

# Corso: Chimica delle Trasformazioni Alimentari

Docente: Prof. Marcello Mascini  
[mmascini@unite.it](mailto:mmascini@unite.it)

## **Unità didattica 1 (1CFU=8 ore)**

Struttura della materia. Orbitali ed  
elettroni. Legami. Passaggi di stato.  
Sistemi omogenei e eterogenei



DIP. DI IGIENE, MEDICINA PREVENTIVA E SANITÀ PUBBLICA  
DELL'UNIVERSITÀ DI MESSINA  
ANALISI CHIMICA E CHIMICO FISICA

TEMPERATURA DELL'ACQUA ALLA SORGENTE	°C	7,8
IONI IDROGENO ALLA SORGENTE	PH	7,65
RESIDUO FISSO A 180°C	mg/l	105
CONDUCIBILITÀ ELETTRICA SPECIFICA A 20°C	µS/cm	135
AZOTO AMMONIACALE (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	mg/l	ASSENTE
NITRITI (NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> )	mg/l	ASSENTI
ANDRIDE CARBONICA LIBERA ALLA SORGENTE	mg/l	2,50

**ARSENICO** mg/l ASSENTE

ELEMENTI CONTENUTI IN UN LITRO D'ACQUA (mg/l)

CALCIO	Ca <sup>++</sup>	16,8	CLORURI	Cl <sup>-</sup>	7,3
SODIO	Na <sup>+</sup>	6,1	FLUORURI	F <sup>-</sup>	0,2
MAGNESIO	Mg <sup>++</sup>	4,9	SILICE	SiO <sub>2</sub>	16,0
POTASSIO	K <sup>+</sup>	1,7	BICARBONATI	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	83,6
SOLFATI	SO <sub>4</sub> <sup>==</sup>	8,2	NITRATI	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	2,0

Messina 17/11/2014 Prof. O. C. Grillo

**BATTERIOLOGICAMENTE PURA ALLA SORGENTE**

L'acqua FONTENOCE è conforme al D.L. n°176 del 08/10/11

**INDICATA PER LE DIETE POVERE DI SODIO**



**INFORMAZIONI NUTRIZIONALI: MACINE**

VALORI MEDI	per 100g	per biscotto (13g)	%AR* per biscotto
<b>ENERGIA</b>	2024 kJ 482 kcal	263 kJ 63 kcal	3% 3%
<b>GRASSI</b> di cui: acidi grassi saturi	20 g 3,9 g	2,6 g 0,5 g	4% 3%
<b>CARBOIDRATI</b> di cui: zuccheri	68,2 g 19 g	8,9 g 2,5 g	3% 3%
<b>FIBRE**</b>	2,8 g	0,4 g	-
<b>PROTEINE</b>	6,0 g	0,8 g	2%
<b>SALE</b>	0,825 g	0,107 g	2%

\*AR = assunzione di riferimento di un adulto medio (8400 kJ / 2000kcal).

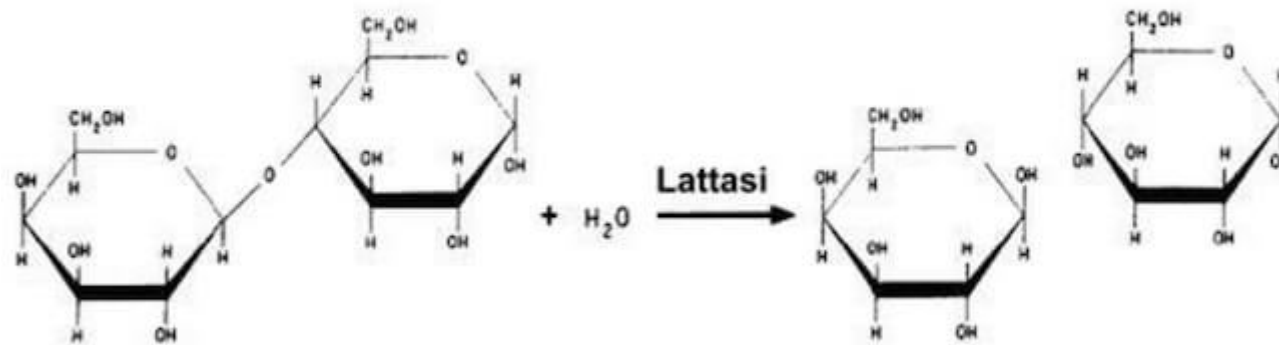
\*\* Determinate con metodo AOAC 2009.01.

# MOLECOLE



**Lattosio**  
**(Disaccaride)**

NUMERI DI ATOMI  
PRESENTI NELLA  
MOLECOLA



**Lattosio + Acqua = Galattosio + Glucosio**

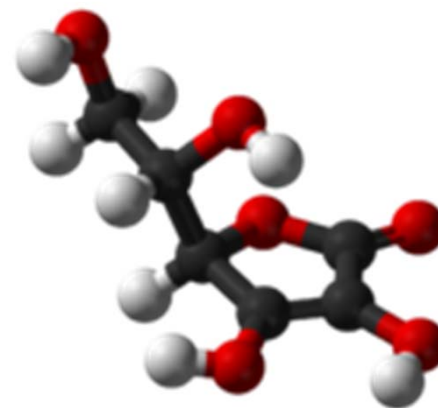
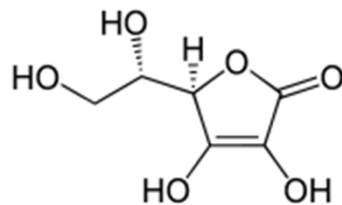
# MOLECOLE



acido ascorbico

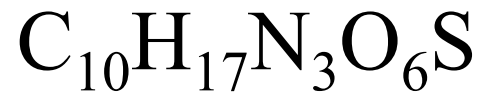
Composto organico con proprietà antiossidanti

NUMERI DI ATOMI  
PRESENTI NELLA  
MOLECOLA



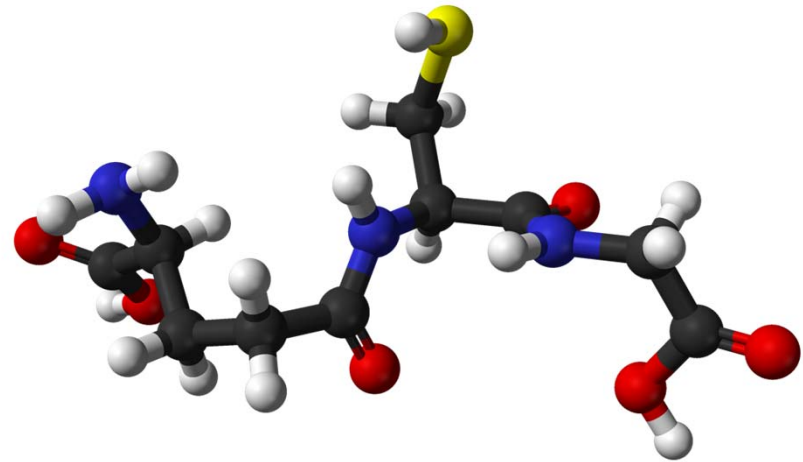
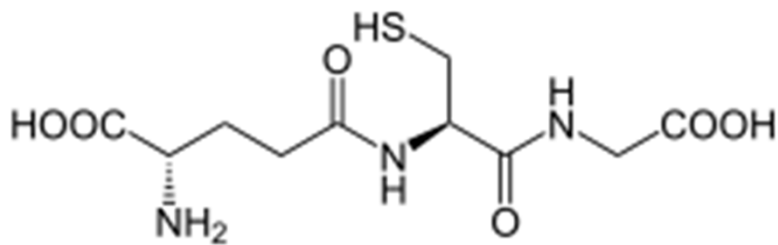


