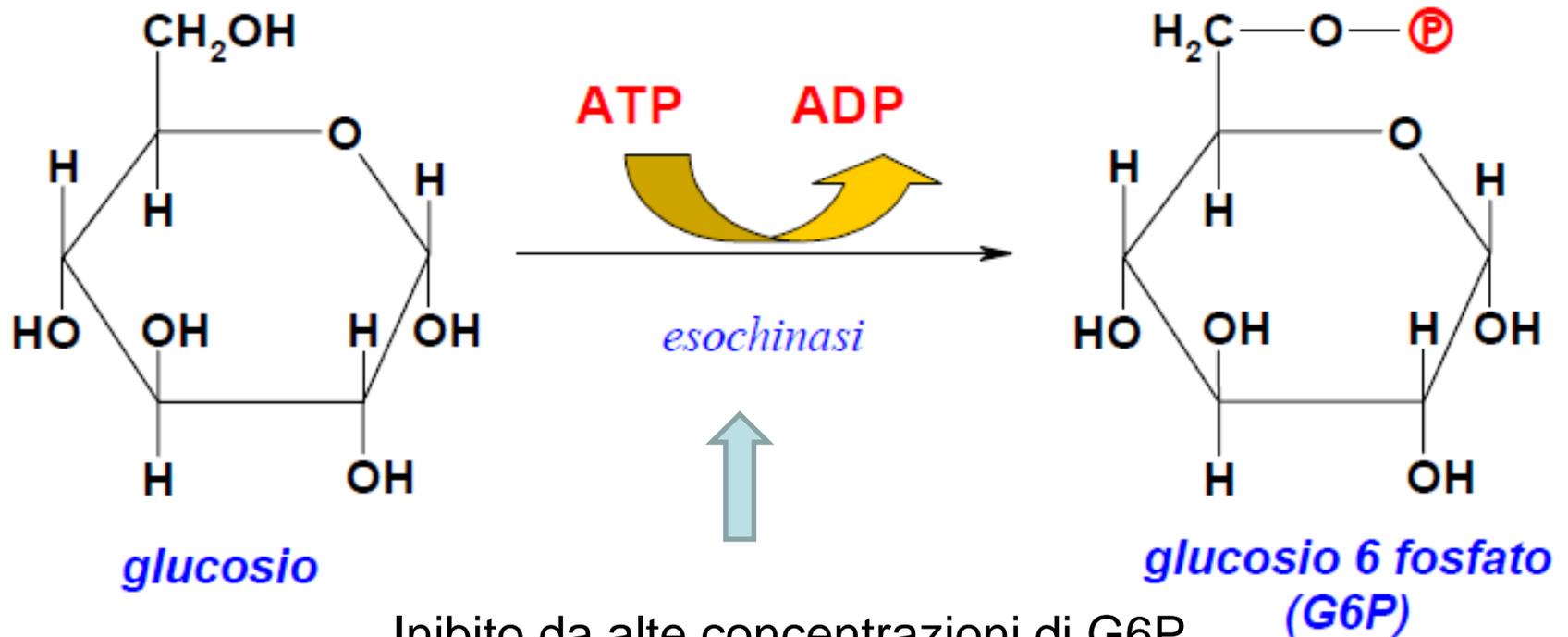
acido piruvico

La degradazione del glucosio in **acido piruvico** avviene nel *citoplasma* attraverso **10 reazioni** biochimiche scandite in 3 fasi:

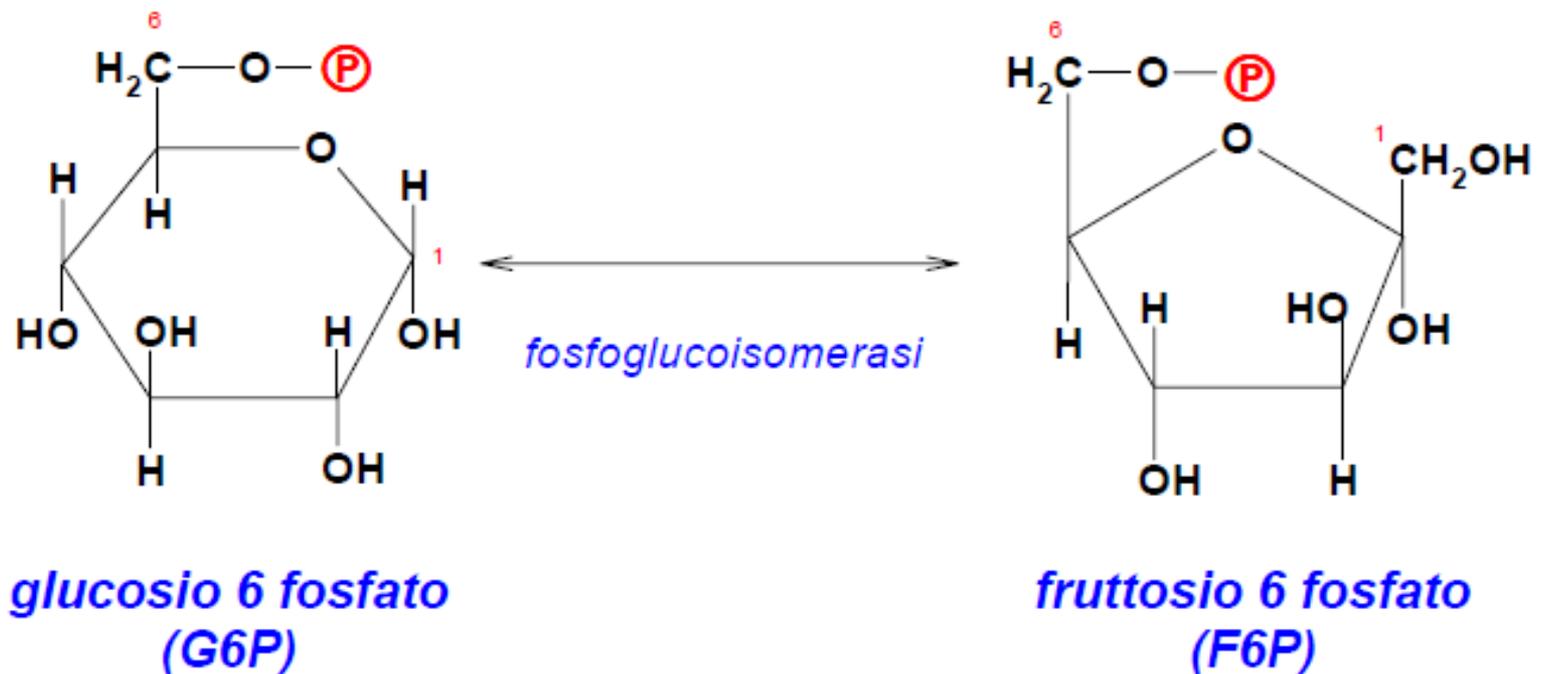
- **Fase endoergonica** :dalla 1^a alla 3^a reazione
- **Fase intermedia**: 4^a e 5^a reazione
- **Fase esoergonica**: dalla 6^a alla 10^a reazione

Fase Endoergonica

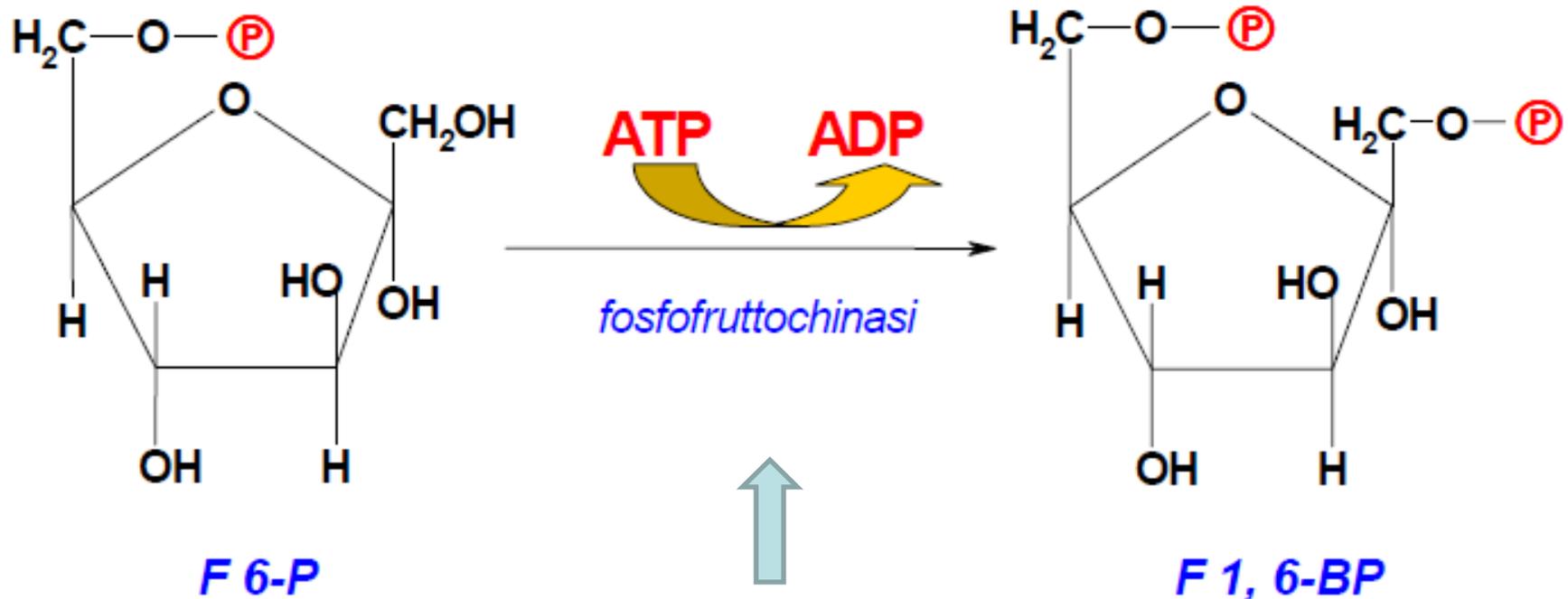
- **Prima reazione: fosforilazione del glucosio**



- **Seconda reazione: Isomerizzazione del glucosio 6-P a fruttosio 6-P**



● **Terza reazione:** fosforilazione del F 6-P in fruttosio 1,6 bisfosfato (F1,6BP)



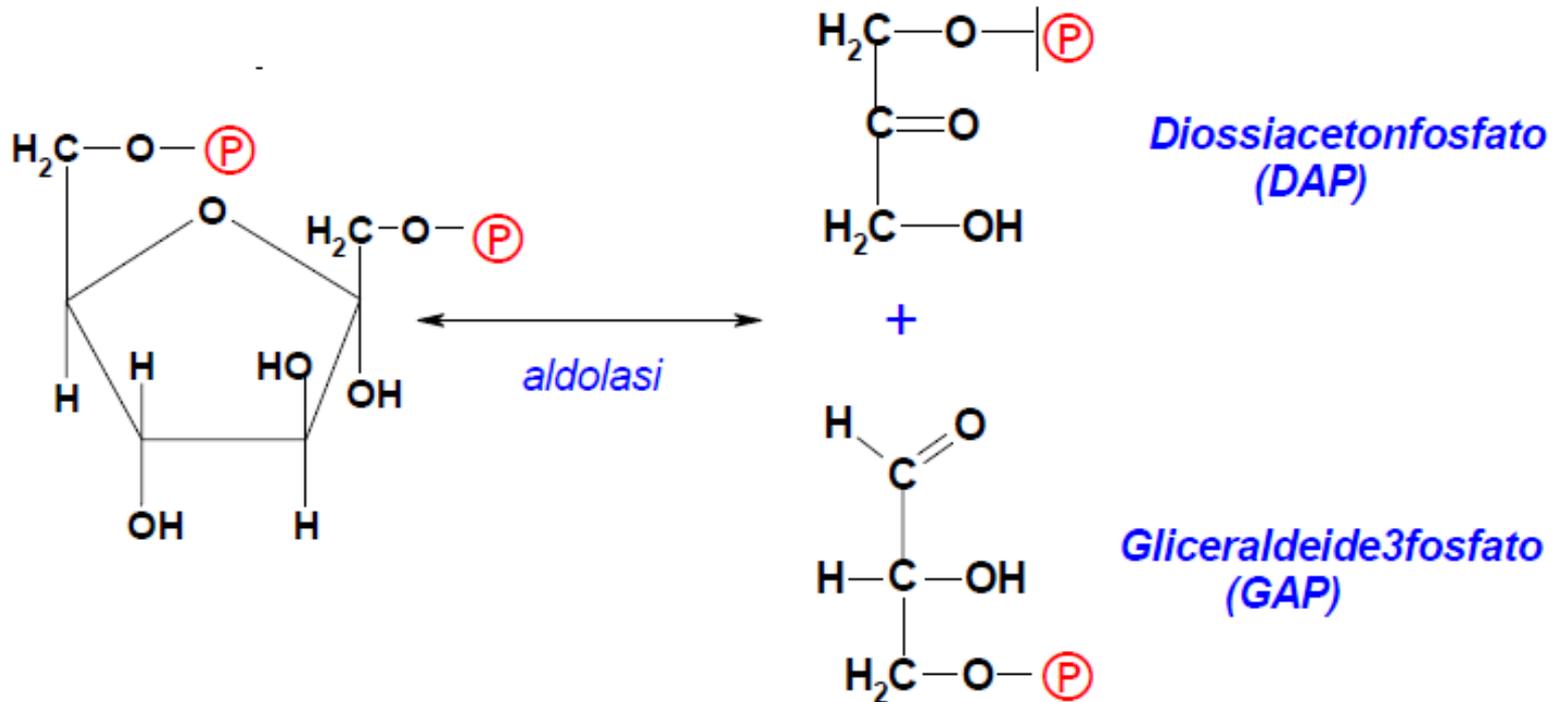
Inibita da alte concentrazioni di ATP e citrato ed attivata da AMP e fosfato

Ciò significa che se i livelli energetici intracellulari sono elevati, la glicolisi rallenta, mentre se sono bassi la glicolisi accelera.

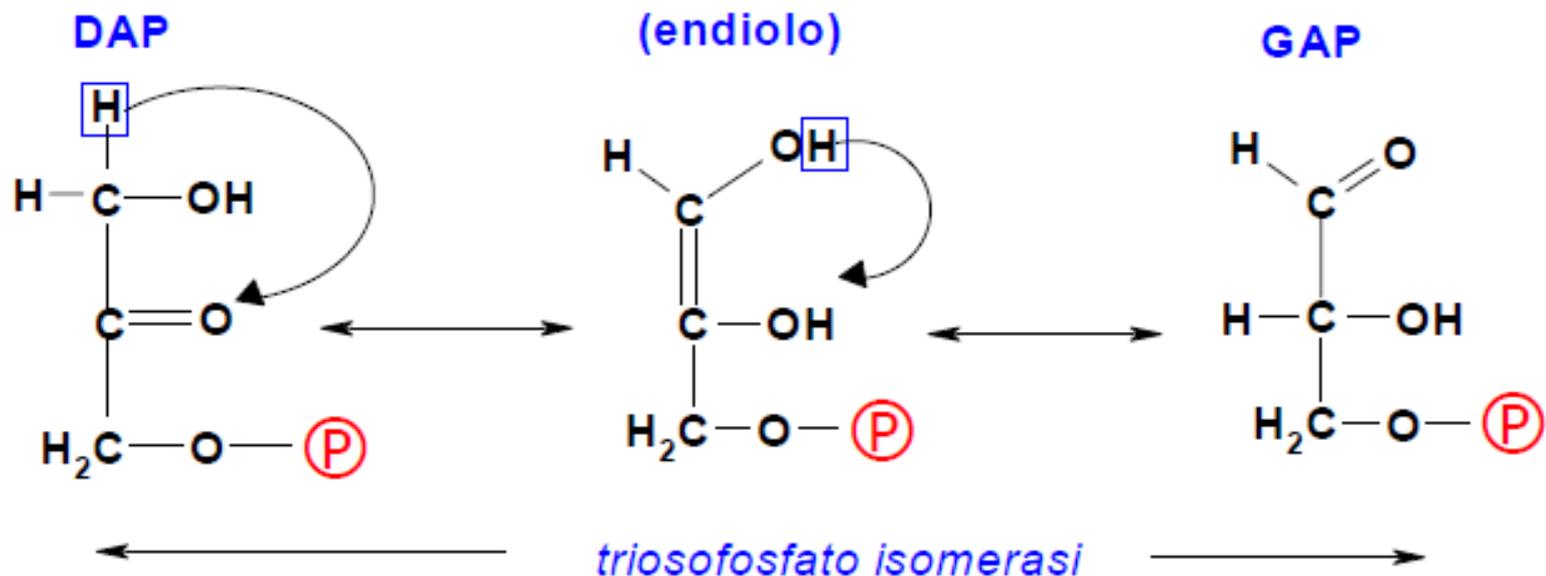
Fase Intermedia

- **Quarta reazione** :degradazione del fruttosio 1, 6 BP (F1,6 BP).

Demolizione di uno zucchero a 6 carboni in 2 composti a 3 carboni

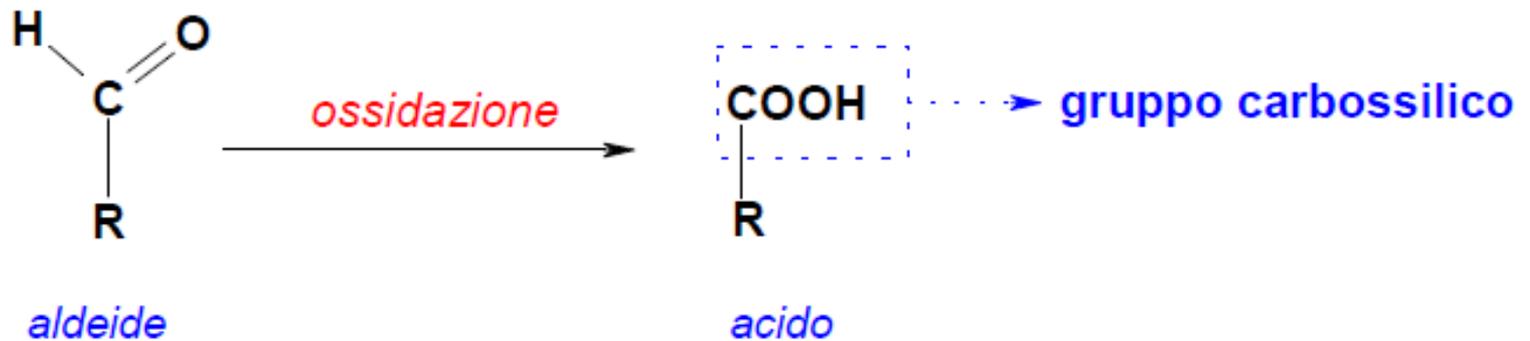
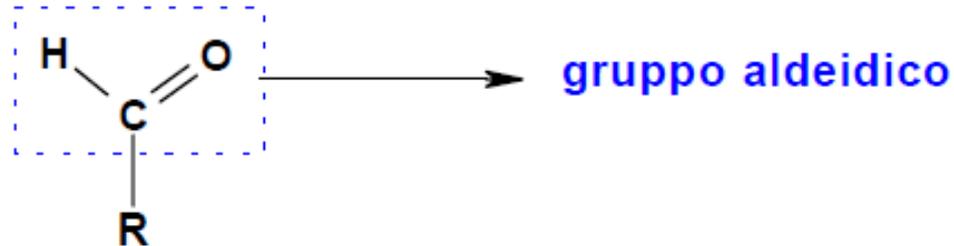


● Quinta reazione: isomerizzazione del DAP in GAP



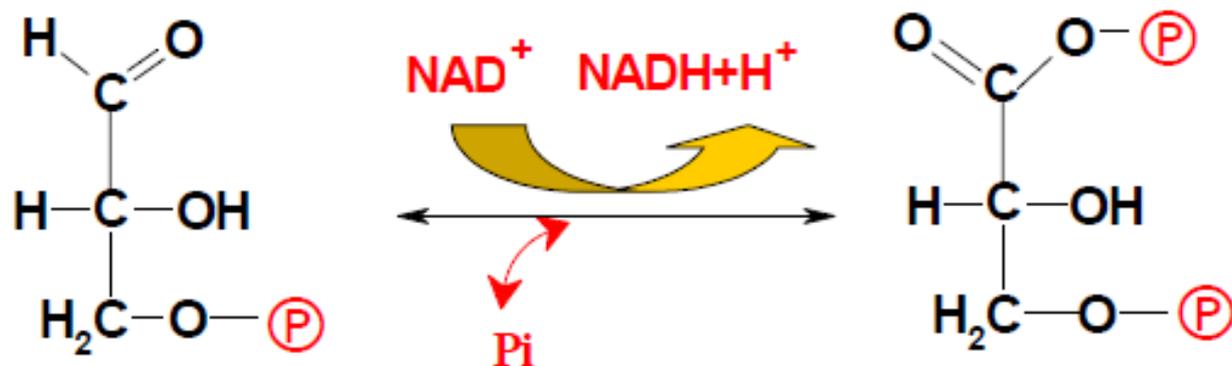
Premessa alla fase esoergonica

La GAP è un Aldeide:



Fase Esoergonica

● Sesta reazione : deidrogenazione e fosforilazione del GAP



gliceraldeide-3-fosfato deidrogenasi

GAP

gliceraldeide-3-fosfato

1,3BPG

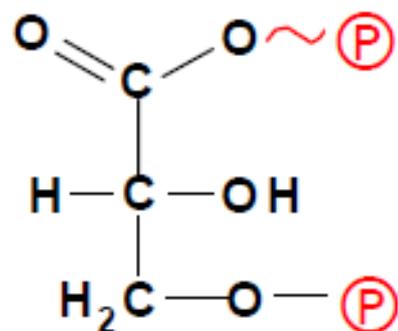
acido bifosfoglicerico

L'Acido 1,3 Bisfosfoglicerico è un composto ad alta energia. La variazione di energia libera nella reazione di distacco idrolitico del fosfato in posizione 1 è pari a 12 kcal/mole. $\Delta G^\circ = -12 \text{ kcal/mole}$ (notare il simbolo ~ di legame ad alta energia utilizzato per indicare il legame fosfoanidridico del 1,3 BPG). L'energia derivante dall'ossidazione dell'aldeide è stata utilizzata per la formazione del composto ad alta energia.

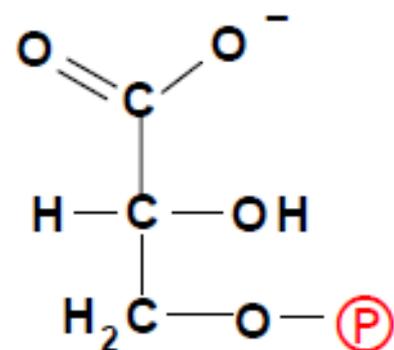
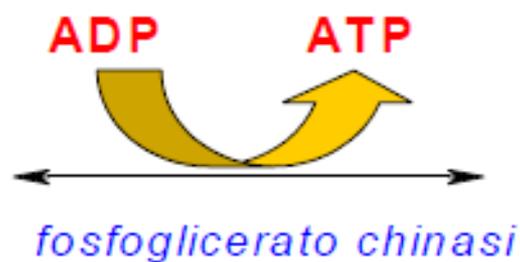
Sesta reazione della glicolisi

- I. Formazione di un composto ad alta energia (1,3 BPG) che nella reazione successiva sarà utilizzato per la sintesi di una molecola di ATP (fosforilazione a livello del substrato);
- II. Formazione di NAD ridotto che nel processo della fosforilazione ossidativa potrà consentire la sintesi di 3 molecole di ATP.

● **Settima Reazione : 1^a fosforilazione a livello del substrato**

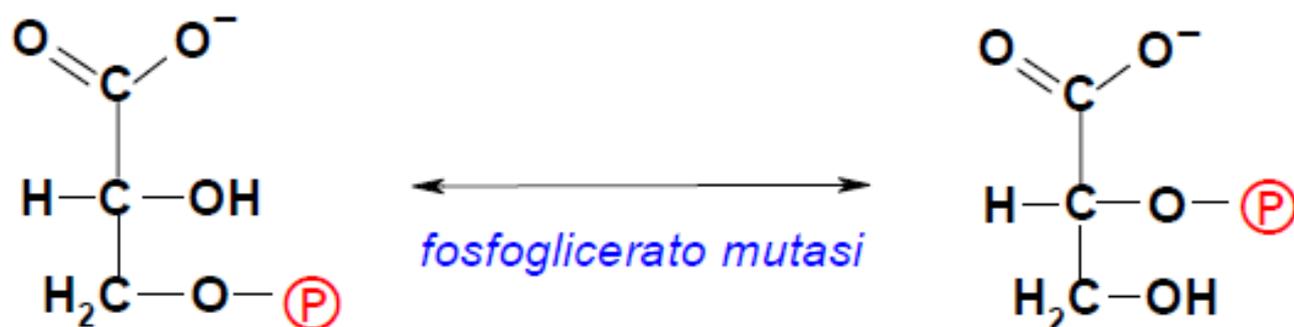


1,3 Bisfosfoglicerato



3 Fosfoglicerato

● **Ottava reazione: isomerizzazione del 3PG**

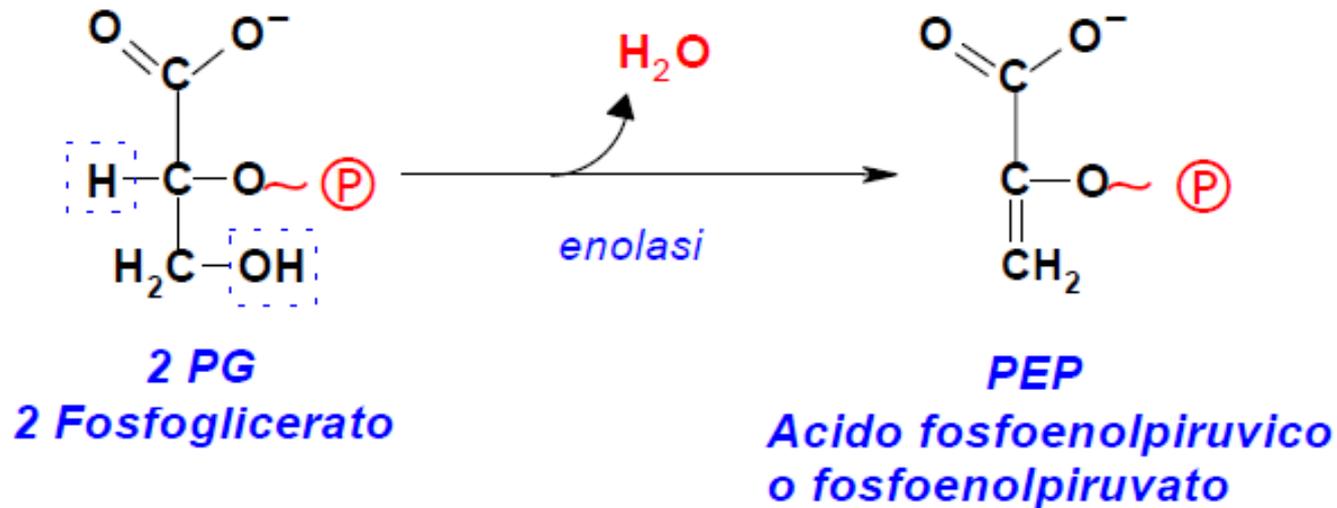


3 Fosfoglicerato

2 Fosfoglicerato

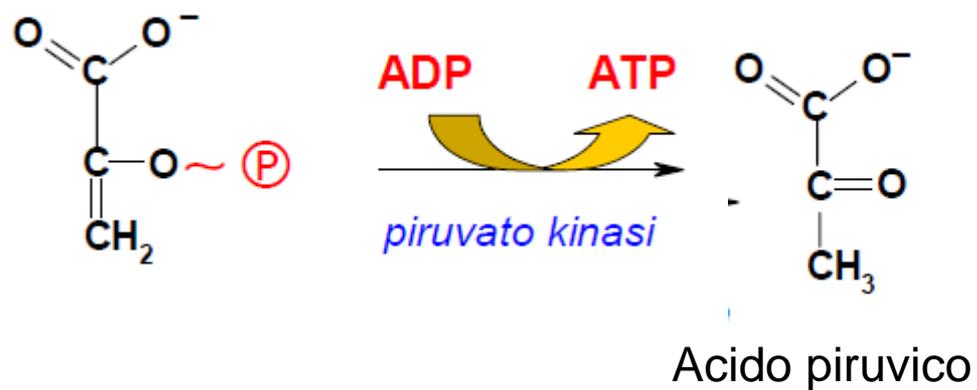
Si realizza lo spostamento del fosfato da C3 a C2 catalizzato dall'enzima *fosfoglicerato mutasi*. Si ricorda che il termine mutasi indica enzimi che catalizzano il trasferimento di un raggruppamento da una posizione ad un'altra posizione della stessa molecola.

- **Nona reazione:** rimozione di una molecola di acqua e formazione del fosfoenolpiruvato

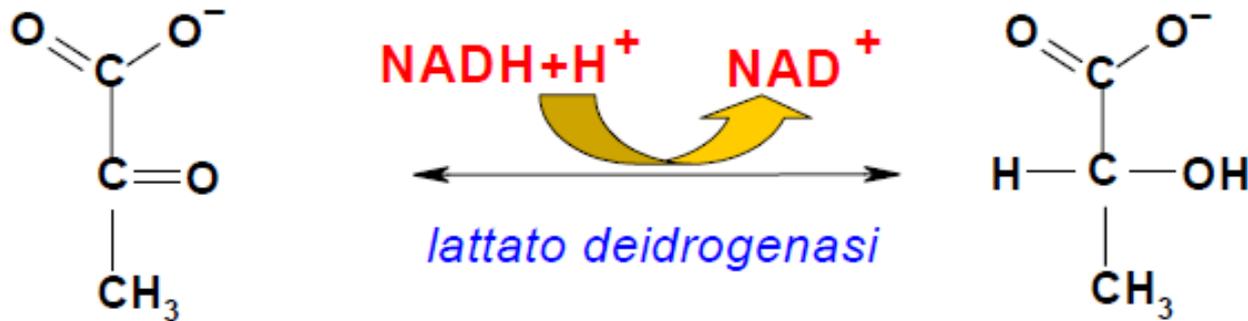


La reazione catalizzata dall'enolasi trasforma un composto in cui il legame con il gruppo fosfato è a bassa energia **in un composto in cui il legame diventa ad alta energia**

● **Decima reazione:** seconda fosforilazione a livello del substrato



La glicolisi anaerobica e la riduzione del piruvato a lattato



Piruvato

Lattato

Eritrociti, cellule muscolari, cellule embrionali e tumorali

↓ Fuori dalla cellula da trasportatori specifici

Gluconeogenesi

Processo endoergonico a partire da acido lattico e alcuni aminoacidi



Captato da altri tessuti o per la *sintesi di glucosio* (fegato) o per entrare nel ciclo aerobico riconvertendolo in piruvato

Bilancio energetico della glicolisi

Quanto ATP prodotto per molecola di glucosio

Tappa	ATP
1) glucosio → G-6-P	-1
2) F-6-P → F-1,6-dP	-1
3) 1,3-bifosfoglicerato → 3-fosfoglicerato	+2
3) PEP → piruvato	+2
	Netto +2
- = ATP consumato	
+ = ATP prodotto	

Efficienza: quanta energia libera rilasciata dalla via metabolica è accumulata in forma di energia libera di idrolisi dell' ATP

Resa energetica è del 28%

DESTINO del PIRUVATO in condizioni aerobiche

In condizioni aerobiche il piruvato che si forma direttamente dalla glicolisi o indirettamente dall'ossidazione del lattato passa all'interno dei mitocondri (matrice mitocondriale) dove viene trasformato in *acetil-CoA* mediante decarbossilazione ossidativa, catalizzata dal *complesso multienzimatico della piruvato deidrogenasi*.

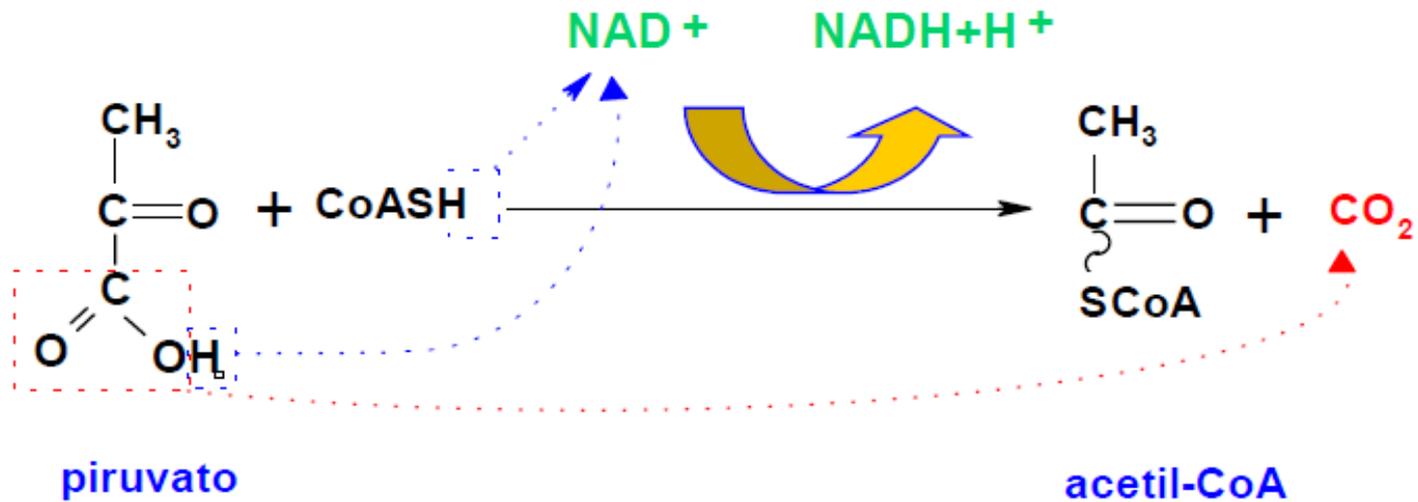


3 enzimi e loro cofattori (5) tra cui la vitamina B1 (tiamina) e l'acido folico

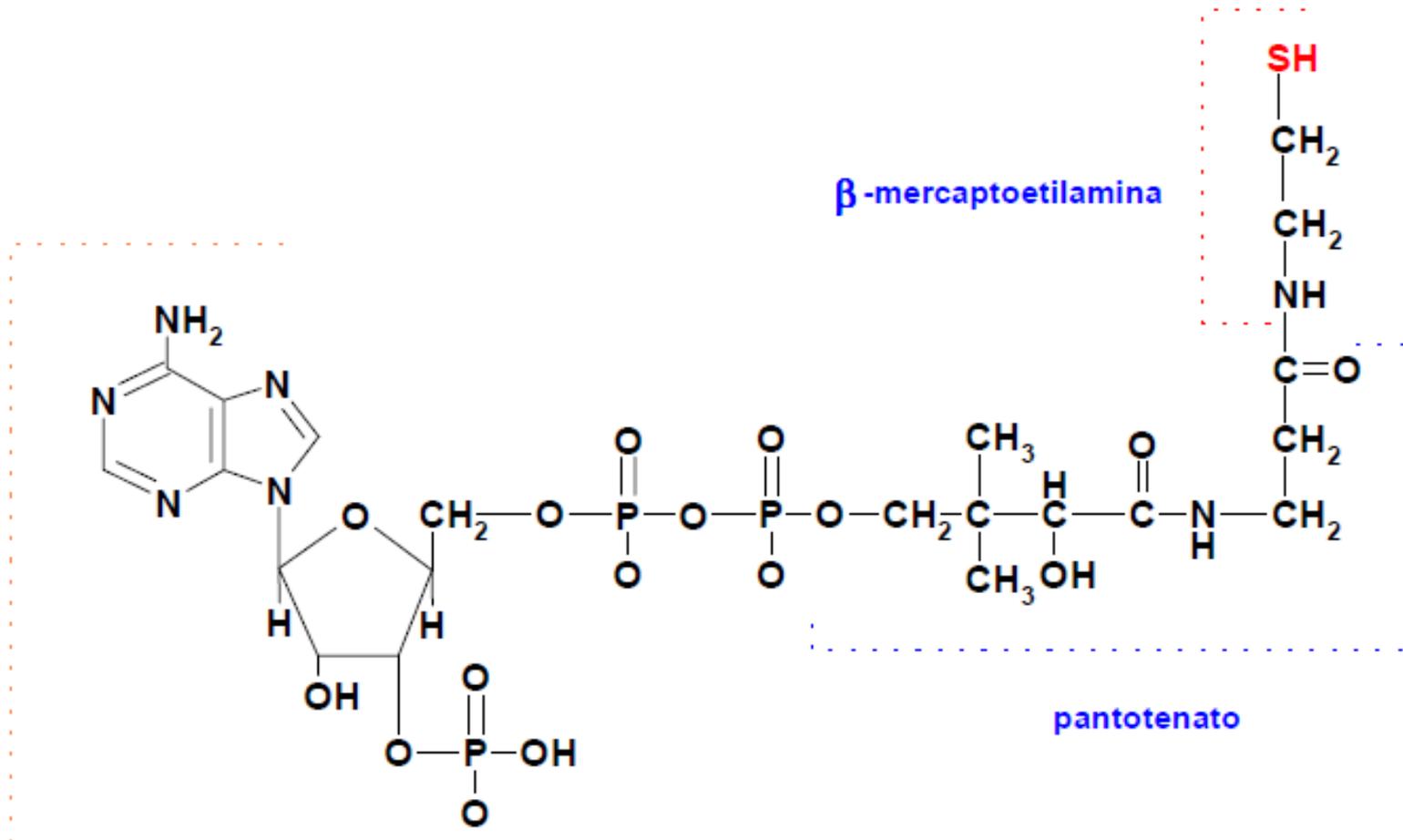
Le reazioni di ossidoriduzione sono quelle reazioni in cui si ha uno scambio di elettroni tra due specie chimiche; una specie subisce una reazione di ossidazione, l'altra subisce una reazione di riduzione.

E' chiaro che se in una reazione chimica un elemento si ossida perdendo elettroni, dovrà esistere un altro elemento che, acquistando gli elettroni, si riduce. Pertanto le reazioni di ossidazione e di riduzione devono avvenire contemporaneamente. Si parla quindi di reazioni di ossidoriduzione o di reazioni redox.

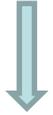
decarbossilazione ossidativa:



COENZIMA A



In conclusione la decarbossilazione ossidativa del piruvato consiste nella trasformazione del **piruvato** in **acetil-CoA**, con la produzione di una molecola di **NAD ridotto** e la liberazione di una molecola di **CO₂**.