# MOLECOLE



NUMERI DI ATOMI  
PRESENTI NELLA  
MOLECOLA

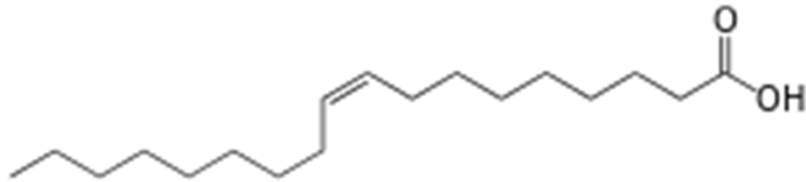
Il glutatione o GSH è un tripeptide con proprietà antiossidanti, costituito da cisteina e glicina, legate da un normale legame peptidico, e glutammato, che invece è legato alla cisteina con un legame isopeptidico tra il gruppo carbossilico della catena laterale del glutammato e il gruppo amminico della cisteina.



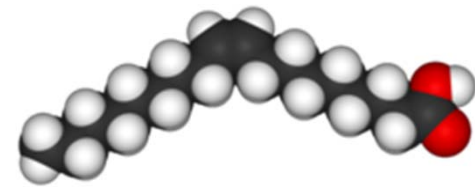
# MOLECOLE



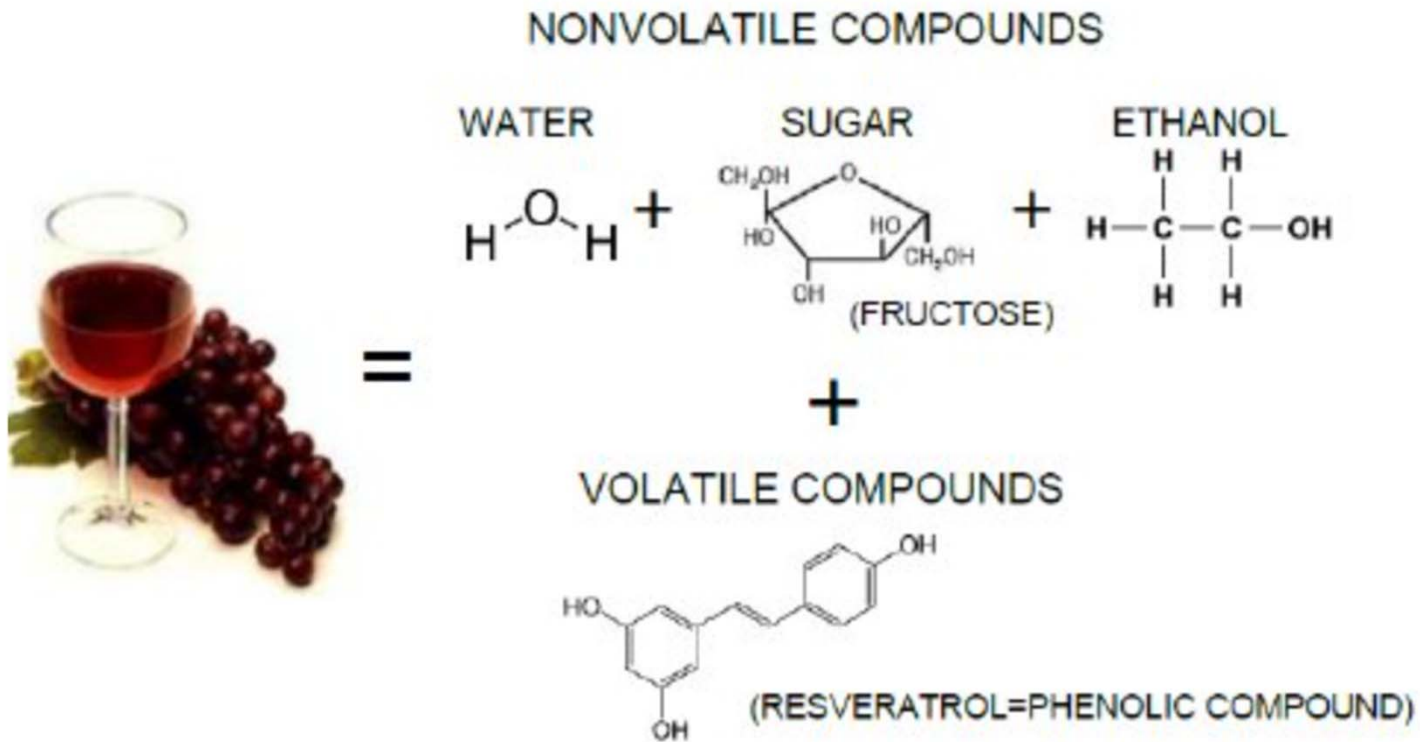
L'acido oleico o acido cis-9-ottadecenoico è un acido carbossilico monoinsaturo a 18 atomi di carbonio della serie omega-9.



NUMERI DI ATOMI  
PRESENTI NELLA  
MOLECOLA



# MOLECOLE



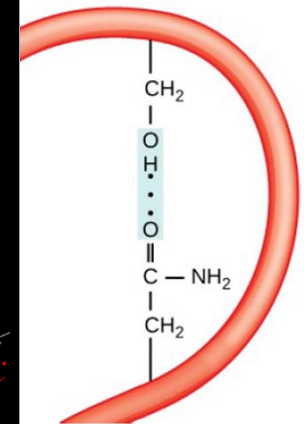
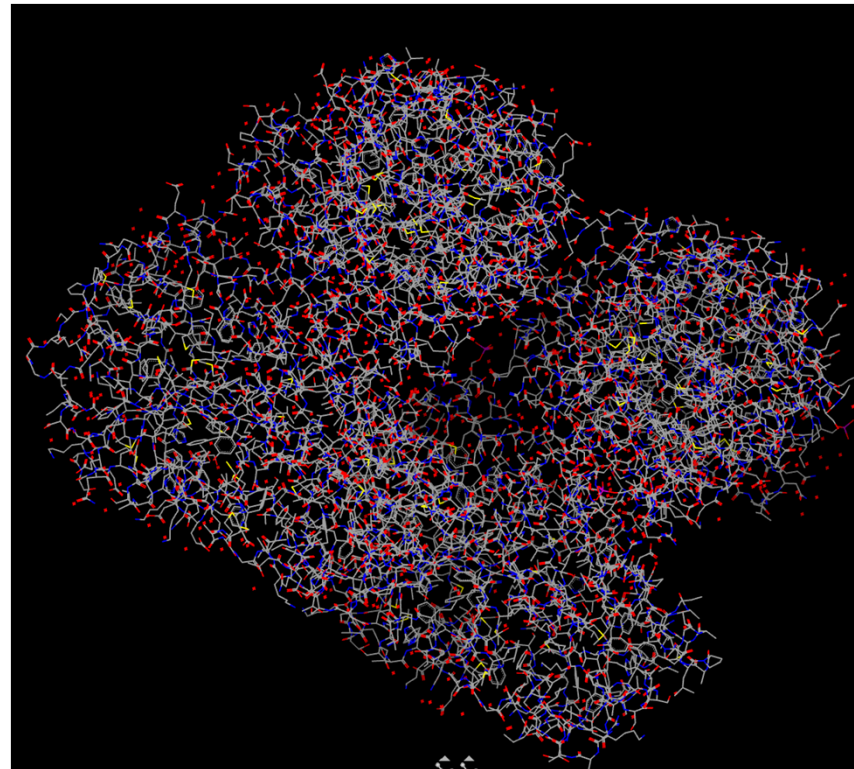
# Macro-MOLECOLE