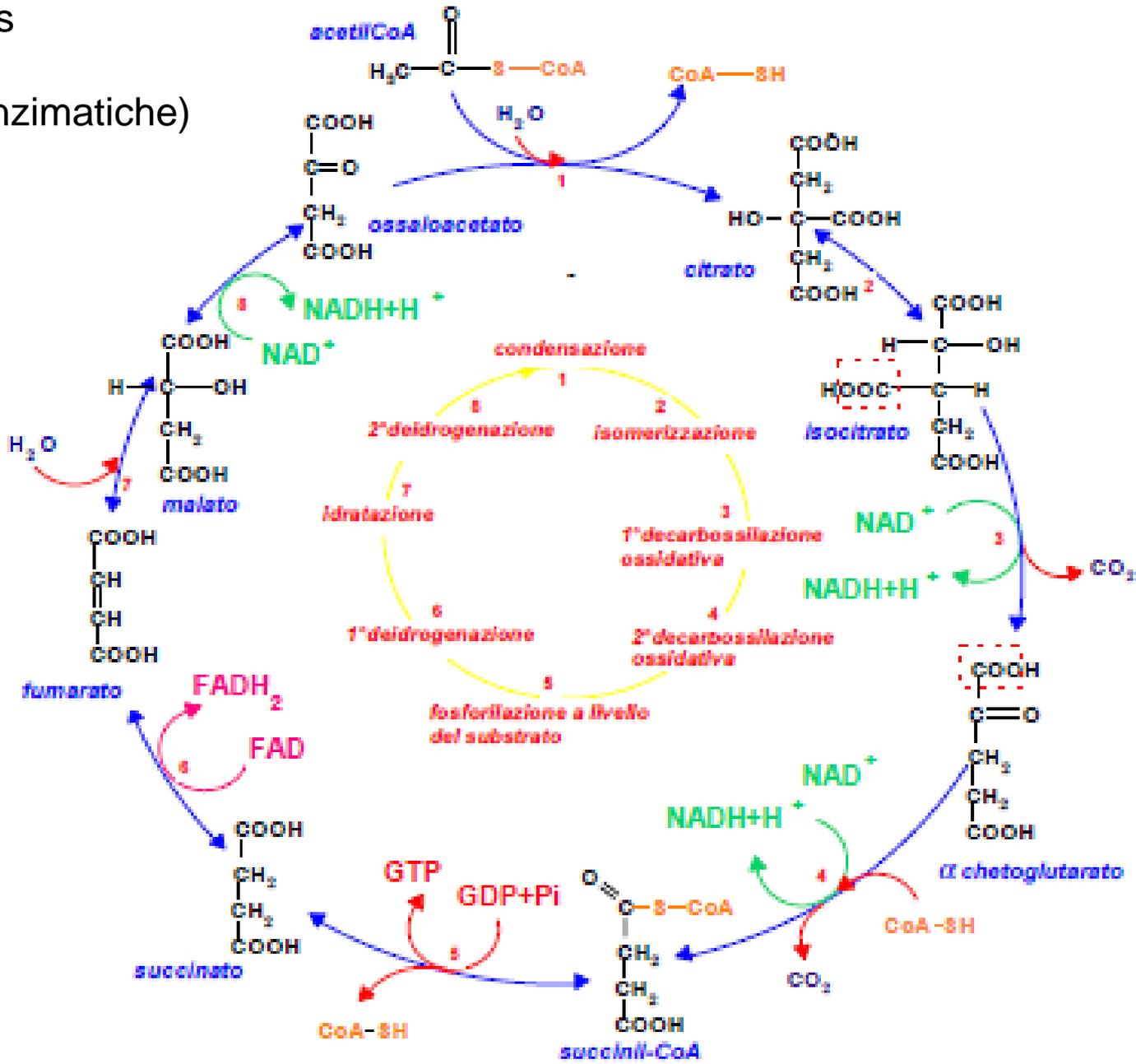
Fosforilazione ossidativa

Acetil-CoA , prodotto anche dalla β -ossidazione degli acidi grassi e dal catabolismo di alcuni aminoacidi, passa al **ciclo di Krebs** (detto anche **ciclo degli acidi tricarbossilici** o **ciclo dell'acido citrico**) dove viene ossidato fino a CO₂

Questo ciclo deve considerarsi come un processo integrato da cui possono entrare o uscire composti diversi in base alle necessità della cellula

Ciclo di Krebs

(8 reazioni enzimatiche)

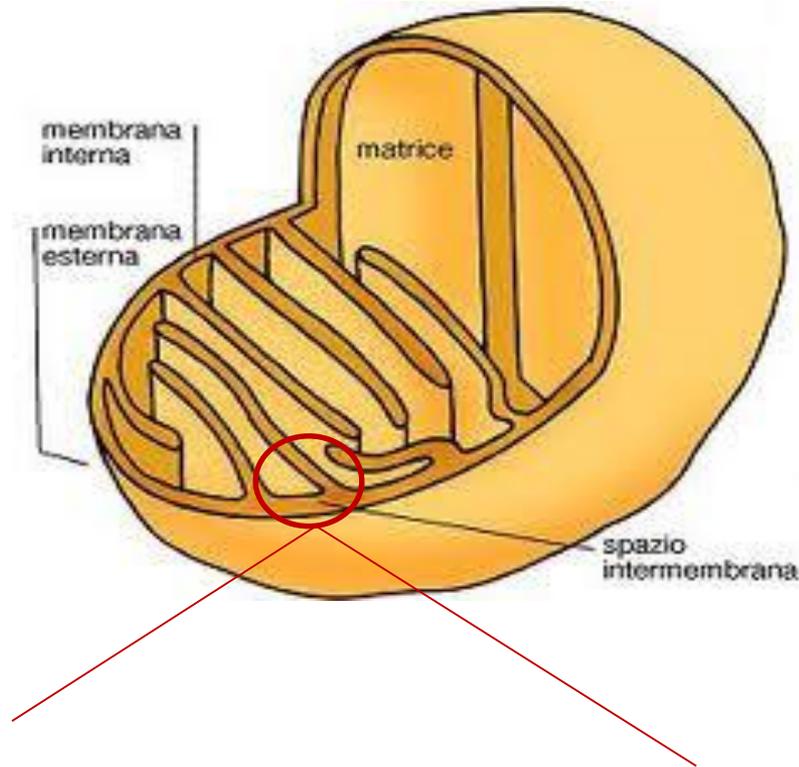


Durante il ciclo si ha:

- 1) liberazione di due atomi di carbonio sotto forma di CO_2 , catabolita terminale che sarà eliminato con la respirazione polmonare;
- 2) formazione di coenzimi NAD e FAD ridotti;
- 3) sintesi di una molecola di GTP.

Fosforilazione ossidativa

La fosforilazione ossidativa è costituita da una serie (catena) di reazioni in sequenza in cui gli elettroni vengono trasferiti da una molecola all'altra fino ad arrivare all'ossigeno che si riduce ad acqua: **CATENA DI TRASPORTO DEGLI ELETTRONI**

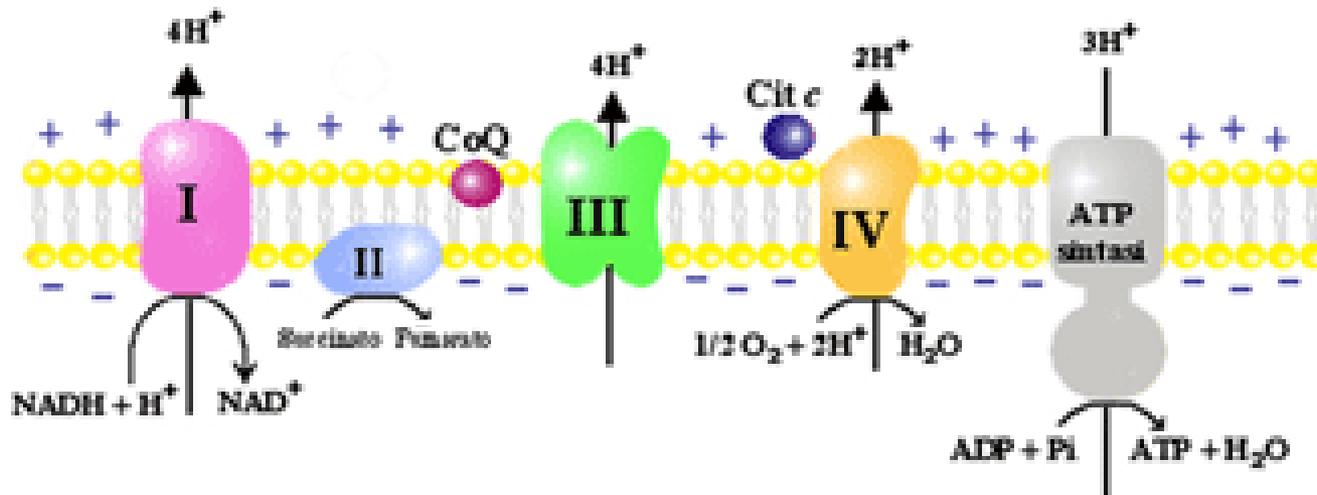


Trasportatori di elettroni

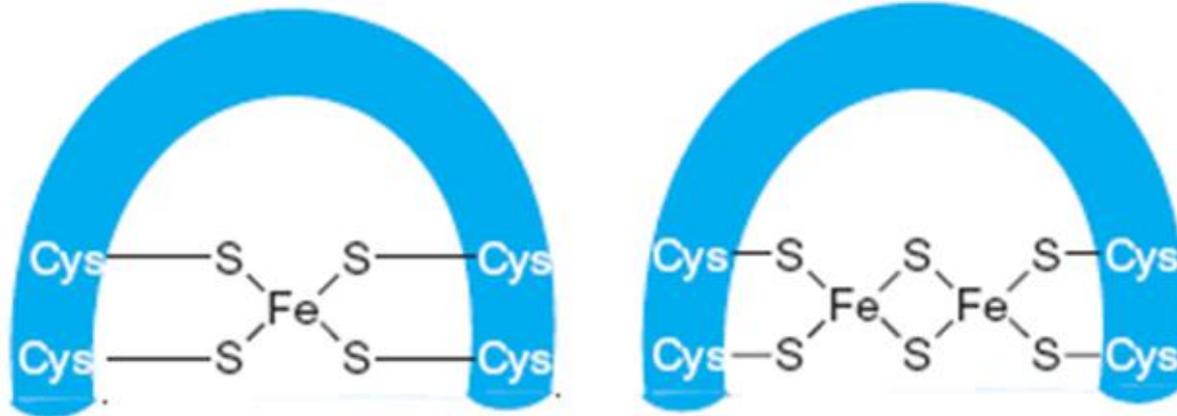
5 complessi multienzimatici (complesso I,II,III,IV e V)

Coenzima Q

Citocromo c



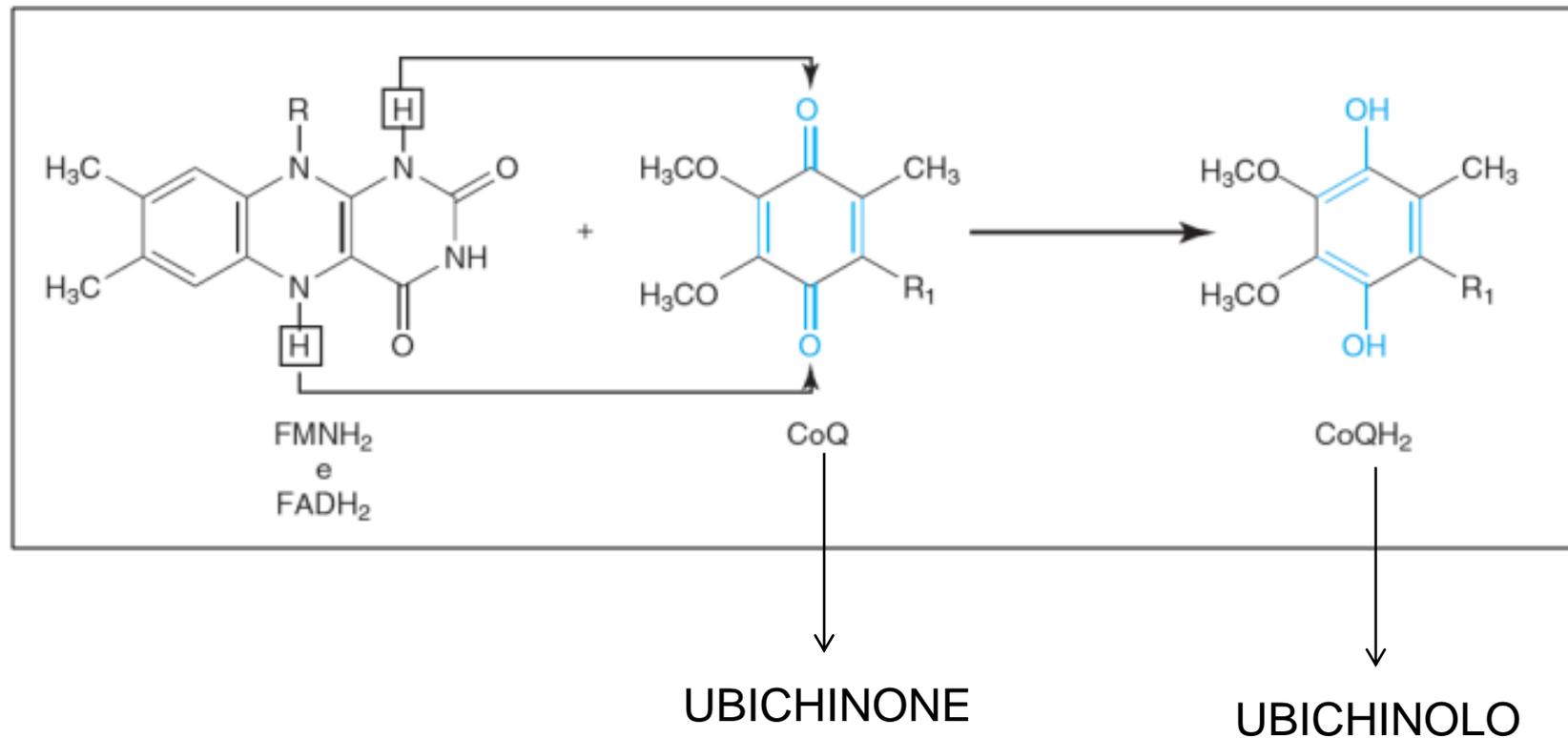
NADH - elettroni **al complesso I** (NADH DEIDROGENASI o NADH:ubiquinone ossidoreduttasi): gruppo prostetico **FMN si riduce a FMNH₂** → **6 centri ferro-zolfo**



Complesso II (succinato deidrogenasi- 4 subunità proteiche) **FADH₂** →

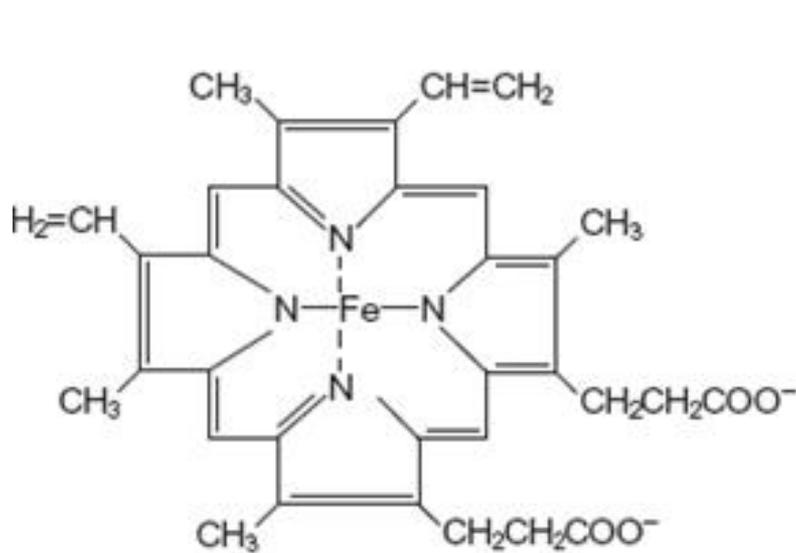
3 centri ferro-zolfo

Entrambi questi complessi consegneranno gli elettroni al **Coenzima Q**, una molecola liposolubile della membrana interna mitocondriale (carrier mobile), che si ossiderà consegnando **gli elettroni al complesso III**

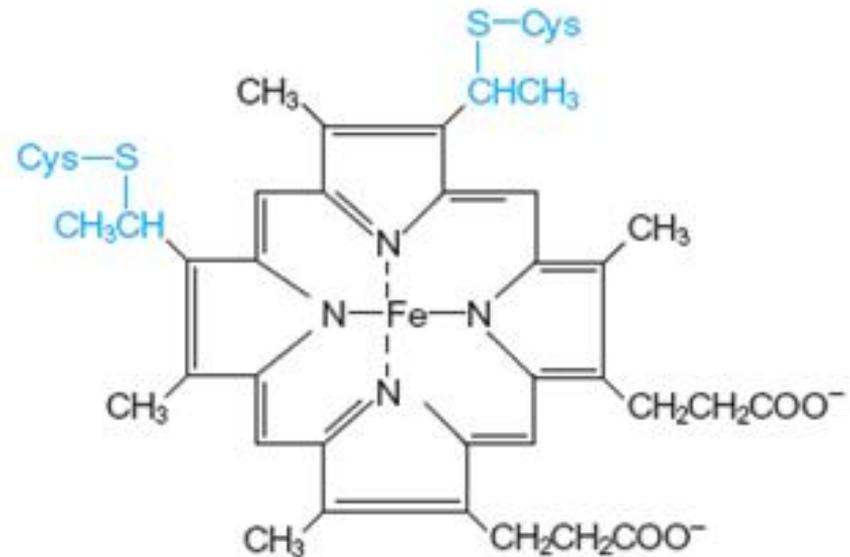


Complesso III (citocromo c riduttasi) : 3 cromoproteine

(emoproteine) : sono proteine legate ad un gruppo eme che lega un atomo di ferro. Cit.b, Cit.c1, Cit.c



Eme (Fe- protoporfirina IX)
presente nei citocromi b



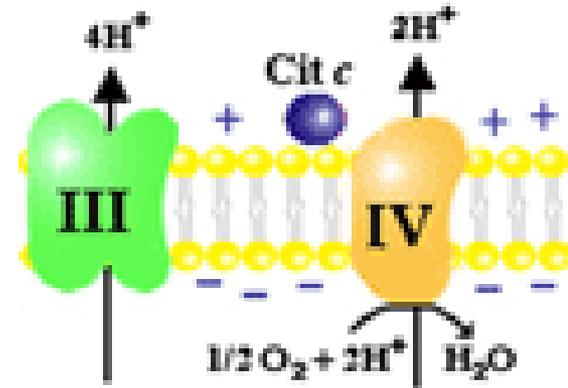
Eme C
presente nel citocromo c

Nei citocromi gli elettroni vengono acquisiti e ceduti dal Fe dell'eme, passando da Fe³⁺ a Fe²⁺ e viceversa

Cit.b → Cit.c1 → Cit.c



Carrier mobile



Cit a-a3 (**Complesso IV**) trasferisce gli elettroni all'ossigeno che verrà ridotto ad acqua



Citocromo ossidasi : costituita da una unica proteina legata a due gruppi EME legati a due regioni differenti della proteina e due atomi di rame, tutti coinvolti nel trasporto degli elettroni

Ma come fa questo trasferimento di elettroni ad essere associato alla produzione di ATP?