385 residui di amminoacidi

Peso molecolare: 42.7 kDa (Teorico)

NUMERI DI ATOMI  
PRESENTI NELLA  
MOLECOLA

**Ovoalbumina**  
una delle principali  
proteine dell'albume  
dell'uovo









# **PROPRIETÀ DELLA MATERIA**

**PROPRIETÀ FISICHE:** SONO CARATTERISTICHE CHE POSSONO ESSERE OSSERVATE SENZA MODIFICARE L'IDENTITÀ CHIMICA

**PROPRIETÀ CHIMICHE:** CAPACITÀ A DAR LUOGO A REAZIONI CHIMICHE

**REAZIONE CHIMICA:** PROCESSO IN CUI UNA O PIÙ SOSTANZE MODIFICANO L'IDENTITÀ CHIMICA

# trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche

Trasformazioni fisiche	Trasformazioni chimiche
<p>magnetizzazione di un ago con una calamita</p> 	<p>combustione del gas domestico, che si trasforma in vapore d'acqua e diossido di carbonio</p> 
<p>ebollizione dell'acqua</p> 	<p>cottura di un uovo</p> 
<p>sublimazione dello iodio</p> 	<p>formazione di ruggine sugli oggetti di ferro</p> 

- **Trasformazione fisica:** le sostanze modificano il loro stato di aggregazione (solido, liquido, gassoso) ma non cambiano le proprietà chimico-fisiche
- **Trasformazione chimica:** un materiale è trasformato in un nuovo tipo di materiale, con proprietà chimiche diverse

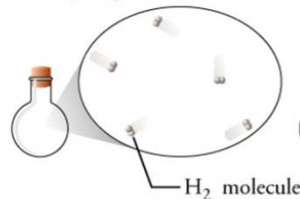
# COMPOSTI E ELEMENTI

**COMPOSTO: SOSTANZA PURA CHE SOTTOPOSTA A PROCESSI CHIMICI SI DECOMPONE IN ALTRE SOSTANZE PIÙ SEMPLICI (sale da cucina, zucchero, anidride carbonica, metano)**

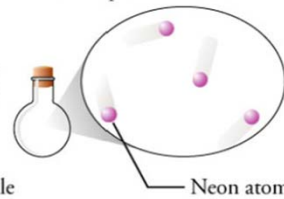
**ELEMENTI: SOSTANZA PURA CHE NON PUÒ ESSERE TRASFORMATA CHIMICAMENTE IN ALTRE SOSTANZE PIÙ SEMPLICI (azoto, carbonio, idrogeno, ossigeno)**

## ELEMENTS

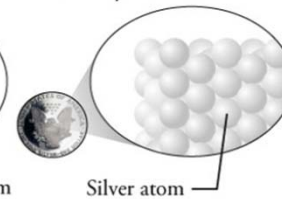
Hydrogen is composed of molecules with 2 hydrogen atoms.



Neon is composed of independent atoms.

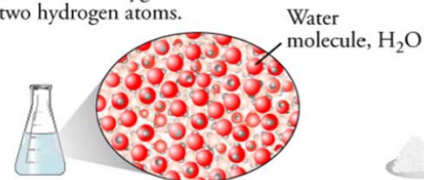


Silver exists as an assembly of silver atoms.

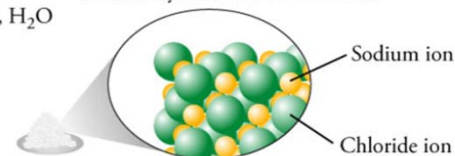


## COMPOUNDS

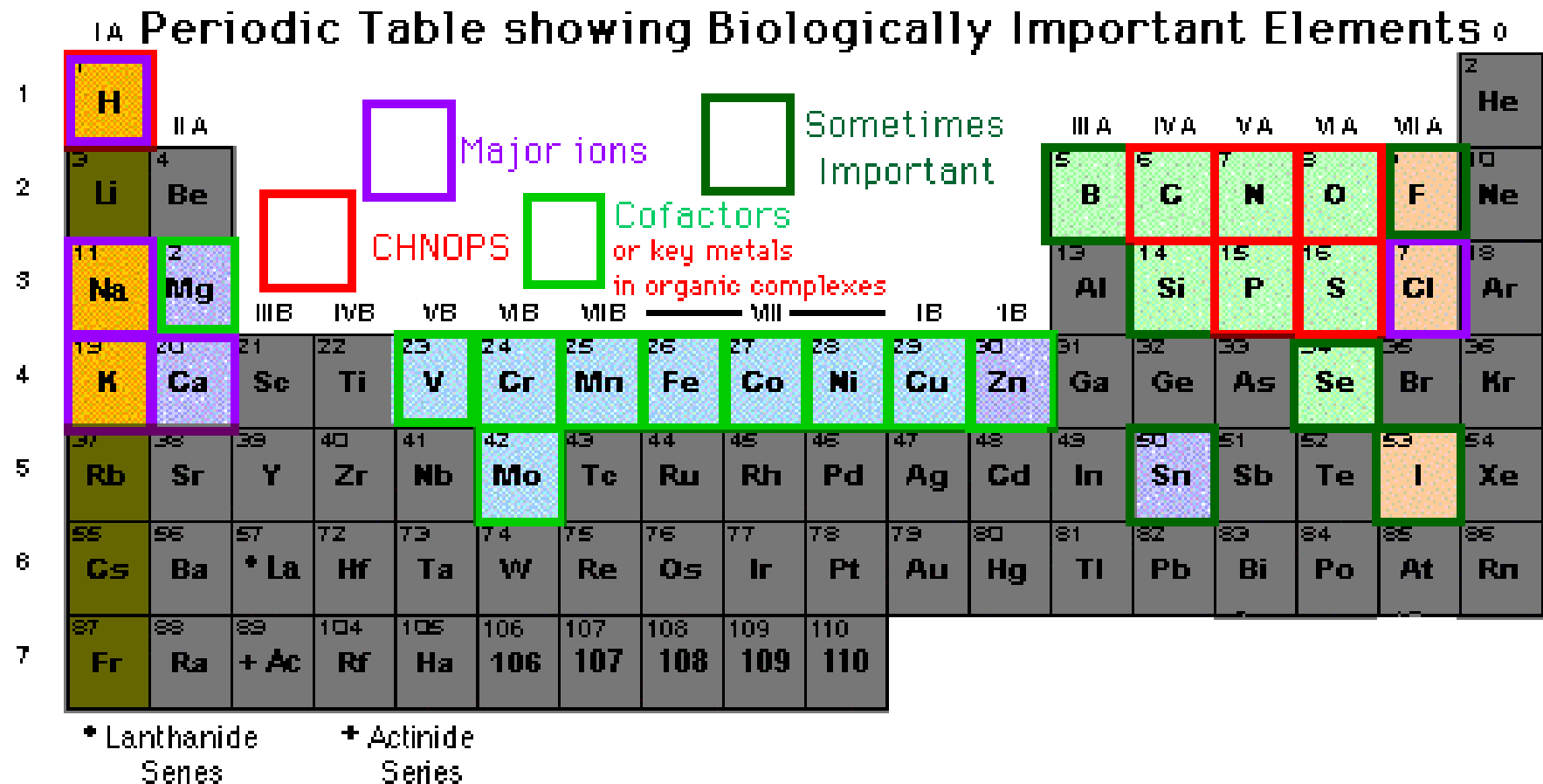
Water is composed of molecules that contain one oxygen atom and two hydrogen atoms.



Sodium chloride exists as an assembly of sodium and chloride ions, always in a one-to-one ratio.



Questa visione della tavola periodica evidenzia i 26 elementi importanti per gli esseri viventi. Questi includono i sei grandi: carbonio, idrogeno, azoto, ossigeno, fosforo (CHNOPS). Gli altri sono generalmente considerati oligoelementi. Sono spesso molto importanti ma necessari in quantità molto minori.





# SIMBOLI CHIMICI

AD OGNI ELEMENTO VIENE  
ASSEGNATO UN SIMBOLO

IDROGENO	H
SODIO	Na
POTASSIO	K
FERRO	Fe
PIOMBO	Pb

# La Mole

Una MOLE e' la quantità di sostanza che contiene tante unità elementari quanti sono gli atomi contenuti in 12 g esatti dell'isotopo 12 del carbonio.

Gli atomi contenuti in 12 g esatti di  $^{12}\text{C}$  sono :

$6.022 \times 10^{+23}$  = Numero di Avogadro

# Quanto è grande $10^{+23}$ ?

- ⦿ Se vinceste una mole di euro il giorno della vostra nascita, spendendo un miliardo al secondo per il resto della vostra vita, il giorno del 90° compleanno avreste ancora il 99,999% della somma iniziale.
- ⦿ Se rovesciate un bicchiere d'acqua sulla costa tirrenica, immaginando un perfetto mescolamento degli oceani, un bicchiere d'acqua raccolto nel mare della Polinesia conterrebbe almeno 100 molecole d'acqua originali.

# Multipli delle Unità SI

Fattore	Prefisso	Simbolo
$10^{18}$	Exa	E
$10^{15}$	Peta	P
$10^{12}$	Tera	T
$10^9$	Giga	G
$10^6$	Mega	M
$10^3$	Chilo	K
$10^{-3}$	milli	m
$10^{-6}$	micro	$\mu$
$10^{-9}$	nano	n
$10^{-12}$	pico	p
$10^{-15}$	femto	f

# Misure e grandezze

Secondo il Sistema Internazionale di Unità ci sono sette **grandezze fondamentali**.

Grandezza fisica	Simbolo della grandezza	Nome dell'unità di misura	Simbolo dell'unità di misura
lunghezza	$l$	metro	m
massa	$m$	kilogrammo	kg
tempo	$t$	secondo	s
corrente elettrica	$I$	ampère	A
temperatura	$T$	kelvin	K
quantità di sostanza	$n$	mole	mol
intensità luminosa	$i_v$	candela	cd

# Quanto pesa una mole di H?

- ⦿ Un atomo di H pesa 1 UMA (Dalton):  
1/12 di un atomo di  $^{12}\text{C}$ .
- ⦿ Una mole di H peserà pertanto 1/12 di  
una mole di  $^{12}\text{C}$ : 1 g.

# Ed una mole di O?

- ⦿ Un atomo di O pesa 16: i 16/12 di un atomo di  $^{12}\text{C}$ .
- ⦿ Una mole di atomi di O pesa pertanto i 16/12 di una mole di atomi di  $^{12}\text{C}$ : 16 g!!

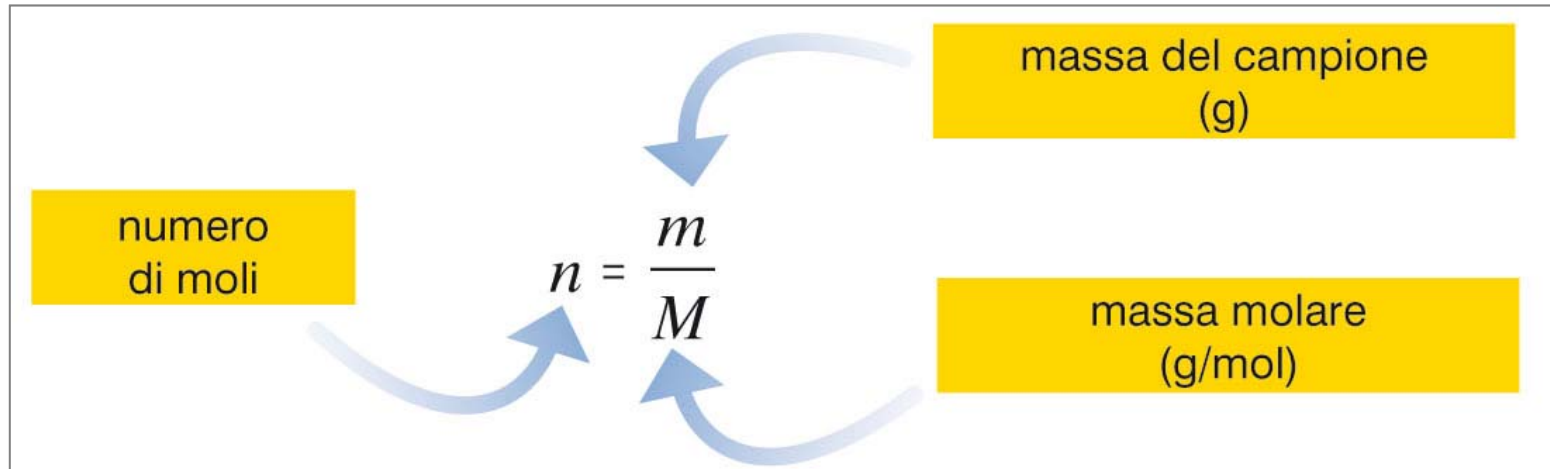
# Peso Atomico e Mole

- ⦿ Il peso di una mole di qualunque elemento è pari al suo peso atomico espresso in grammi.
- ⦿ Analogamente il peso di una mole di molecole di qualunque sostanza è pari al peso in grammi corrispondente al peso molecolare.