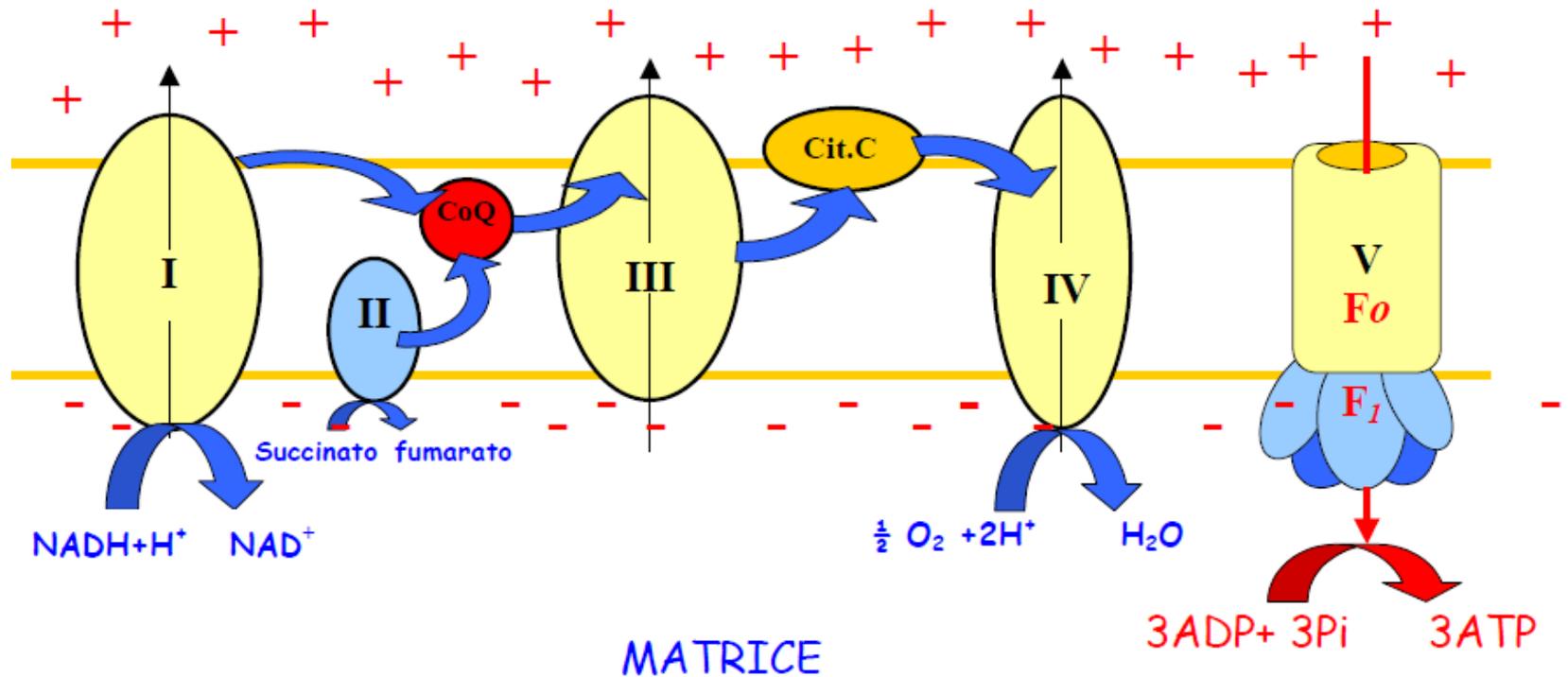
Il **potenziale di riduzione** (anche conosciuto come **potenziale redox** - indicato con E_h) è una misura della tendenza di una specie chimica ad acquisire elettroni, cioè a essere ridotta.

Il trasferimento di elettroni da una specie a potenziale più basso ad una con potenziale più alto (**caduta del potenziale redox**) è associato ad **un ΔG negativo**

Nella fosforilazione ossidativa il trasferimento di elettroni avviene secondo un potenziale redox crescente dal componente a potenziale più negativo (NADH) a quello più positivo (ossigeno)

ATPasi (complesso V, ATP sintasi F_0F_1)

Negli eucarioti, l'enzima è costituito da almeno 16 subunità diverse

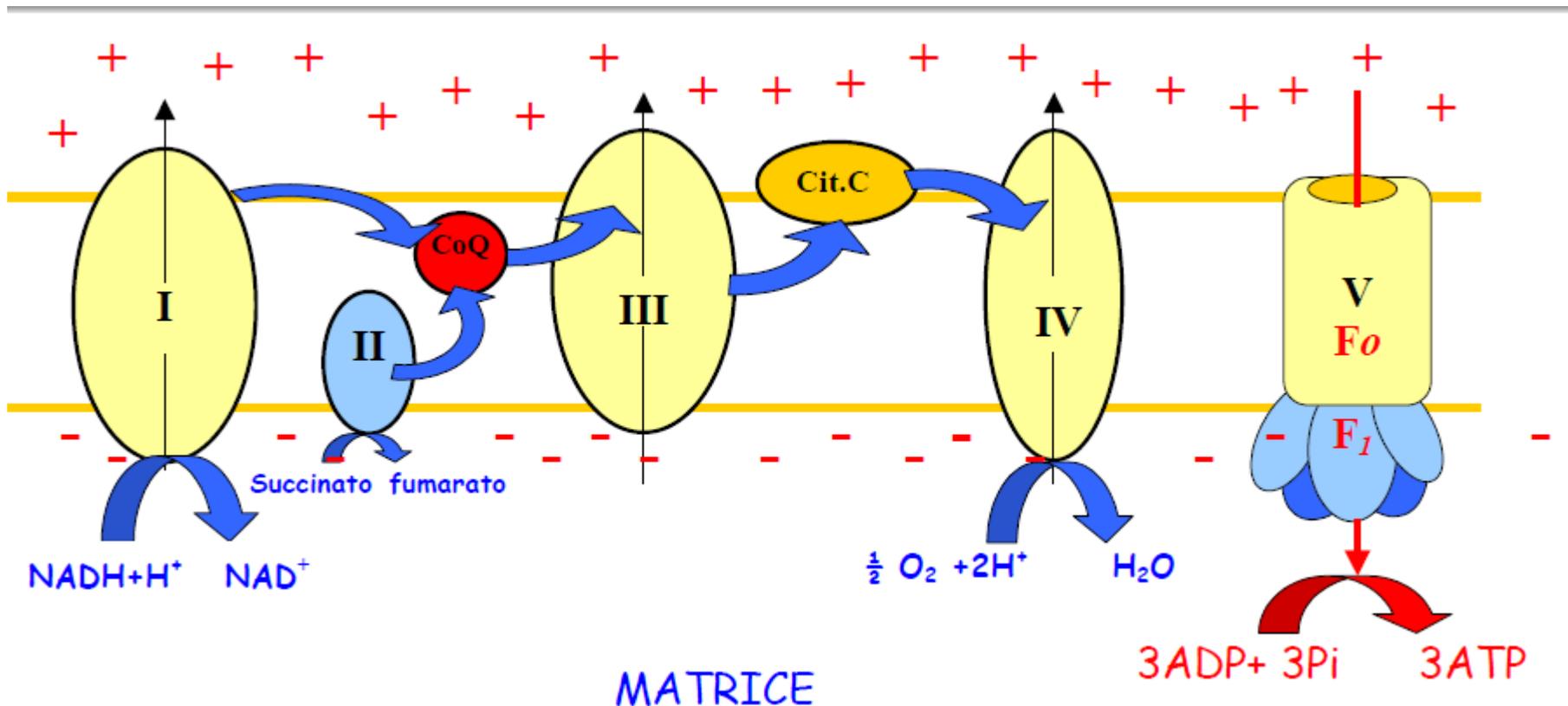


2 unità funzionali : **F0** canale protonico transmembrana
F1 sporge sul lato della matrice

Teoria chemiosmotica

L'energia liberata durante il trasporto degli elettroni viene utilizzata per pompare ioni idrogeno dalla matrice mitocondriale allo spazio intermembrana

GRADIENTE ELETTROCHIMICO PROTONICO (forza motrice protonica)



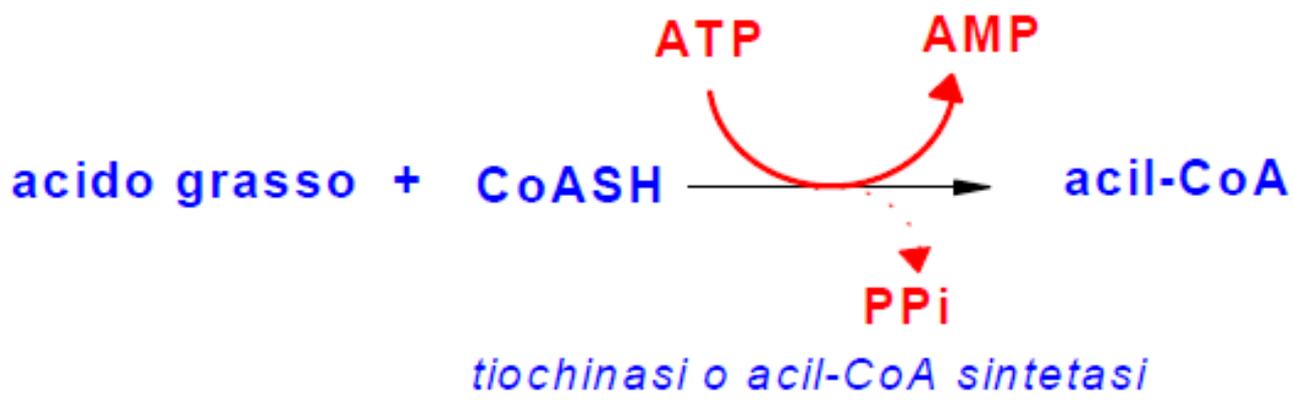
Si ottiene complessivamente il seguente rendimento di ATP e produzione di CO₂

Via metabolica	Substrato	Fosforilazione a livello del substrato	Fosforilazione ossidativa	ATP prodotto	Co ₂ prodotta
Glicolisi aerobica	1 glucosio	2	6 (2 NADH+H ⁺)	8	no
Decarbossilazione ossidativa del piruvato	2 piruvato	no	6 (2 NADH+H ⁺)	6	2 CO ₂
Ciclo di Krebs	2 acetil-CoA	2	22 (6 NADH+H ⁺ 2 FADH ₂)	24	4 CO ₂
TOTALE		4	34	38	6 CO ₂

Catabolismo Lipidico: β-Ossidazione degli acidi grassi

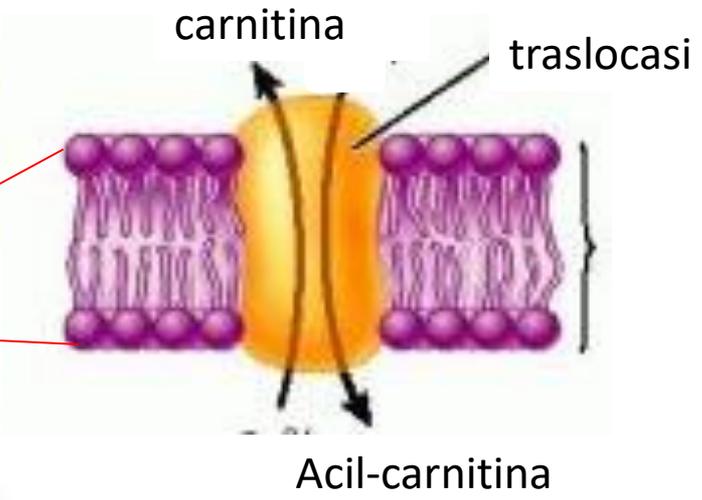
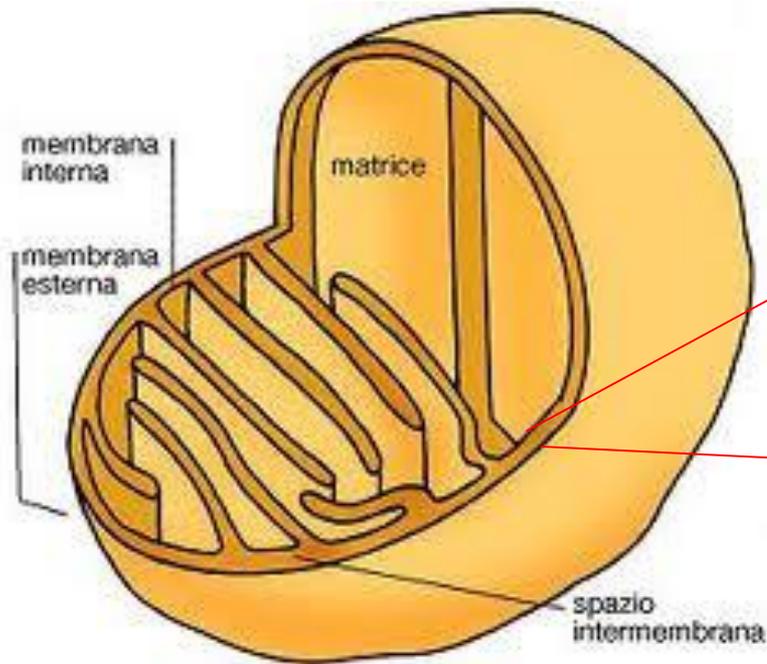
Devono essere attivati da condensazione con CoA-SH

Gli acidi grassi a catena corta entrano per diffusione nel mitocondrio
Quelli a catena lunga attivati già nel citosol

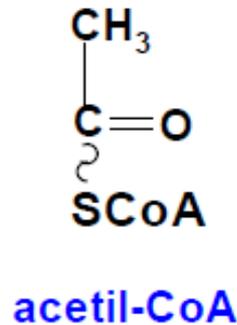
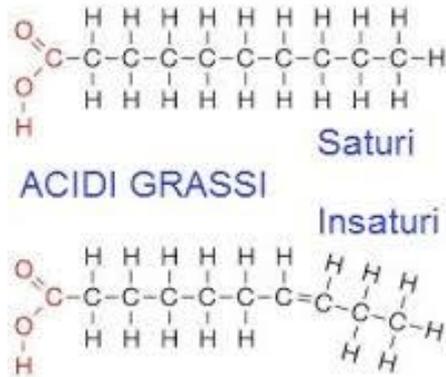


mitocondrio

Beta-ossidazione



Le molecole di acil-CoA giunte nella matrice mitocondriale vanno incontro al processo catabolico della beta-ossidazione: attraverso tale via le molecole dell'acido grasso vengono accorciate di due molecole di carbonio per volta dando come prodotti delle unità di acetil-CoA.



Ogni acetil-CoA rimosso da **4 reazioni enzimatiche in sequenza**

L'acil-CoA viene così accorciato di due carboni e può diventare substrato per un nuovo ciclo di 4 reazioni e liberare un altro acetil-CoA. E così via.....

Alla fine un acido grasso con un numero pari n di atomi di C genera n/2 molecole di acetil-CoA

Se l'acido grasso a numero dispari di atomi di C si libera acetil-CoA e una molecola di propionil-CoA a 3 atomi di carbonio



Delle 4 reazioni che si ripetono ciclicamente nella beta-ossidazione due sono reazioni redox che generano una molecola di **NADH** e una di **FADH₂**

↓
3 ATP

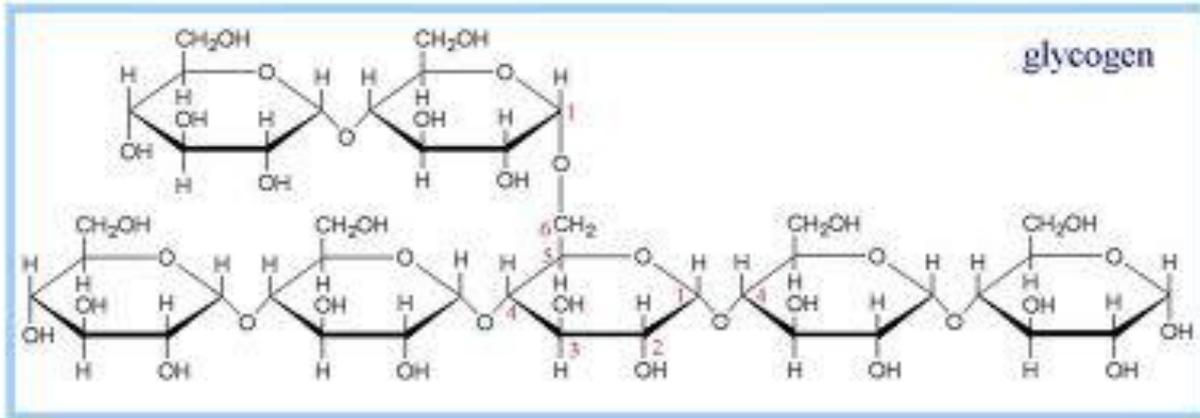
↓
2 ATP

Esempio: Acido palmitico a 16 atomi carbonio

Bilancio energetico della beta-ossidazione dell'acido palmitico		
7 ripetizioni di beta ossidazione	7 FADH ₂ (x 2 ATP) 7 NADH+H ⁺ (x 3 ATP)	+35 ATP
8 Acetil-CoA	8 x 12 ATP (Krebs)	+96 ATP
attivazione acido palmitico		-2 ATP
TOTALE		129 ATP

Quindi l'ossidazione completa di una mole di acido palmitico a CO₂ ed acqua (ricordiamo che l'acetil-CoA che si forma nella beta-ossidazione viene trasformato in CO₂ ed acqua nel ciclo di Krebs e nella catena respiratoria) fornisce 129 moli di ATP.

IL GLICOGENO



Nei muscoli e nel fegato

Fino a 30.000 unità di glucosio possono partecipare alla formazione di un molecola di glicogeno (peso molecolare 5×10^6).

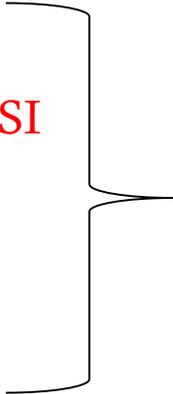
Perché non viene accumulato direttamente glucosio: **A CAUSA DELLA PRESSIONE OSMOTICA**

I depositi di glicogeno muscolare ed epatico hanno ruoli funzionali differenti.

Il glicogeno muscolare serve come deposito di glucosio per la fibrocellula muscolare in cui è contenuto. Il glicogeno epatico è invece una riserva di glucosio per il mantenimento dei livelli glicemici e, quindi, a disposizione degli altri tessuti dell'organismo.