Una mole di...	... corrisponde a ...	... e contiene
H	1 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di H
H <sub>2</sub>	2 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di H <sub>2</sub>
O	16 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di O
O <sub>2</sub>	32 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di O <sub>2</sub>
<sup>12</sup> C	12 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di <sup>12</sup> C
H <sub>2</sub> O	18 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di H <sub>2</sub> O

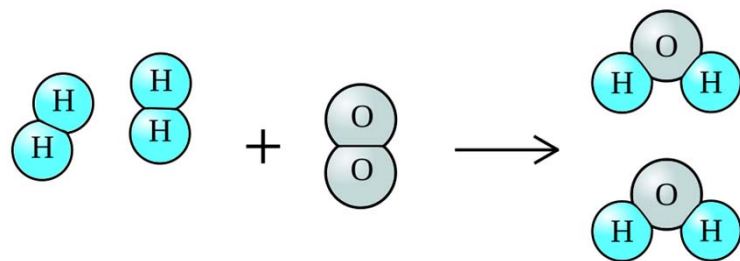
In pratica, per calcolare il numero di moli di una sostanza si usa la formula



Formula	Fonte	Nome tradizionale	Nome IUPAC
HCOOH	formiche	acido formico	acido metanoico
CH <sub>3</sub> COOH	aceto	acido acetico	acido etanoico
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	latte	acido propionico*	acido propanoico
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> COOH	burro	acido butirrico	acido butanoico
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> COOH	radice della valeriana	acido valerianico	acido pentanoico
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> COOH	capre	acido capronico	acido esanoico
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> COOH	fiore della vite	acido enantico	acido eptanoico
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> COOH	capre	acido caprilico	acido ottanoico
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> COOH	pelargonio	acido pelargonico	acido nonanoico
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>8</sub> COOH	capre	acido caprinico	acido decanoico

# FORMULE CHIMICHE

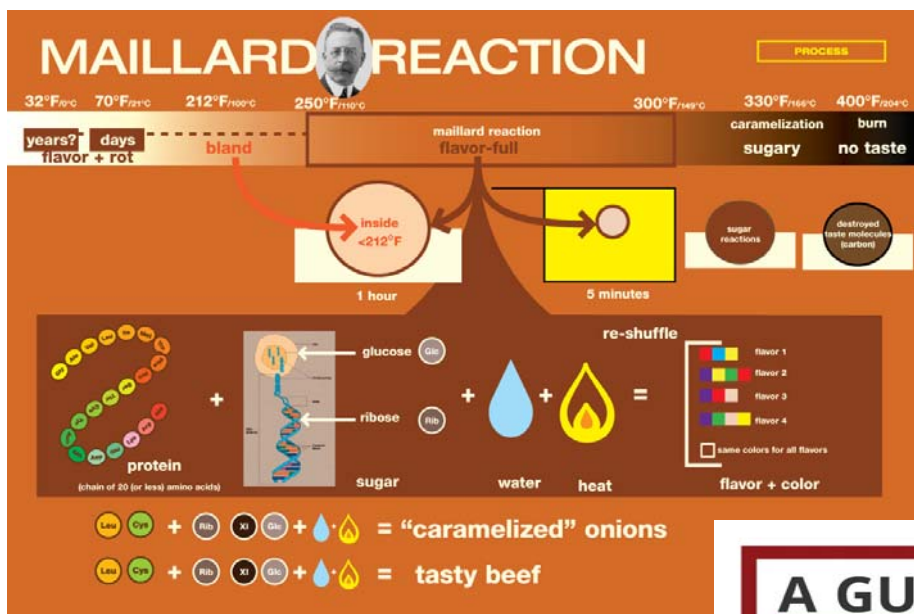
COEFFICIENTE DI REAZIONE O STECHIOMETRICO



REAGENTI

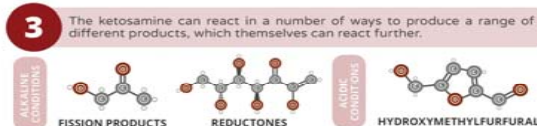
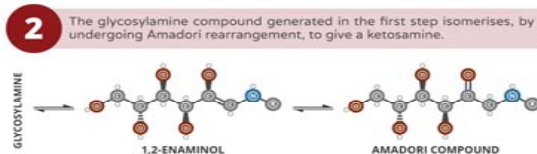
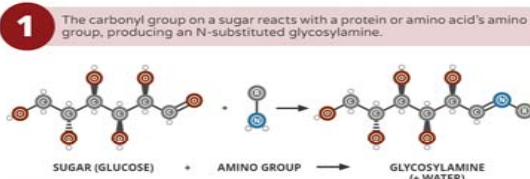
PRODOTTI

# REAZIONI CHIMICHE



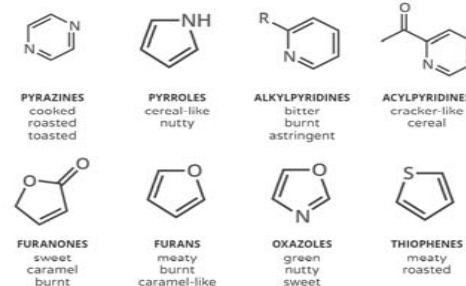
## A GUIDE TO THE MAILLARD REACTION

The Maillard reaction occurs during cooking, and it is responsible for the non-enzymatic browning of foods when cooked. It actually consists of a number of reactions, and can occur at room temperature, but is optimal between 140-165°C. The Maillard reaction occurs in three stages, detailed here.



### Classes of Maillard Reaction Products

The Maillard reaction produces hundreds of products; a small subset of these contribute to flavour and aroma, some groups of which are described below. Melanoidins are also formed; brown, polymeric substances which contribute to the colouration of many cooked foods.



© COMPOUND INTEREST 2015 - WWW.COMPOUNDCHEM.COM | Twitter: @compoundchem | Facebook: www.facebook.com/compoundchem

This graphic is shared under a Creative Commons Attribution-NonCommercial-NoDerivatives licence.



# LA CUCINA: UN LABORATORIO CHIMICO

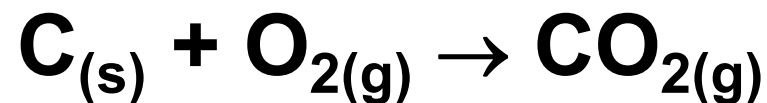
Nella cottura di un alimento, così come nella preparazione di una conserva o di una marmellata avvengono a nostra insaputa delle reazioni chimiche!!

Il succo di limone o l'aceto sul pesce lessato neutralizzano le ammine (con odore non attraente) per dare sali di ammonio che risultano inodori!!

I lieviti chimici che vengono utilizzati per rendere soffici le torte sono costituiti da un sale basico come il carbonato acido di sodio e da uno o più sali acidi che, in determinate condizioni, reagiscono tra loro portando alla formazione di anidride carbonica che forma le cosiddette bollicine e consente all'impasto di rigonfiarsi.

# SIMBOLI

<b>s</b>	<b>SOLIDO</b>
<b>l</b>	<b>LIQUIDO</b>
<b>g</b>	<b>GAS</b>
<b>aq</b>	<b>SOLUZIONE ACQUOSA</b>
<b>Δ</b>	<b>CALORE</b>
<b>→</b>	<b>REAZIONE IRREVERSIBILE</b>
<b>↔</b>	<b>REAZIONE REVERSIBILE</b>
<b>↑</b>	<b>SVILUPPO DI GAS</b>
<b>↓</b>	<b>PRECIPITATO</b>