GLICOGENOSINTESI

GLICOGENOLISI



Finemente regolate e sensibili alle variazioni metaboliche

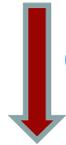
Glicogenolisi



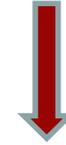
Fosforolisi

e

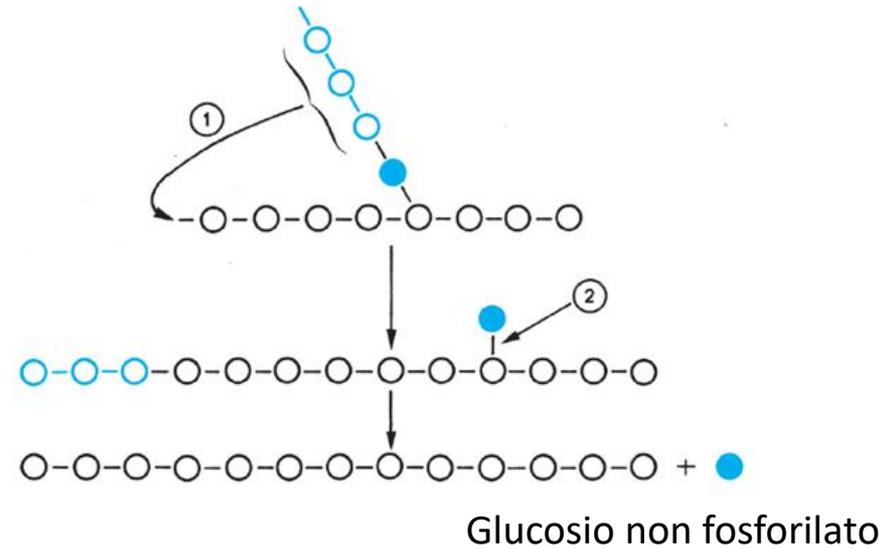
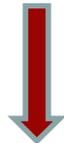
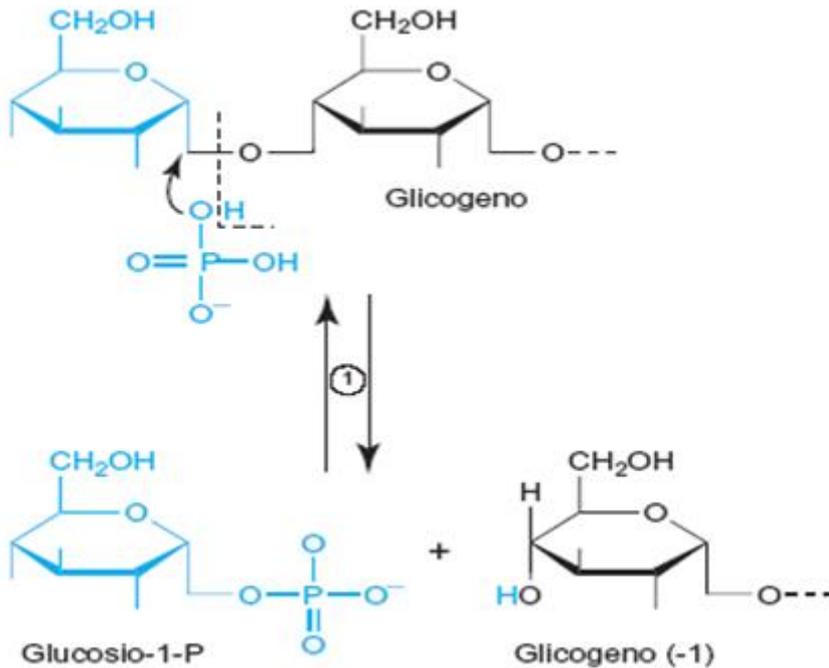
deramificazione



Glicogeno fosforilasi

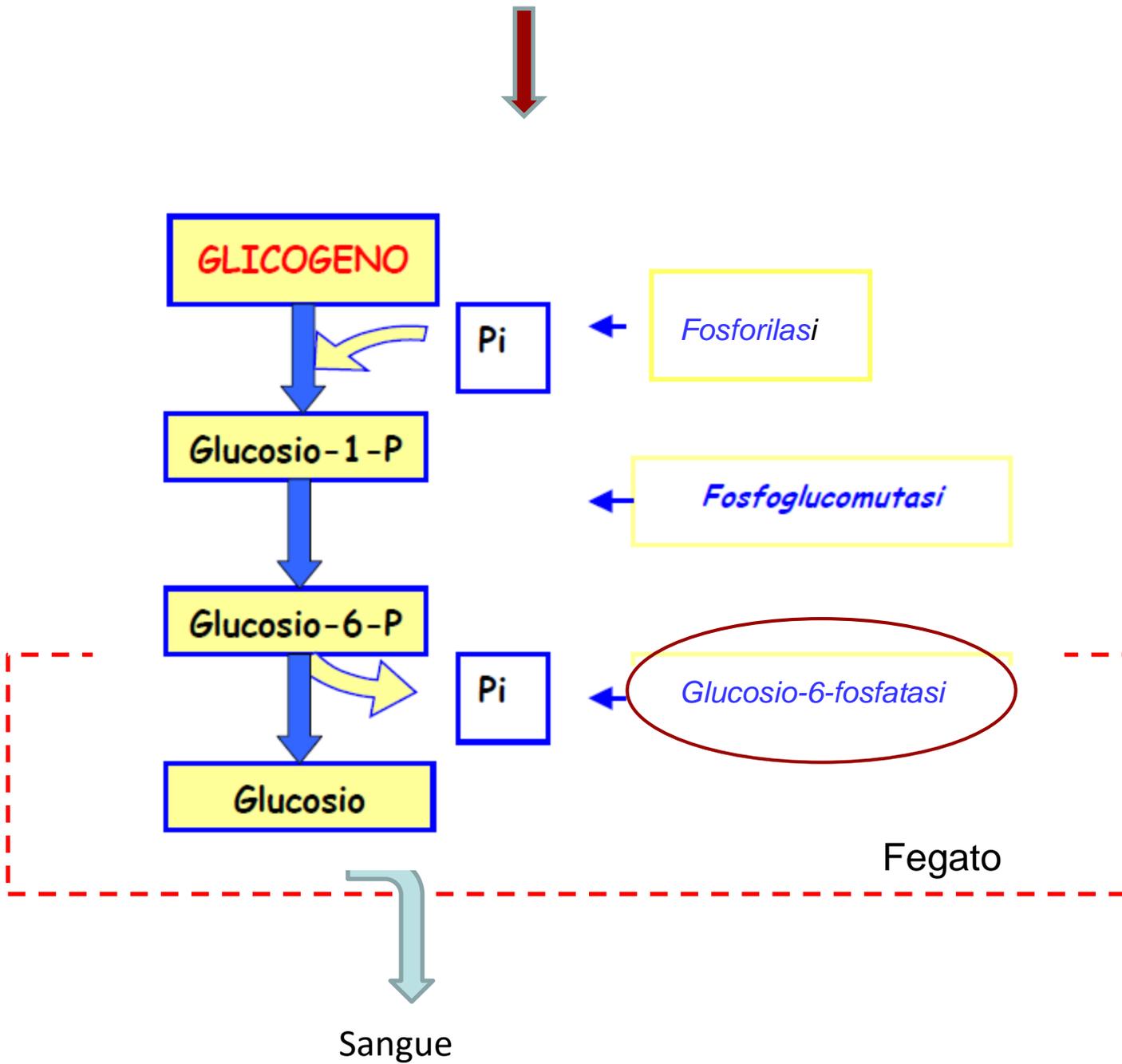


Enzima deramificante
(2 attività catalitiche)



1. Transglicosilazione (trasferimento frammento triglicosidico sull'estremità di una catena)

2. Idrolisi (liberazione 1 glucosio)



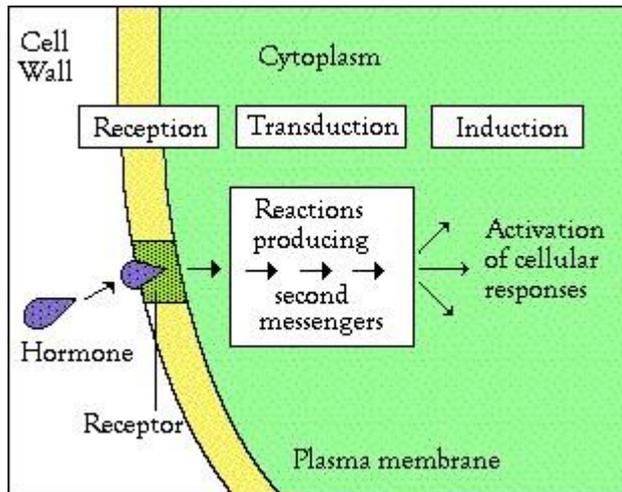
Regolazione della glicogenolisi.

Esistono due isoenzimi della *glicogeno fosforilasi* (l'enzima responsabile della glicogenolisi) espressi nel fegato e nel muscolo. La loro regolazione è diversa in accordo con le differenti funzioni del glicogeno epatico e muscolare.

Nel muscolo

Fosforilasi a (attiva-fosforilata) \leftrightarrow Fosforilasi b (inattiva-defosforilata)

Concentrazione di **AMP** (attivatore allosterico), **adrenalina**, concentrazione di **calcio citosolico**



cAMP

Attivatori allosterici

Fosforilasi chinasi

Fosforilazione della glicogeno fosforilasi b che viene attivata prendendo la conformazione di fosforilasi a

Nel fegato

Fosforilasi a \leftrightarrow Fosforilasi b

Concentrazione di **glucosio intracellulare** (inibitore allosterico, si lega alla fosforilasi nella conformazione a)

Adrenalina e glucagone



cAMP



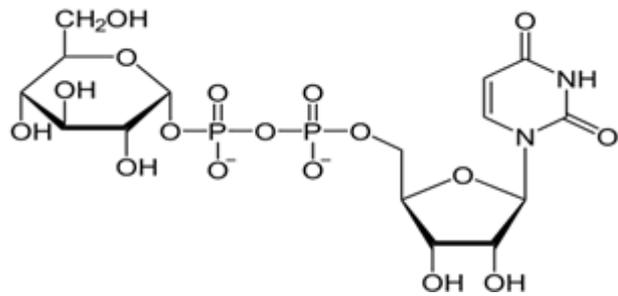
Fosforilasi chinasi

Fosforilazione della glicogeno fosforilasi b che viene attivata a fosforilasi a

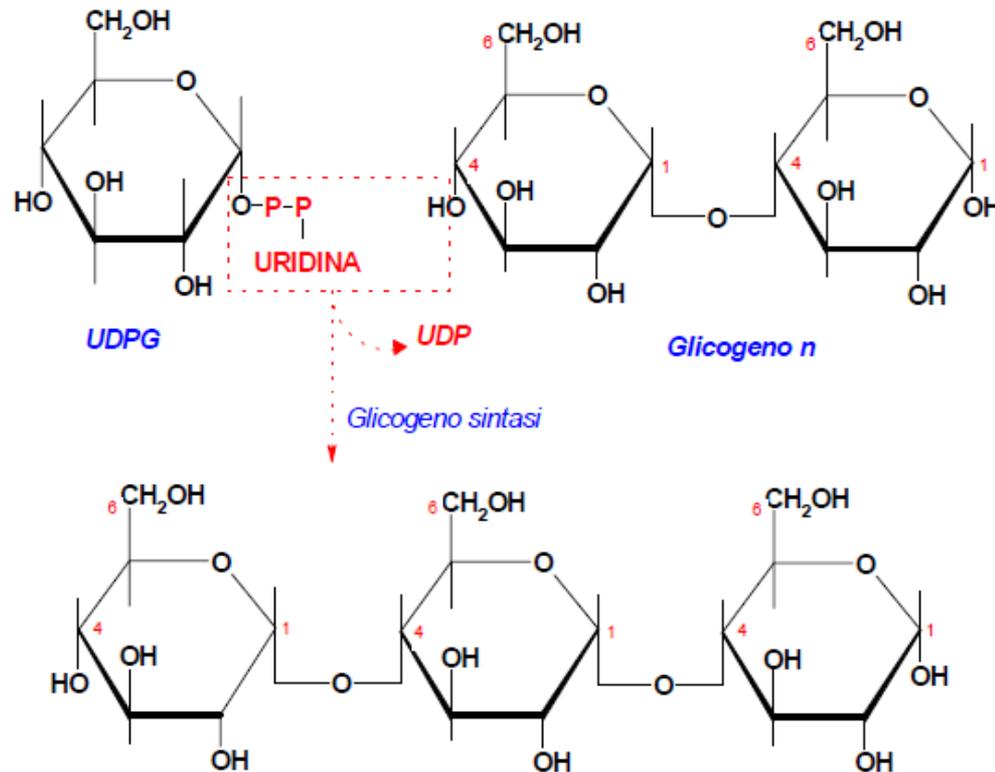
Regolazione della glicogenolisi

	Muscolo	Fegato
Regolazione da metaboliti	AMP (+)	Glucosio (-)
Regolazione ormonale	Adrenalina (+) Insulina (-)	Adrenalina (+) Glucagone (+) Insulina (-)
Regolazione dai livelli di calcio citosolico	(+) $\uparrow(\text{Ca}^{++})_i \rightarrow$ fosforilasi chinasi \rightarrow glicogeno fosforilasi	

GLICOGENOSINTESI



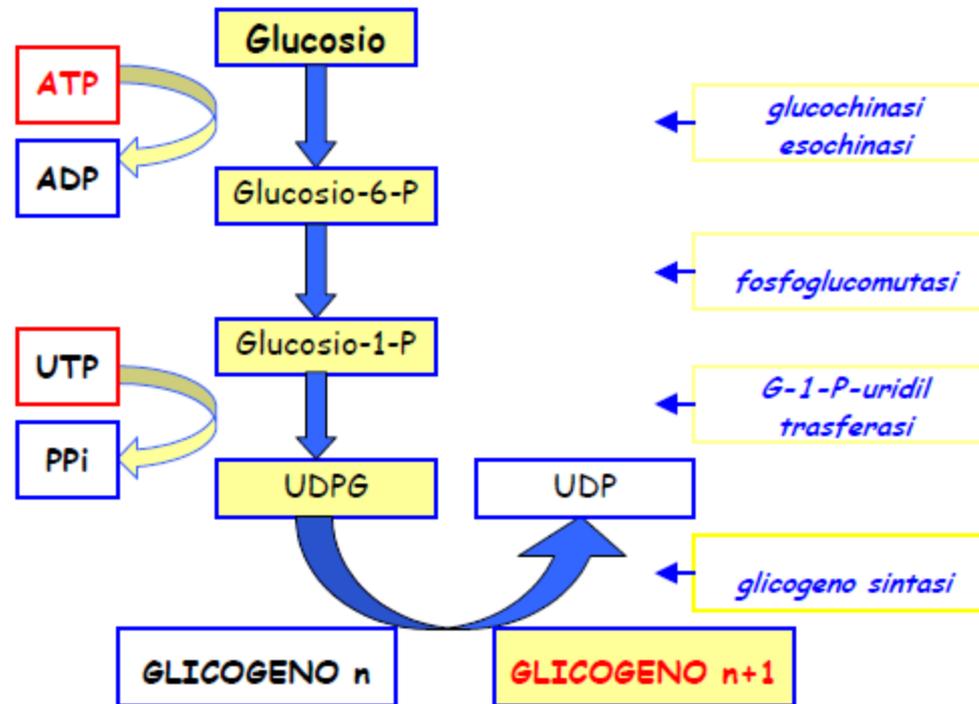
UDP-glucosio



La sintesi del glicogeno fin qui descritta, non è un processo *ex-novo*, ma un'apposizione di molecole di glucosio su preesistenti molecole di glicogeno. Difatti la sintesi *ex-novo* di glicogeno avviene a partire da glicoproteine, dette *iniziatrici o primer* (le glicogenine).

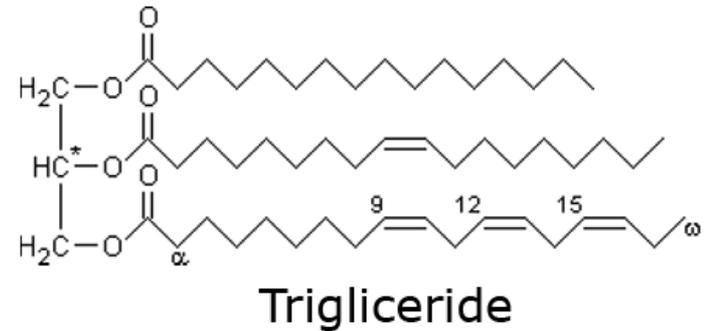
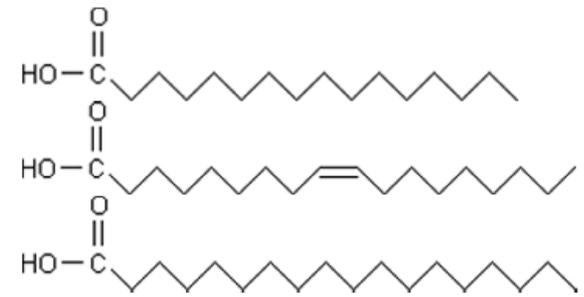
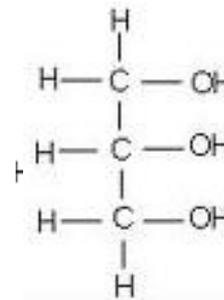
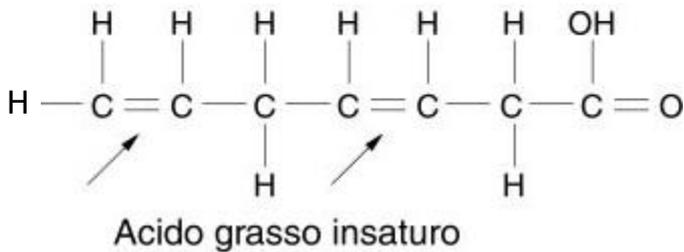
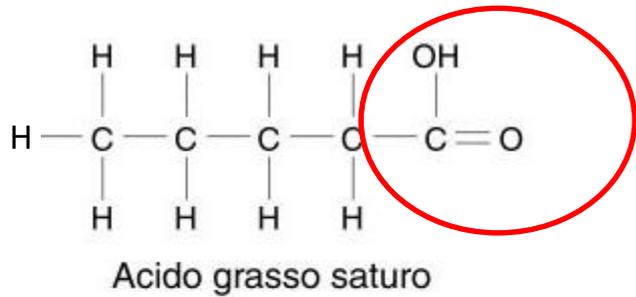
GLICOGENOSINTESI

La glicogenosintesi è la via catabolica che provvede alla sintesi del glicogeno; tale via anabolica richiede consumo di energia, difatti per ogni molecola di glucosio che viene aggiunta al glicogeno verranno utilizzate 2 molecole di ATP.



Il metabolismo dei lipidi

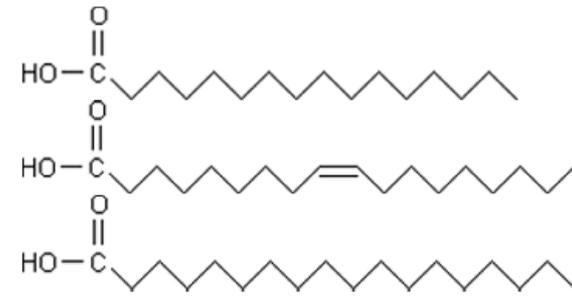
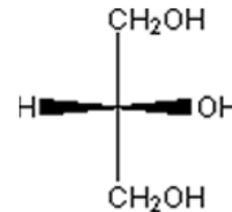
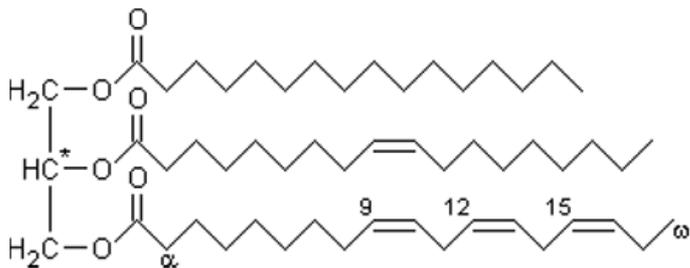
Acidi grassi, trigliceridi, e colesterolo



Catabolismo dei trigliceridi nel tessuto adiposo: la lipolisi

I trigliceridi accumulati all'interno degli adipociti vengono costantemente mobilizzati e ridepositati grazie al processo di idrolisi (*lipolisi*) e di sintesi (*lipogenesi*). L'adipocita, la cellula costituente il tessuto adiposo, contiene tutti gli organelli presenti nelle cellule eucariotiche ma il 95-99% del volume citoplasmatico è occupato dai trigliceridi.