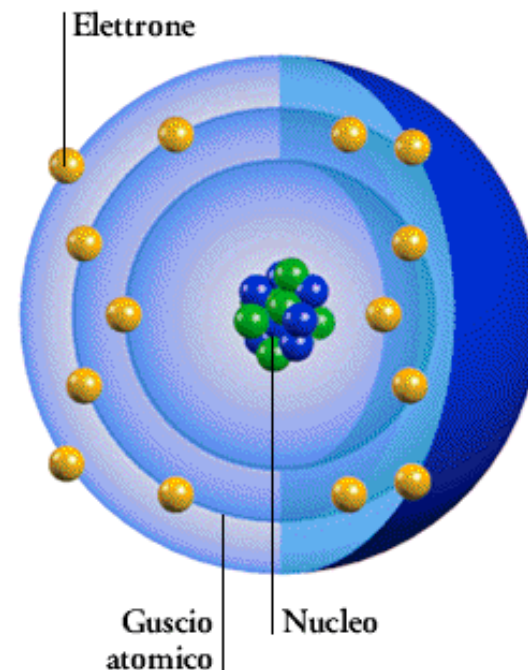
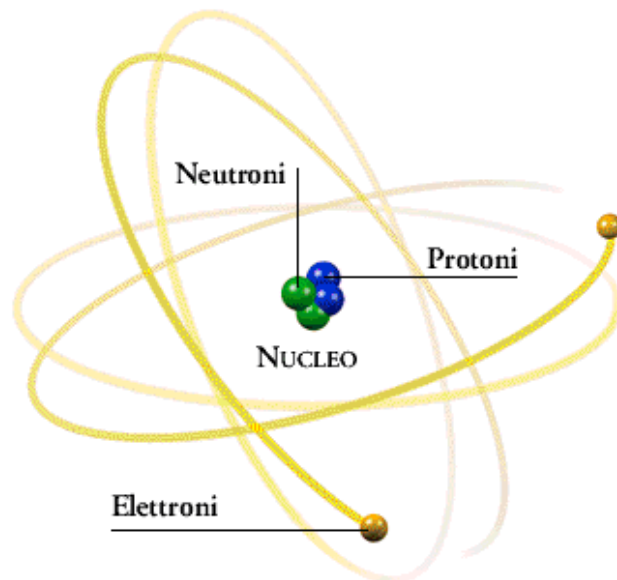


# Struttura dell'atomo

Il cuore di un atomo è formato da un nucleo che ne contiene quasi tutta

la massa. Le particelle che lo compongono sono i protoni e i neutroni.

Gli elettroni, che sono esterni al nucleo, sono numericamente uguali ai protoni, ma hanno una massa molto più piccola





# Atomi e particelle subatomiche



## **ELETTRONE**

**MASSA =  $9,11 \times 10^{-31} \text{kg}$**

**CARICA =  $-1,60 \times 10^{-19} \text{C}$**

## **PROTONE**

**MASSA =  $1,67 \times 10^{-27} \text{kg}$**

**CARICA =  $+1,60 \times 10^{-19} \text{C}$**

**MASSA PROTONE = 1836 MASSA ELETTRONE!**

**VALORE DELLA MASSA DI UN ATOMO È MAGGIORE DELLA SOMMA DELLE MASSE DEI PROTONI E DELL'ELETTRONE**

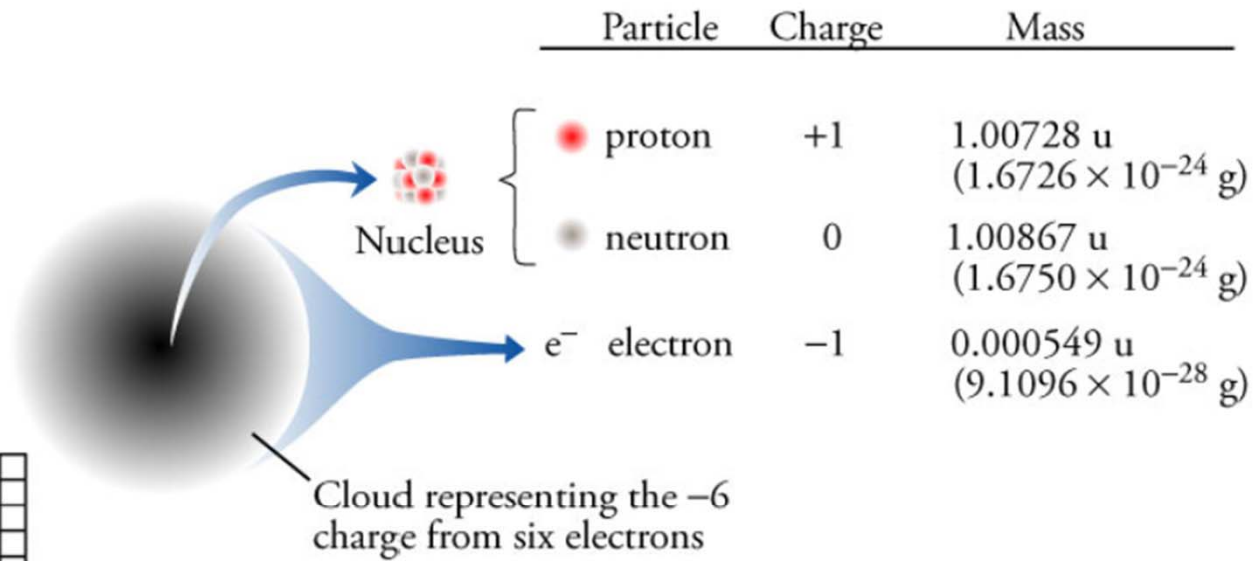
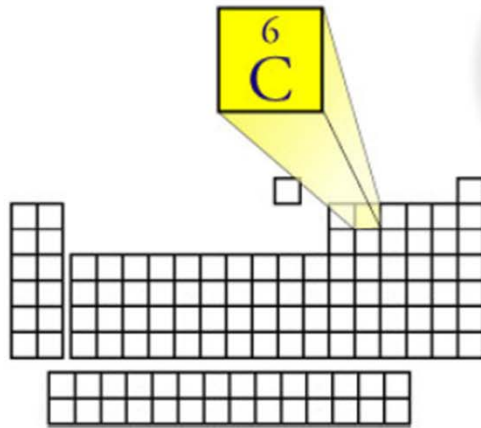
**ATOMO DI OSSIGENO HA MASSA 16, 17, 18 uma**

**J. CHADWICK (1932) SCOPRE IL NEUTRONE:**

**PARTICELLA PRIVA DI CARICA E MASSA PARI AD  $1,67 \times 10^{-27} \text{kg}$  (1 uma)**

## Carbon atom

6 protons  
6 neutrons  
(in most carbon atoms)  
6 electrons  
(in uncharged atom)



## Struttura dell'atomo

### Struttura atomica: le particelle fondamentali

<i>Particella</i>	<i>Massa</i>		<i>Carica</i>	
	<i>SI (g)</i>	<i>atomica</i>	<i>SI (C)</i>	<i>atomica</i>
<i>e<sup>-</sup></i>	$9.109 \cdot 10^{-28}$	$5.486 \cdot 10^{-4}$	$-1.602 \cdot 10^{-19}$	-1
<i>p<sup>+</sup></i>	$1.673 \cdot 10^{-24}$	1.0073	$+1.602 \cdot 10^{-19}$	+1
<i>n</i>	$1.675 \cdot 10^{-24}$	1.0087	0	0

*unità di carica atomica:  $1.602 \cdot 10^{-19} C$*   
*unità di massa atomica:  $1.6606 \cdot 10^{-24} g$*

massa elettrone 1836 volte < massa protone

Nel **NUCLEO** è concentrata la **MASSA** dell'atomo

# La struttura dell'atomo

**Numero atomico (Z)** = numero di elettroni (corrisponde anche al numero di protoni essendo gli atomi neutri).

*Atomi con uguale numero atomico Z hanno uguali proprietà chimiche, sono classificati come atomi dello stesso elemento e identificati dallo stesso simbolo chimico*