Mobilizzazione dagli adipociti



*Lipasi lipolitica o
Lipasi ormone sensibile--HSL*

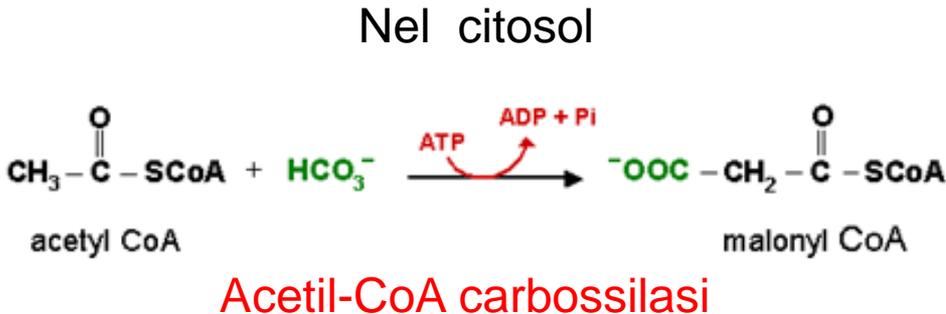
Adrenalina
Noradrenalina
Glucagone
Ormoni tiroidei

cAMP

Protein chinasi A

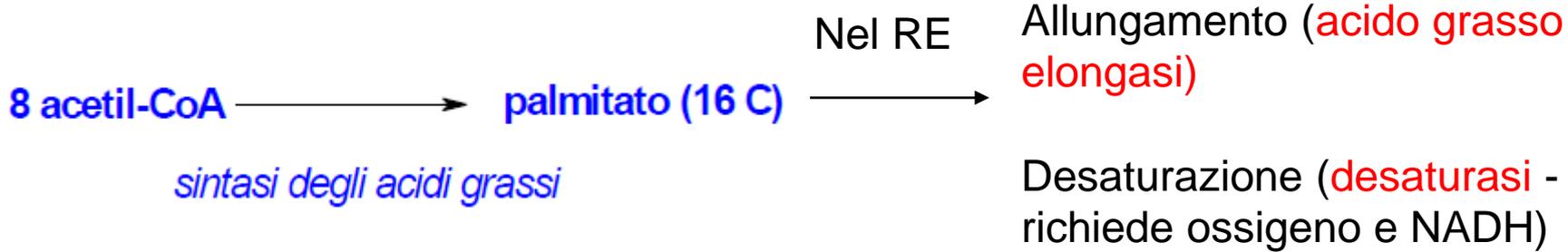
Fosforilazione ATP-
dipendente della HSL

LIPOGENESI (nel citosol) - consente immagazzinare energia chimica quando livelli energetici alti

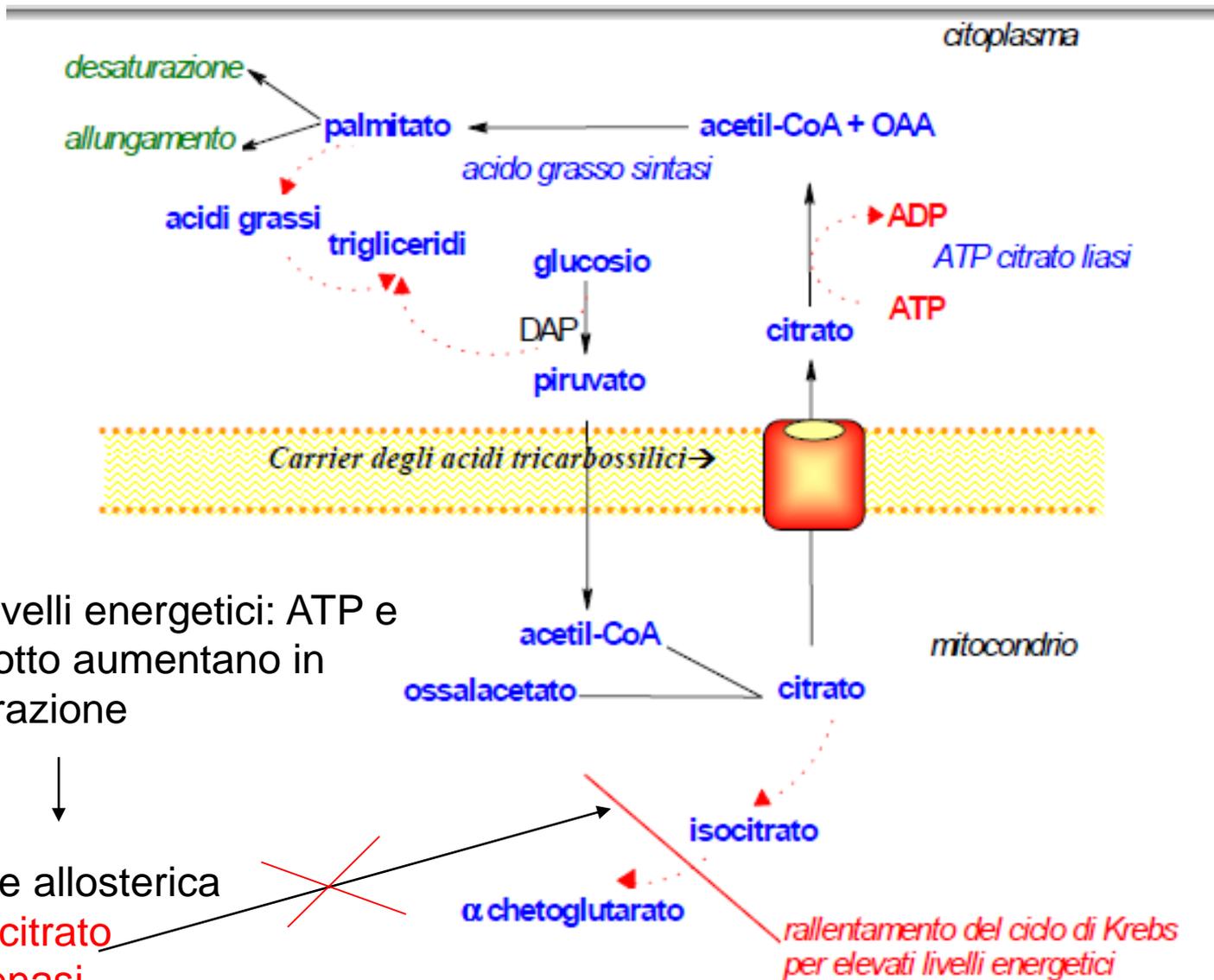


Substrato per la **sintasi degli acidi grassi** che può iniziare l'allungamento della catena

Nella sintesi di acidi grassi a numero dispari di atomi di c il substrato iniziale è il propionil-CoA



La sintesi di una molecola di palmitato richiede complessivamente 7 ATP e 14 NADH convertiti in ADP e NADP+



Elevati livelli energetici: ATP e NAD ridotto aumentano in concentrazione

Inibizione allosterica della **isocitrato deidrogenasi**

rallentamento del ciclo di Krebs per elevati livelli energetici

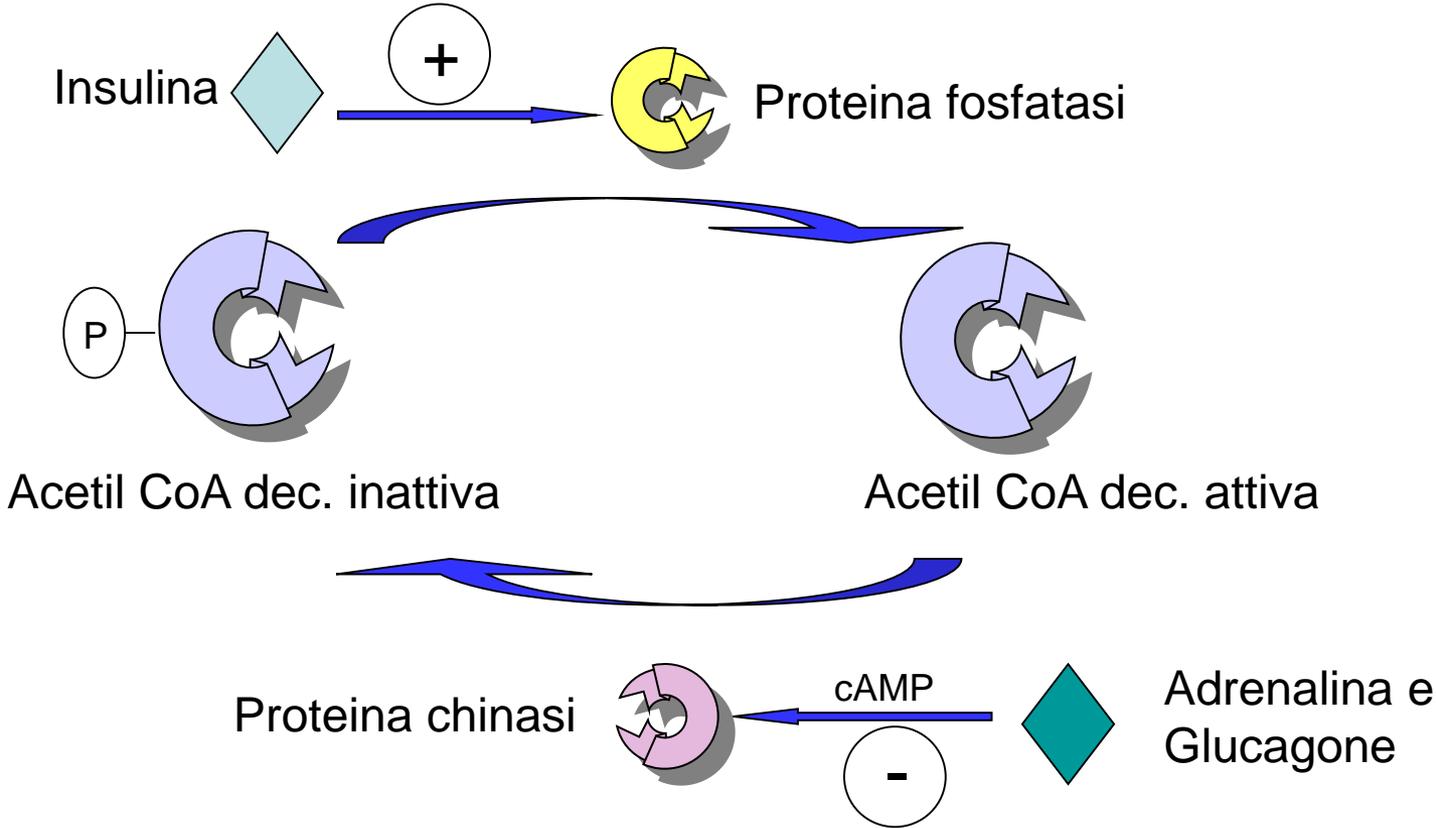
L'Acetil CoA carbossilasi è l'enzima chiave a livello del quale avviene la regolazione della lipogenesi

A breve termine

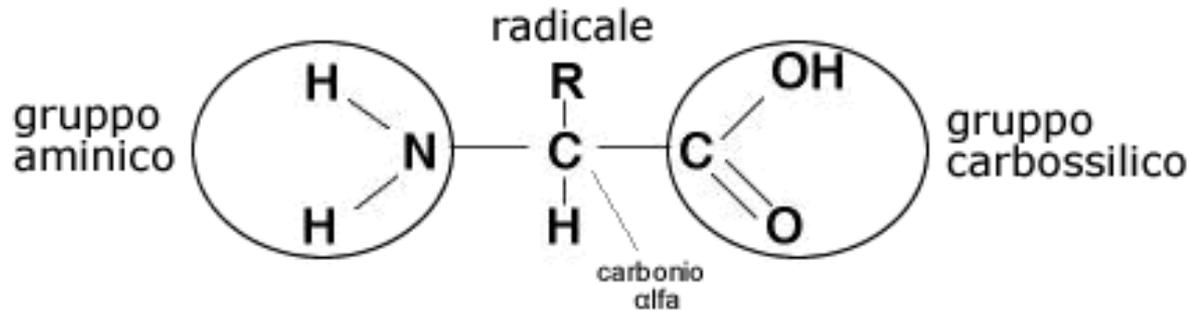
	+	-
Metaboliti	Citrato (attivatore allosterico)	Palmitoil-CoA (inibitore allosterico)
Ormonale	Insulina	Glucagone Adrenalina
Genetica	Dieta	Dieta

A lungo termine

Regolazione dell'attività dell'acetil CoA carbossilasi da insulina, glucagone e adrenalina



Metabolismo degli amminoacidi



AMMINOACIDI ESSENZIALI:

devono necessariamente essere introdotti preformati con la dieta

valina

leucina

isoleucina

metionina

fenilalanina

triptofano

istidina

lisina

treonina

Valore nutritivo delle proteine

(alcuni importanti per la sintesi di componenti non proteici: fenilalanina e tirosina-adrenalina e ormoni tiroidei)

In caso di ridotto apporto: organismo ricava a.a da demolizione di proprie proteine

Proteine esogene

A livello intestinale la digestione delle proteine inizia nello stomaco ed è completata nell'intestino dove ridotte a singoli **aminoacidi, dipeptidi e tripeptidi**, possono essere assorbiti e trasportati al fegato attraverso la vena porta. Assorbiti da **proteine di trasporto attivo** dell'orletto a spazzola degli enterociti - **sinporto con Na⁺** (specificità di gruppo: neutri, basici, aspartico e glutammico, glicina e prolina) Per diffusione nella vena porta.

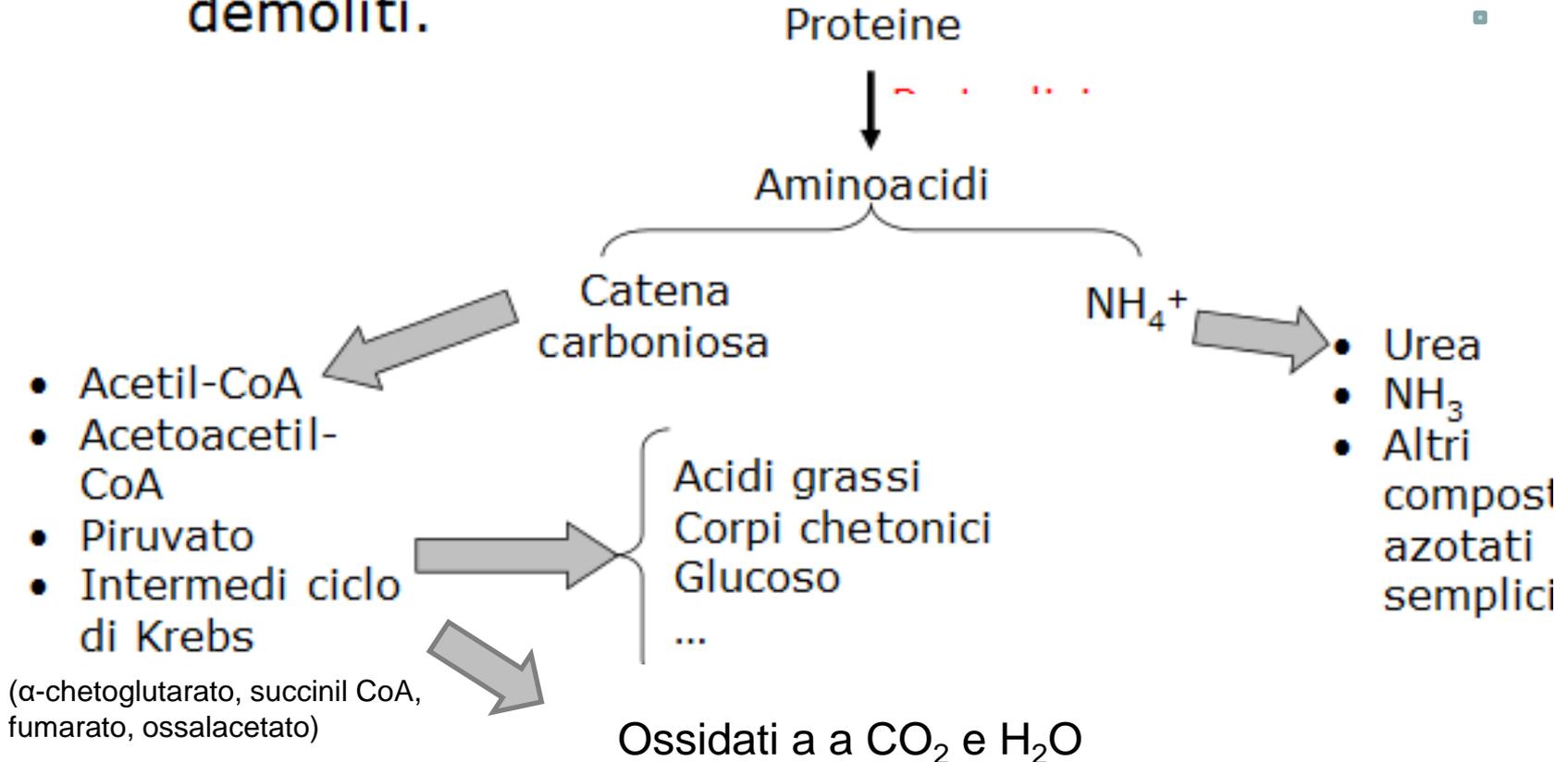
- Partecipano alla sintesi proteica (ma anche nucleotidi, ormoni ed altri composti azotati)
- Se presenti in eccesso vengono utilizzati a scopi energetici o convertiti in grasso di deposito (lipogenesi), glucosio (gluconeogenesis) e corpi chetonici (chetogenesi).

Una piccola quota di proteine presenti negli alimenti non viene assorbita ed è eliminata come tale con le feci (5%).

Solo nel neonato è possibile l'assorbimento di proteine intere, non digerite. Tale fenomeno è fondamentale per l'assorbimento degli anticorpi trasmessi attraverso il latte materno (pinocitosi non selettiva)-nel colostro inibitori delle proteasi.

Degradazione degli aminoacidi

- A differenza degli acidi e grassi e dei glucidi gli aminoacidi in eccesso non possono né essere immagazzinati in macromolecole di deposito né essere escreti come tali, vengono quindi demoliti.