**Numero di massa (A)** = numero protoni + numero neutroni =  
numero nucleoni

**Carica nucleare (+Z)**

**A - Z** = numero dei neutroni

ATOMI DELLO STESSO ELEMENTO, IN CONDIZIONI NORMALI, POSSIEDONO LO STESSO NUMERO DI PROTONI E DI ELETTRONI

NUMERO ATOMICO (Z)=NUMERO DI PROTONI PRESENTI NEL NUCLEO DI UN ATOMO

NUMERO DI MASSA (A)=NUMERO DI PROTONI+NUMERO DI NEUTRONI



# UNITÀ DI MASSA ATOMICA (uma)

si può chiamare anche **Dalton** .....Il Dalton non appartiene al sistema internazionale, ma visto che è molto usata in chimica e biologia, è stata riconosciuta e accettata

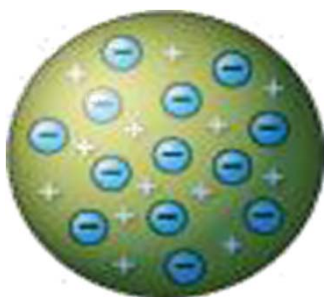
$$1\text{uma} = \frac{1}{12} M_{12}^C$$

**MASSA PROTONE = 1 uma**

**MASSA ELETTRONE = 1/1836 uma**

**MASSA NEUTRONE = 1 uma**

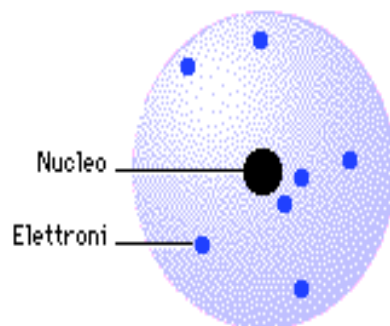
# RIEPILOGO DEI MODELLI ATOMICI



MODELLI  
ATOMICO DI  
THOMSON  
DETTO “A  
PUDDING”

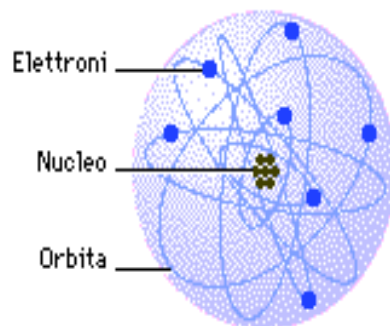
1897

1911



**Il modello di Rutherford**  
descrive l'atomo come un sistema  
solare in miniatura in cui gli elettroni  
ruotano come pianeti attorno al nucleo.

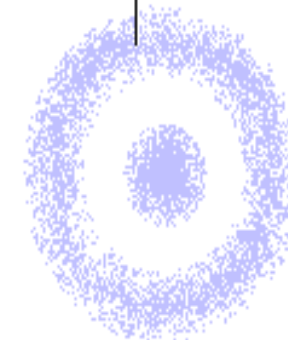
1913



**Il modello di Bohr**  
“quantizza” le orbite per dare una  
spiegazione della stabilità dell'atomo.

1926

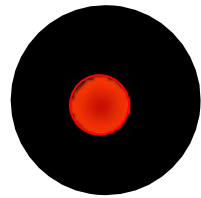
Orbitali: gli elettroni con  
diversi valori del momento  
angolare occupano regioni  
dello spazio di questo tipo.  
Le zone ombreggiate sono  
quelle in cui è più probabile  
trovare l'elettrone.



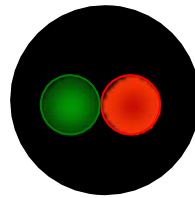
**Il modello di Schrödinger**  
abbandona l'idea di orbite precise  
e introduce una descrizione delle  
regioni dello spazio (orbitali)  
basata sulla probabilità di trovare  
gli elettroni.

# Gli isotopi

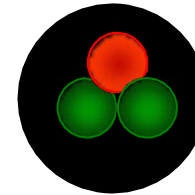
Tutti gli atomi che contengono lo *stesso numero* di protoni appartengono allo stesso elemento. Lo stesso elemento può presentare atomi con *diverso numero* di neutroni. Atomi con diverso numero di neutroni, ma stesso numero di protoni, si chiamano *isotopi*.



idrogeno



deuterio



trizio



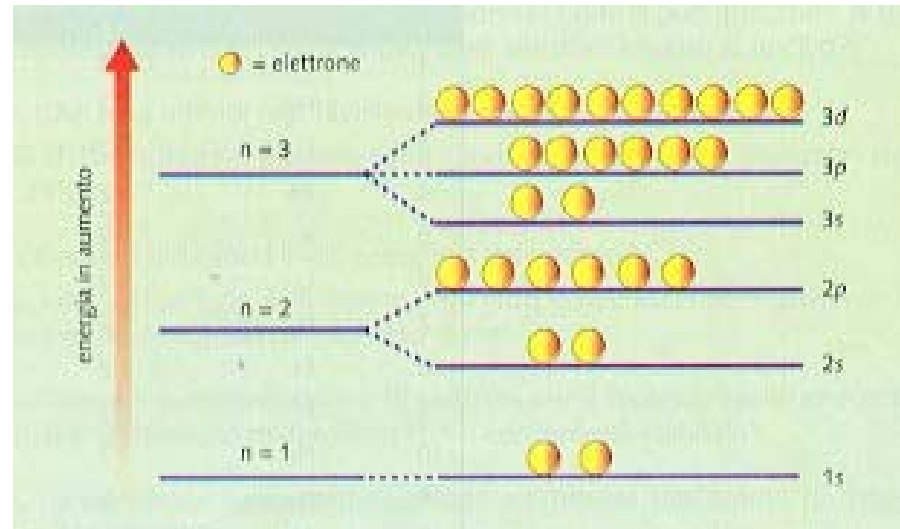
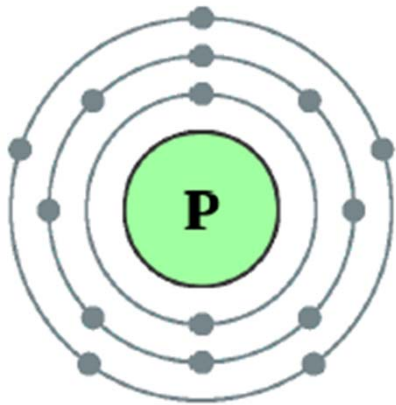
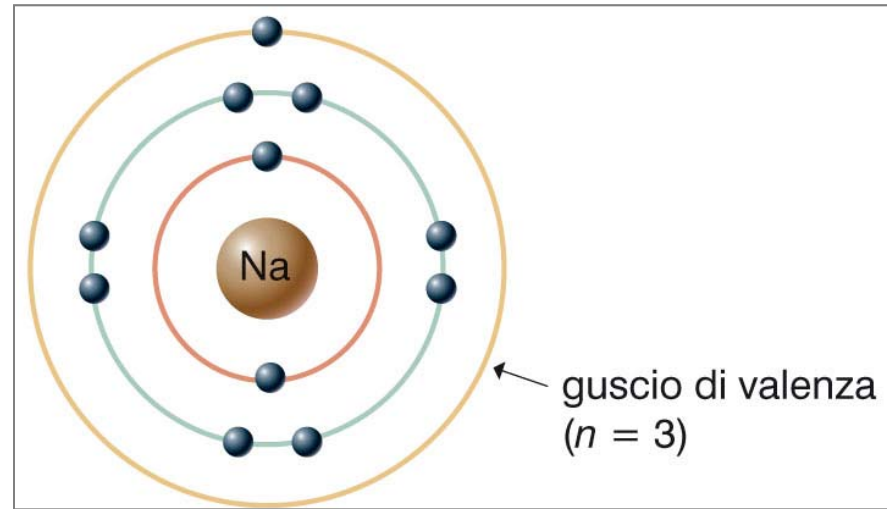
neutrone



protone



- Gli elettroni del livello più esterno sono detti **elettroni di valenza**.
- Gli elementi che appartengono allo stesso periodo presentano gli elettroni di valenza allo stesso livello energetico.