Scheletro carbonioso



Piruvato	Alanina, cisteina, glicina serina, treonina, triptofano
α-chetoglutarato	glutammato, arginina, glutammina, istidina, prolina
Succinil CoA	isoleucina, metionina treonina, valina
Fumarato	fenilalanina, tirosina
Ossalacetato	asparagina, aspartato



Amminoacidi glucogenici

acetil CoA	isoleucina, leucina treonina, triptofano
acetoacetil CoA	leucina, lisina, fenilalanina triptofano, tirosina

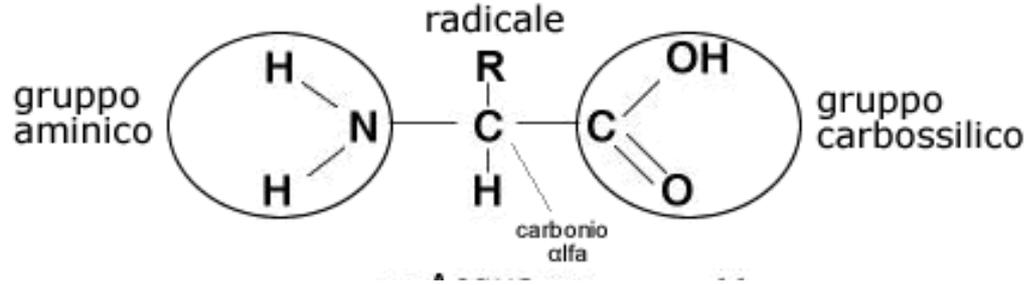


Amminoacidi chetogenici

Aminoacidi glucogenici e chetogenici		
Glucogenici	Chetogenici	Glucogenici e chetogenici
<i>glicina</i>	<i>leucina</i>	<i>treonina</i>
<i>serina</i>	<i>lisina</i>	<i>isoleucina</i>
<i>valina</i>		<i>fenilalanina</i>
<i>istidina</i>		<i>tirosina</i>
<i>arginina</i>		<i>triptofano</i>
<i>cisterna</i>		
<i>prolina</i>		
<i>idrossiprolina</i>		
<i>alanina</i>		
<i>glutammato</i>		
<i>glutammina</i>		
<i>aspartato</i>		
<i>asparagina</i>		
<i>metionina</i>		

Degradazione degli a.a. e metabolismo dei prodotti finali azotati (principale organo di degradazione è il fegato)

1° passaggio: rimozione dell' α -ammino gruppo



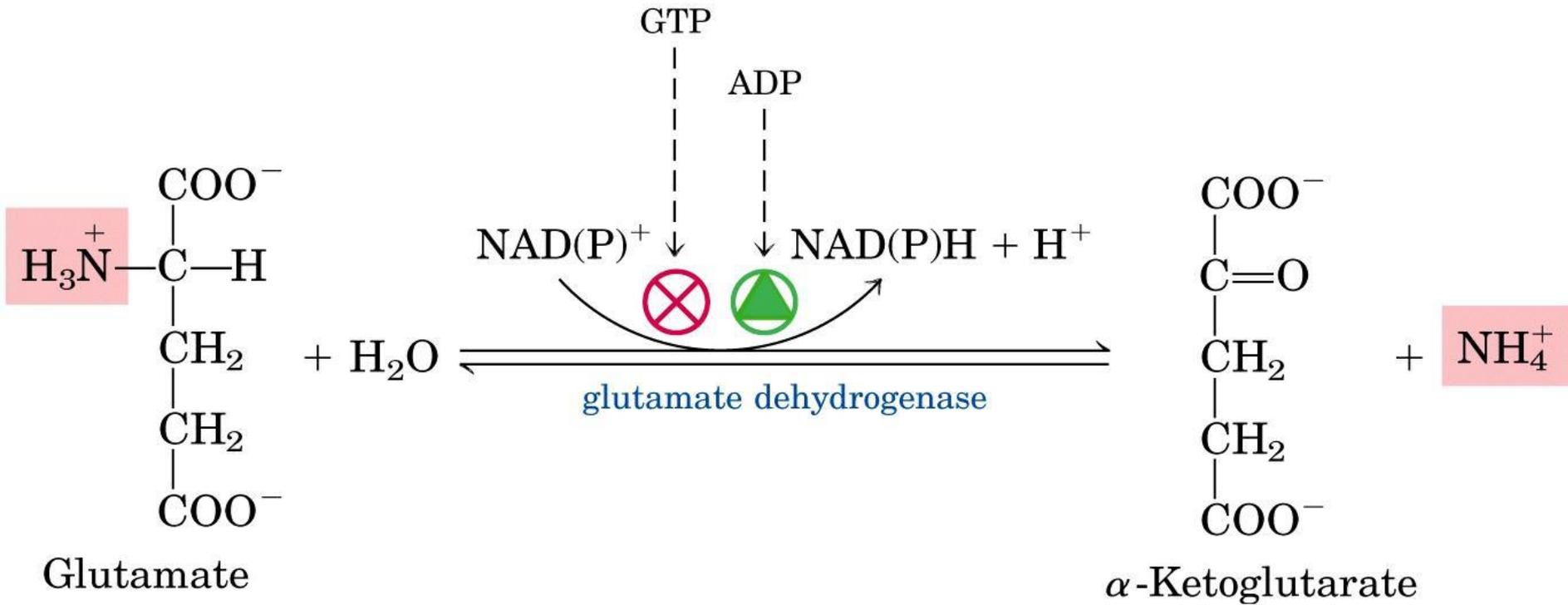
Per transaminazione si intende trasferire il gruppo amminico dall'aminoacido che dovrà avere un accettore

Queste reazioni sono catalizzate da enzimi citoplasmatici o mitocondriali chiamati **transaminasi o aminotransferasi**

↓ **Transaminazione**
(deaminazione)



Glutammato libera ammoniaca per deaminazione ossidativa catalizzata dall'enzima **glutammato deidrogenasi** (nel mitocondrio) che catalizza la deaminazione ossidativa del glutammato

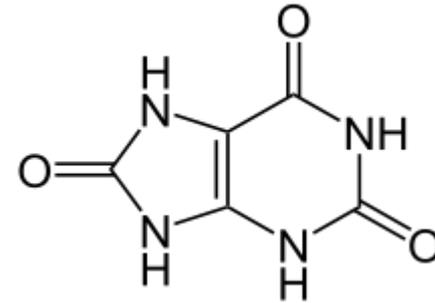
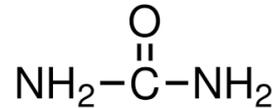


Escrezione dell' ammoniaca (detossificazione)

Pesci – ammoniaca

Uccelli, rettili terrestri e insetti – acido urico

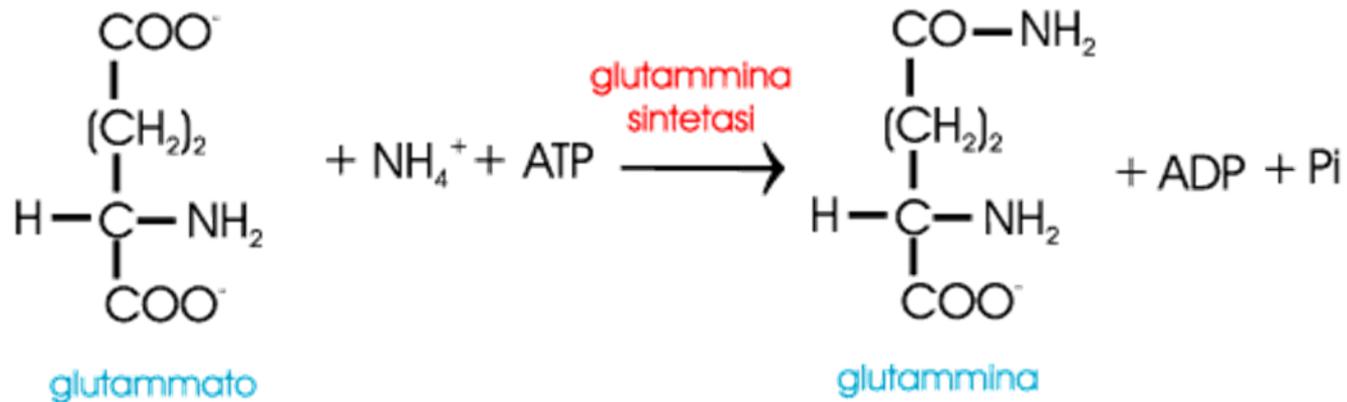
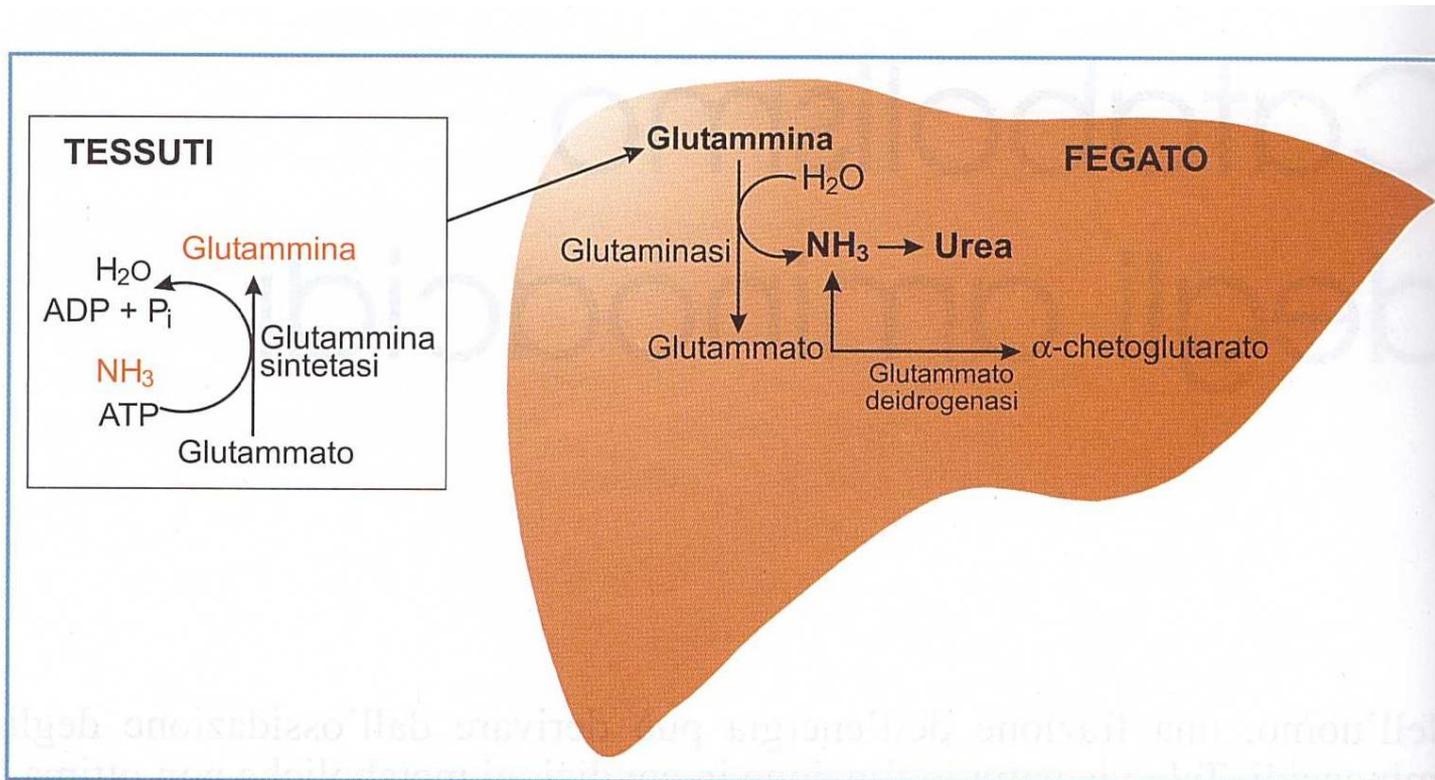
Mammiferi - Urea



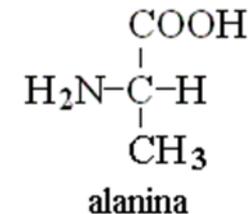
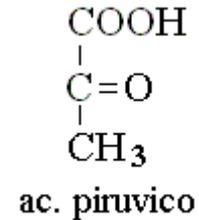
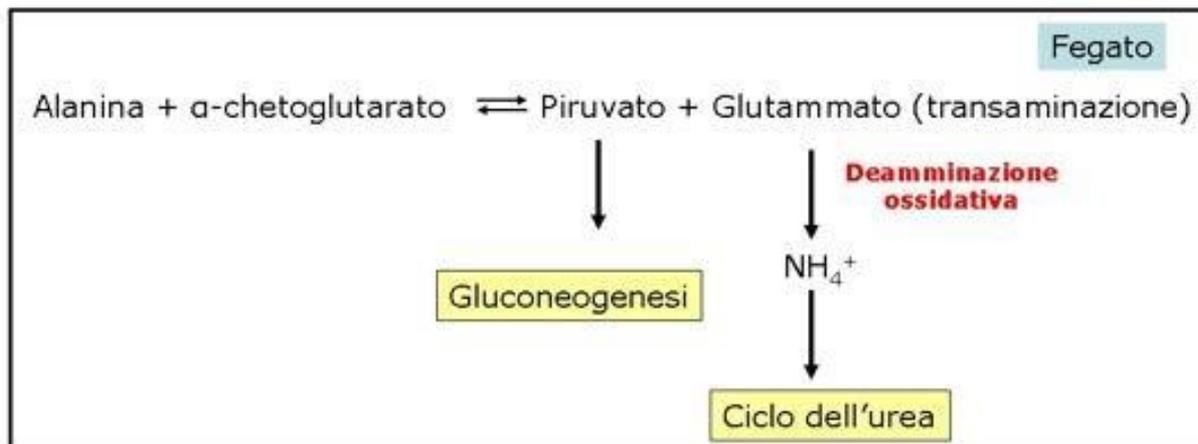
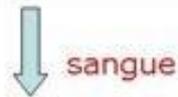
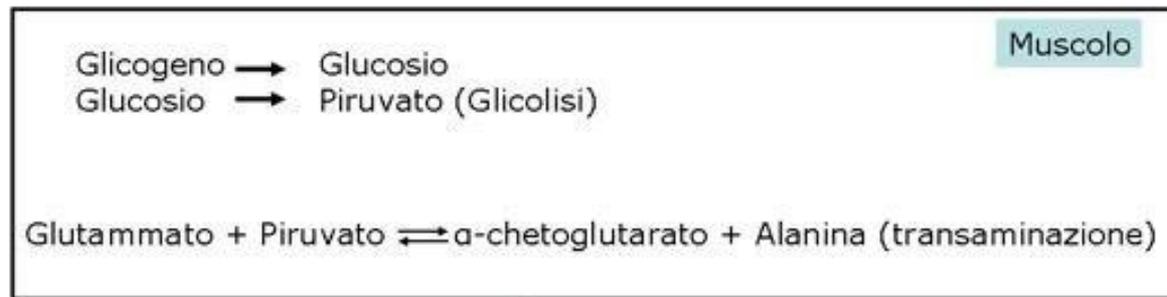
Sintetizzata nel fegato (**ciclo dell'urea** nei mitocondri e citoplasma) e quindi ai reni dove filtrata ed escreta con l'urina

Come l'ammoniaca dai tessuti periferici al fegato?

Come glutammina - trasportatore non tossico di gruppi amminici che può attraversare le membrane cellulari.



Il secondo meccanismo, attivo soprattutto nel muscolo, prevede l'incorporazione dei gruppi aminici nel piruvato; pertanto il trasportatore ematico dei gruppi aminici derivanti dal catabolismo muscolare è l'*alanina*. Nel fegato, l'alanina, per azione di una transaminasi, si trasforma in piruvato. Il piruvato può essere trasformato in glucosio nella gluconeogenesi e ritornare così al muscolo; questo trasferimento muscolo/fegato genera il cosiddetto *ciclo glucosio-alanina* (fig. 2).

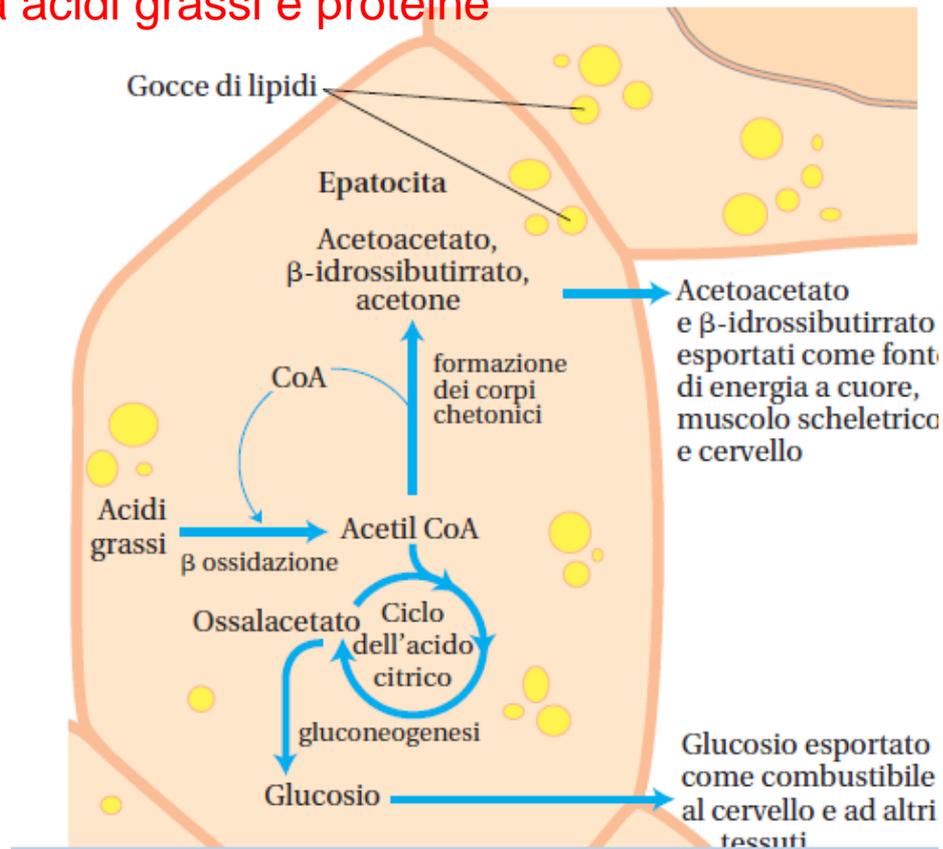


CORPI CHETONICI

I **corpi chetonici** sono tre composti che sono normalmente presenti nel sangue in piccole quantità. Sono l'acetone, l'acido acetoacetico e l'acido beta-idrossibutirrico

L'acetone è un prodotto di scarto, che si produce casualmente nella via dei corpi chetonici e viene espulso per espirazione e traspirazione.

Sintetizzati dalla cellula epatica da acetil-CoA durante il digiuno- **chetogenesi** prevalentemente da **acidi grassi e proteine**



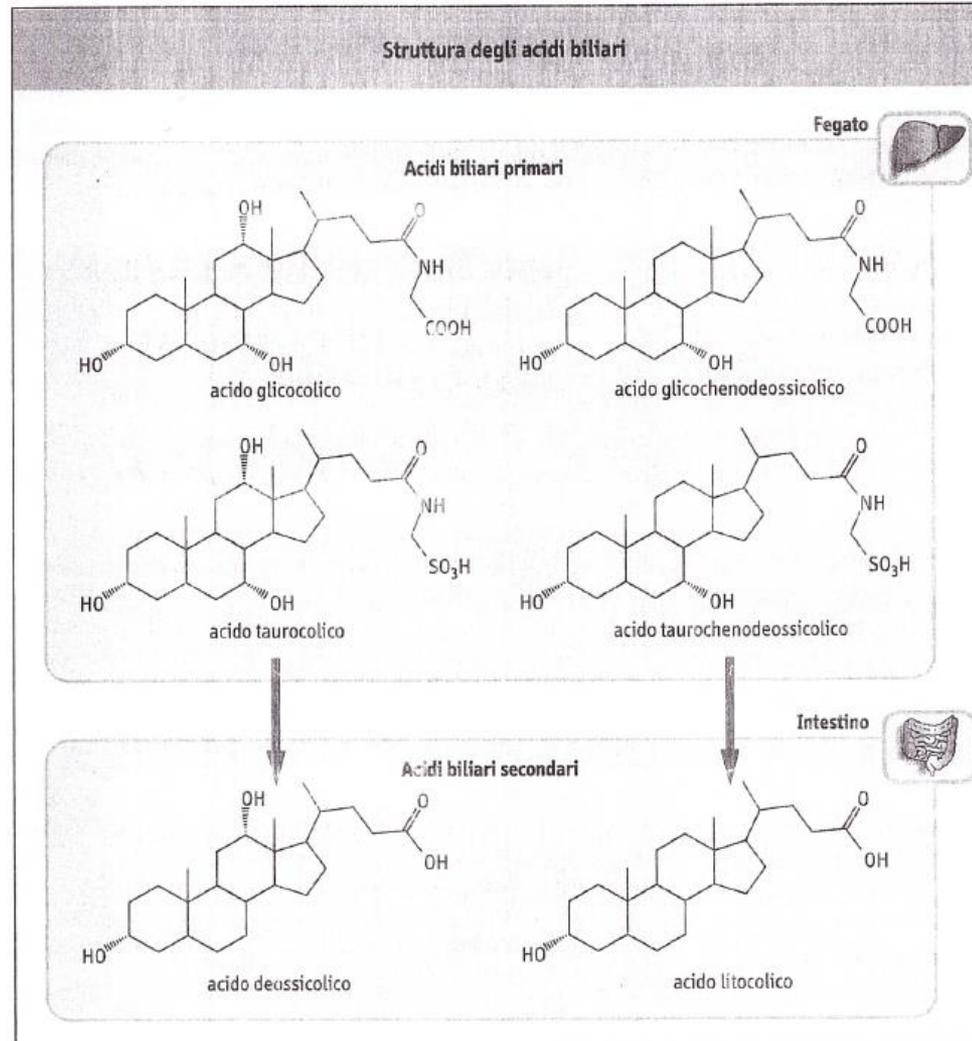
Lo squilibrio nella presenza ematica di corpi chetonici è di notevole rilevanza in eventi fisiologici e patologici

La **chetoacidosi diabetica** è una grave complicanza del diabete mellito (soprattutto di tipo I)

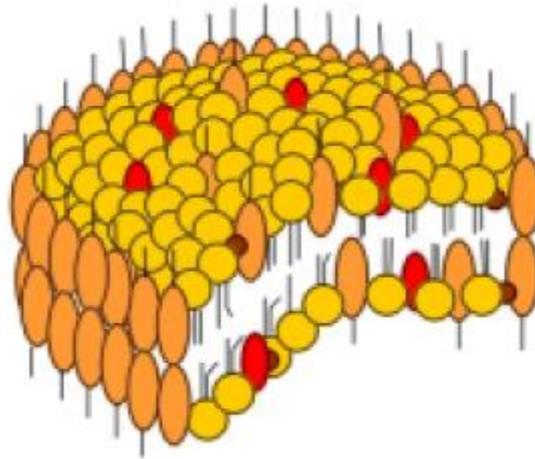
Il glucosio non riesce ad entrare nelle cellule, infatti, queste si adattano ad utilizzare prevalentemente acidi grassi, il fegato sintetizza grandi quantità di corpi chetonici.

Una situazione simile, ma molto meno grave (si parla semplicemente di chetosi e non di chetoacidosi), si verifica nelle persone che seguono una dieta particolarmente povera di carboidrati o rimaste a digiuno per lungo tempo.

Per la digestione e l'assorbimento del colesterolo e dei trigliceridi è essenziale l'azione dei **sali biliari: prodotti dal fegato a partire dal colesterolo**

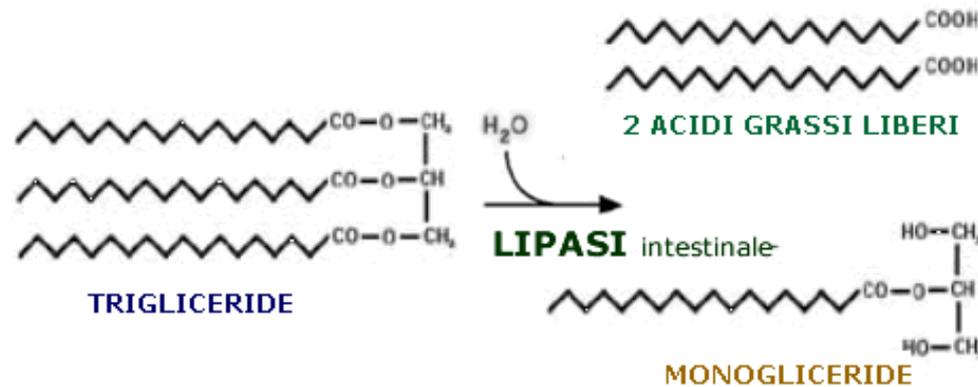


Micelle miste in cui trovano posto i trigliceridi e nel cuore della micella, isolati dall'ambiente acquoso i lipidi altamente idrofobici come il colesterolo; i grassi vengono emulsionati



Nelle micelle i grassi sono attaccabili dagli enzimi digerenti

Lipasi pancreatiche: agiscono su trigliceridi liberando acidi grassi e monogliceridi



Assorbimento : gli acidi grassi legati ad una proteina (*fatty acid binding protein, FABP*)

All'interno della cellula intestinale nuovamente trasformati in trigliceridi

I trigliceridi a media catena (8-10 C) vengono assorbiti dalle cellule intestinali e quindi idrolizzati. Gli acidi grassi che si formano non vengono esterificati in nuovi trigliceridi ma vengono riversati direttamente nei vasi sanguigni e trasportati legati all'albumina direttamente al fegato.

LIPOPROTEINE PLASMATICHE

Oltre che come chilomicromi, i grassi nel sangue trasportati anche sotto forma di altre **lipoproteine plasmatiche**: differiscono per la composizione in proteine e per la composizione in grassi

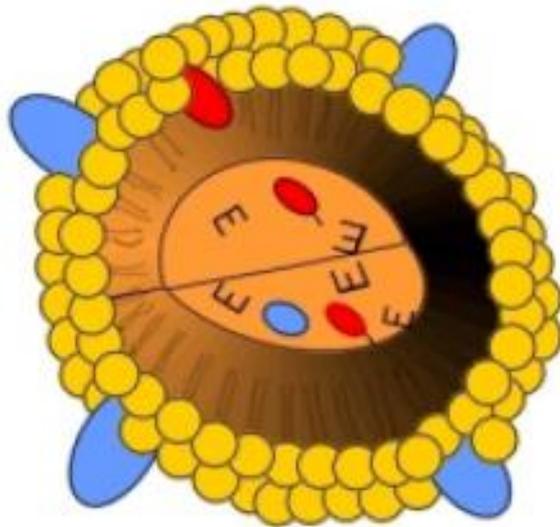
Le proteine idrofile che rientrano nella costituzione delle lipoproteine plasmatiche sono chiamate *apoproteine, apolipoproteine* o semplicemente *apo*.

Le apoproteine sono riconosciuti da recettori presenti sulla membrana delle cellule, legano in maniera non covalente i grassi, permettendo il trasferimento dei grassi all'interno delle cellule ed attivano alcuni enzimi coinvolti nel loro metabolismo

I lipidi sono legati alla apoproteine mediante legami non covalenti: ciò consente lo scambio dei costituenti lipidici e proteici sia tra le stesse lipoproteine sia tra lipoproteine e membrane cellulari.

Trigliceridi a lunga catena (> 10 C) e fosfolipidi neosintetizzati, insieme al colesterolo libero e esterificato formano nella cellula intestinale degli aggregati micellari nelle quali i fosfolipidi e il colesterolo libero, insieme a proteine idrofiliche sintetizzate a livello delle stesse cellule intestinali, formano un involucro esterno che racchiude i componenti fortemente idrofobici (trigliceridi e colesterolo esterificato) al suo interno, formando i *chilomicroni*.

Struttura dei chilomicroni



Linfa



Vena succlavia

E trigliceridi

proteine

colesterolo libero

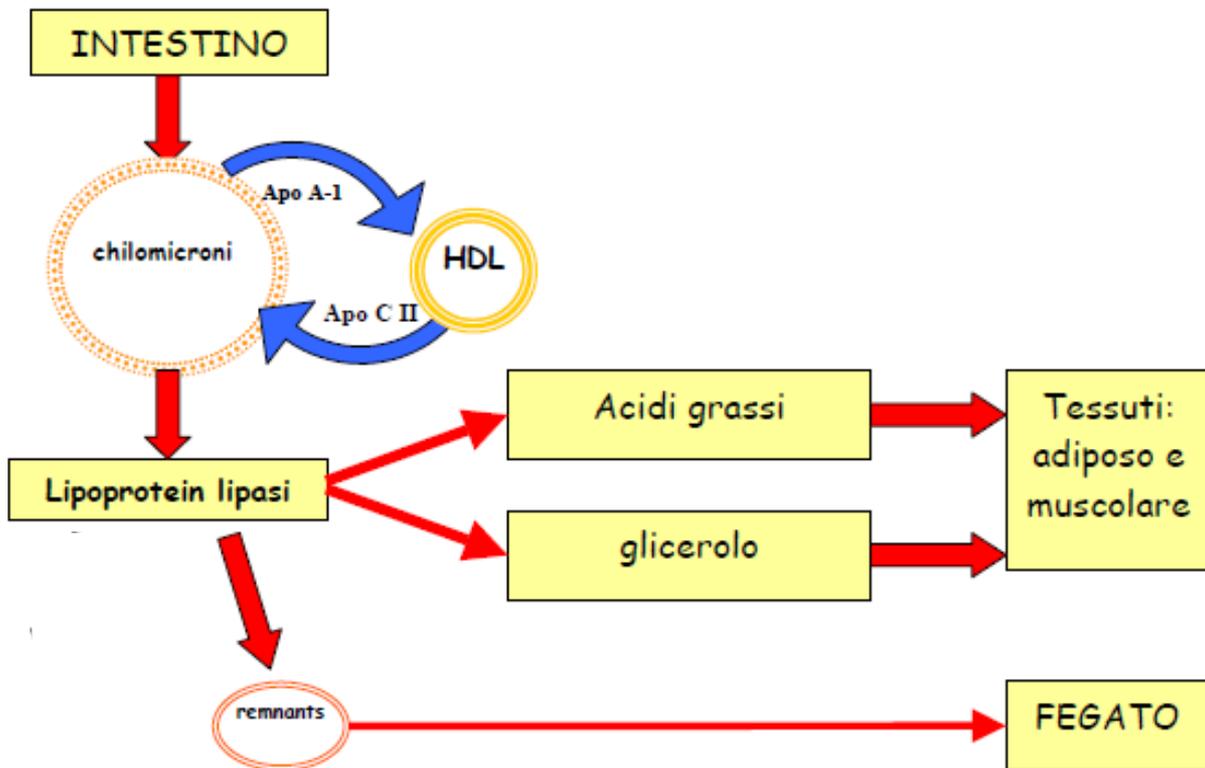
fosfolipidi

colesterolo esterificato

- Le *Very Low Density Lipoproteins* (**VLDL**), lipoproteine a bassissima densità;
- Le *Intermediate Density Lipoproteins* (**IDL**), lipoproteine a densità intermedia;
- Le *Low Density Lipoproteins* (**LDL**), lipoproteine a bassa densità
- Le *High Density Lipoproteins* (**HDL**), lipoproteine ad elevata densità

Composizione delle lipoproteine plasmatiche.

Lipoproteina	densità g/ml	trigliceridi %	fosfolipidi %	colesterolo libero %	colesterolo esterificato %	Proteine %
Chilomicroni	0,90 -0,95	83-88	4-7	1-3	3-5	1-2
VLDL (pre β)	0,95 -1,006	50-60	18-20	10-12	4-6	8-15
IDL	1,006-1,019	18-20	24-25	8-12	25-28	20-22
LDL (β)	1,019-1,063	9-11	22-24	8-13	34-36	20-22
HDL (α)						
HDL ₁	1,019-1,063	1-2	35-36	7-8	22-23	32
HDL ₂	1,063-1,125	10-11	28-29	6-7	20-21	33
HDL ₃	1,125-1,210	5-6	20-21	2-3	12-13	57



VLDL

Circa il 90% sintetizzati nel **fegato**, trasportano i trigliceridi sintetizzati a partire dagli zuccheri, il rimanente 10% sintetizzati nelle **cellule intestinali**

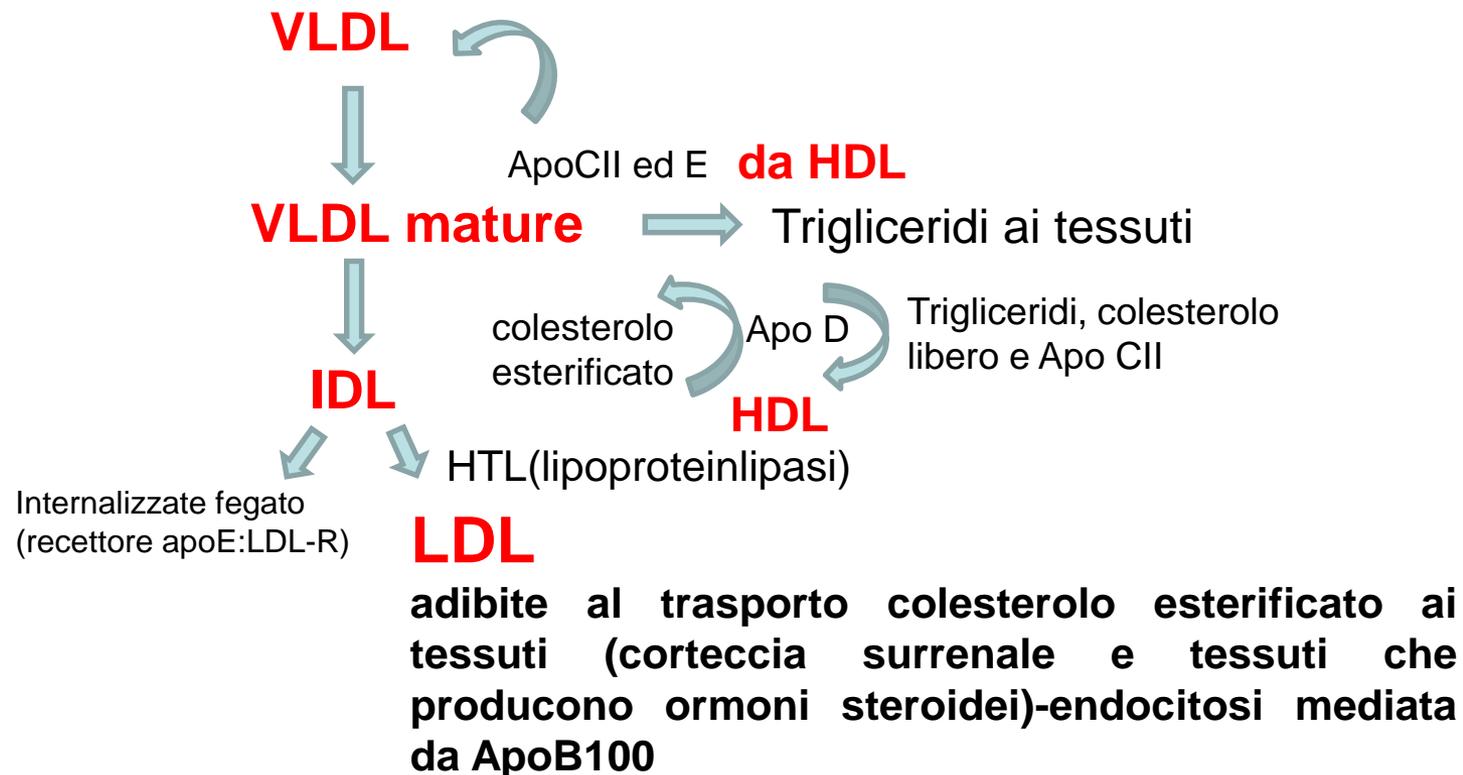


Trigliceridi da lipogenesi

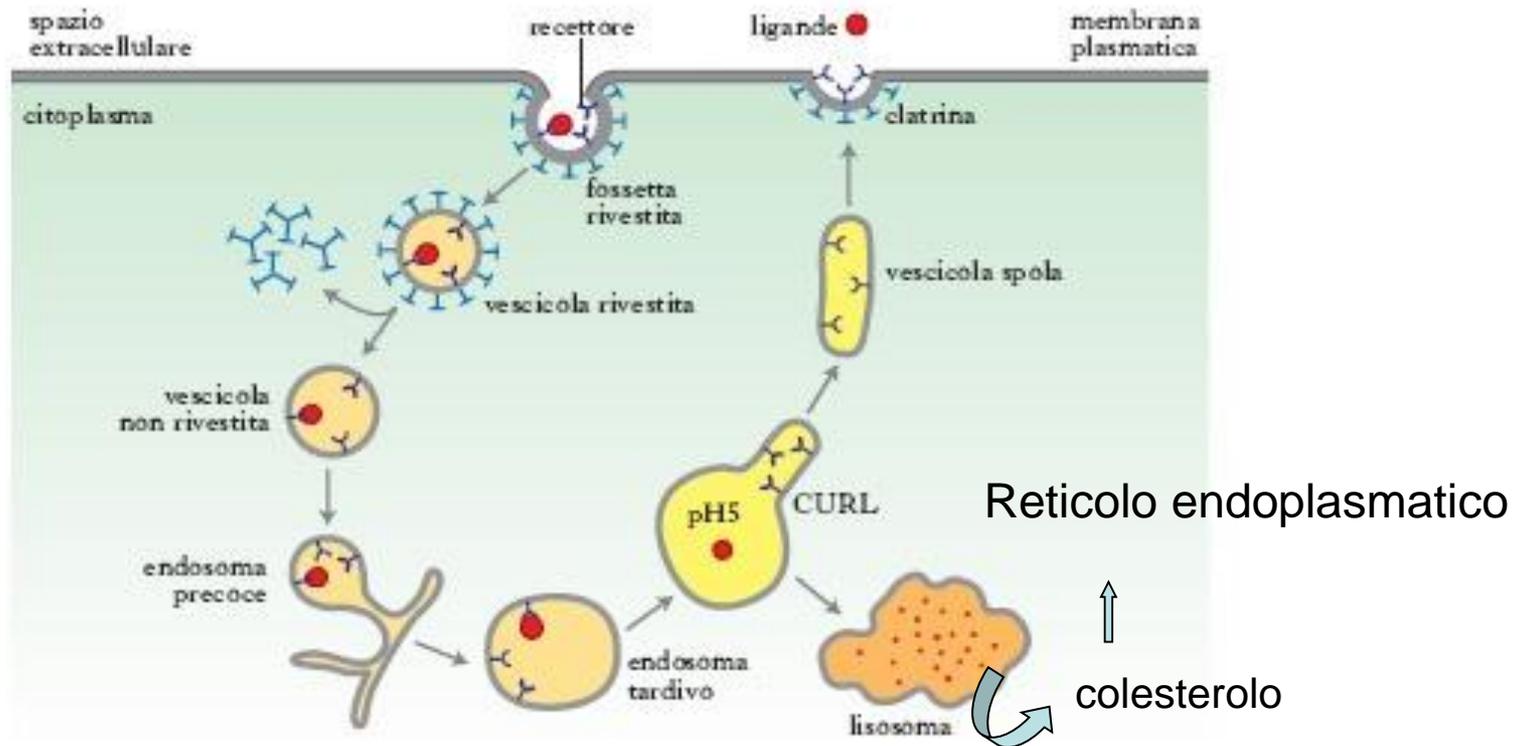
Appena immesse in circolo un alto contenuto di trigliceridi e una quantità ridotta di colesterolo libero e esterificato (apoB100 e apo D)

Raggiunto il circolo sanguigno le VLDL acquisiscono l'Apo C-II dalle HDL e così come avviene per i chilomicroni, anche le VLDL hanno in tal modo la possibilità di attivare le lipoprotein lipasi. Le VLDL interagiscono in prevalenza con le lipoprotein lipasi del tessuto adiposo che quindi assume gli acidi grassi provenienti dall'idrolisi dei trigliceridi in esse contenuti.

In condizioni di elevato apporto energetico i lipidi provenienti dalla lipogenesi (conversione zuccheri-grassi) vengono trasferiti dal fegato prevalentemente al tessuto adiposo dove vengono immagazzinati negli adipociti.



Internalizzazione colesterolo- endocitosi mediata da recettore della LDL (ApoB-100)



Il colesterolo internalizzato esercita 3 effetti regolatori

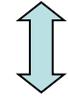
1. Inibisce sintesi endogene del colesterolo inibendo la HMG-CoA riduttasi, sopprimendo la trascrizione del gene, accelera la degradazione della proteina
2. Attiva l'enzima ACAT, intracellulare, sintetizza esteri del colesterolo
3. Abbassa la sintesi del recettore a livello trascrizionale

HDL (in forma nascente dal fegato e formate da fosfolipidi e colesterolo libero)

La funzione delle HDL è quella di “recuperare” colesterolo dai tessuti, come ad esempio dai vasi arteriosi. Per questo motivo vengono considerate lipoproteine “buone” poiché proteggono dallo sviluppo di aterosclerosi. Lo portano al fegato o ai tessuti steroidogenici, come le ghiandole surrenali o le gonadi. Il meccanismo di recupero è favorito dalla presenza dell’enzima LCAT (L-colesterolo aciltrasferasi), che aggiunge un gruppo acile al carbonio 3 del colesterolo, rendendo il colesterolo ancor più liposolubile, e favorendo quindi il suo ingresso nel core della HDL

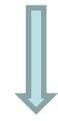


Apo A1 → LCAT (LECITINA COLESTEROLO ACIL TRANSFERASI serica)



Da **colesterolo** libero a **esterificato**

IDL e LDL



Fegato e tessuti steroidogenici

CHILOMICRONI