Gli elettroni, negli atomi, sono legati al nucleo dall'attrazione elettrostatica che si instaura tra cariche positive (protoni) e negative (elettroni).

Gli elettroni si trovano all'esterno del nucleo disposti su livelli di energia, detti anche strati o gusci elettronici.

## **Orbitali e numeri quantici**

Un **orbitale atomico** viene approssimato con quella regione di spazio attorno al nucleo atomico in cui la probabilità di trovare un elettrone è massima (massima densità di probabilità) ed è delimitata da una superficie sulla quale il modulo dell'ampiezza della funzione d'onda è costante.

In altre parole, una regione di spazio attorno ad un nucleo atomico in cui la probabilità di trovarvi un elettrone è massima (di solito superiore ad un limite convenzionalmente fissato nel 90%) è usata per rappresentare graficamente un orbitale atomico di quell'elettrone.

# I numeri quantici

Numero quantico principale ( $n$ ), specifica il livello energetico di un elettrone nell'atomo; Numero quantico secondario ( $l$ ) o angolare o azimutale, indica la forma dell'orbitale in cui si trova un elettrone (s, p, d, f); Numero quantico magnetico ( $m$ ), specifica l'orientamento dell'orbitale; numero orbitali per tipo. Numero quantico magnetico di spin ( $m_s$ ), indica il verso di rotazione dell'elettrone in un orbitale. Tutte le caratteristiche degli orbitali sono definite da quattro numeri quantici

# VALORI ASSUNTI DAI NUMERI QUANTICI

$n \rightarrow (1 \div 7)$

$l \rightarrow (0 \div n-1)$

$m \rightarrow (-l \div +l)$

$m_s \rightarrow (-1/2; +1/2)$

**Numero quantico del momento magnetico  $m_l$ : determina l'orientamento spaziale di orbitali con  $n$  e  $l$  definiti, cioè con dimensione e forma definite.**

**Per ogni dato  $l$   $m_l$  può assumere tutti i valori interi compresi tra  $-l$  e  $+l$ , cioè**

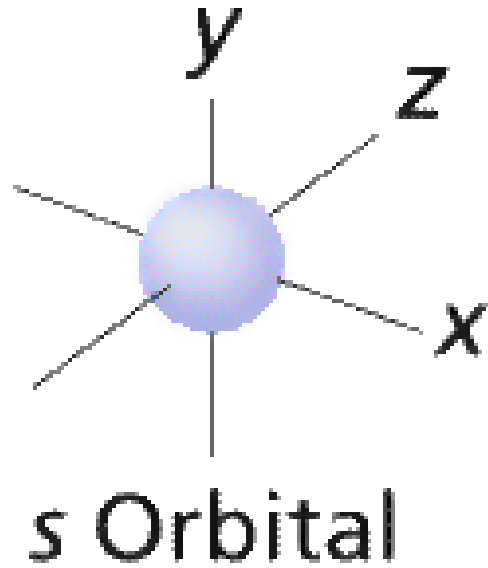
$$m_l = -l, -l+1, \dots, 0, 1, \dots, l-1, l$$

**Ad esempio**

<b><math>l=0</math></b>	<b>s</b>	<b><math>m_l=0</math></b>	<b>1 orbitale s</b>
<b><math>l=1</math></b>	<b>p</b>	<b><math>m_l=-1, 0, +1</math></b>	<b>3 orbitali p</b>
<b><math>l=2</math></b>	<b>d</b>	<b><math>m_l=-2, -1, 0, +1, +2</math></b>	<b>5 orbitali d</b>
<b><math>l=3</math></b>	<b>f</b>	<b><math>m_l=-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3</math></b>	<b>7 orbitali f</b>

**Orbitali con lo stesso  $l$  ma diverso  $m_l$  hanno la stessa forma ma diversa orientazione nello spazio.**

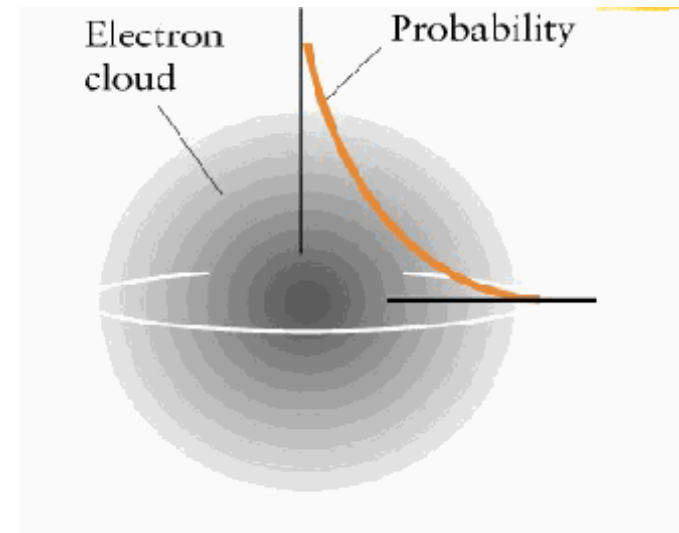
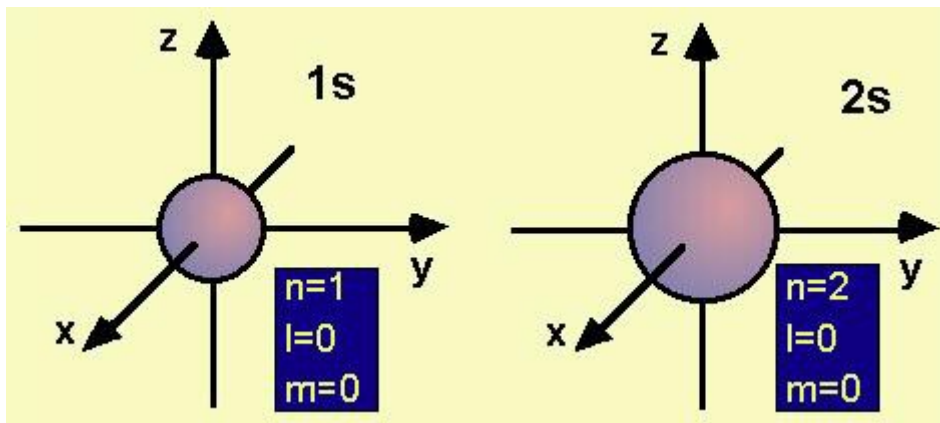
**Per un dato  $l$  sono possibili  $2l+1$  orientazioni diverse**



# Orbitale s

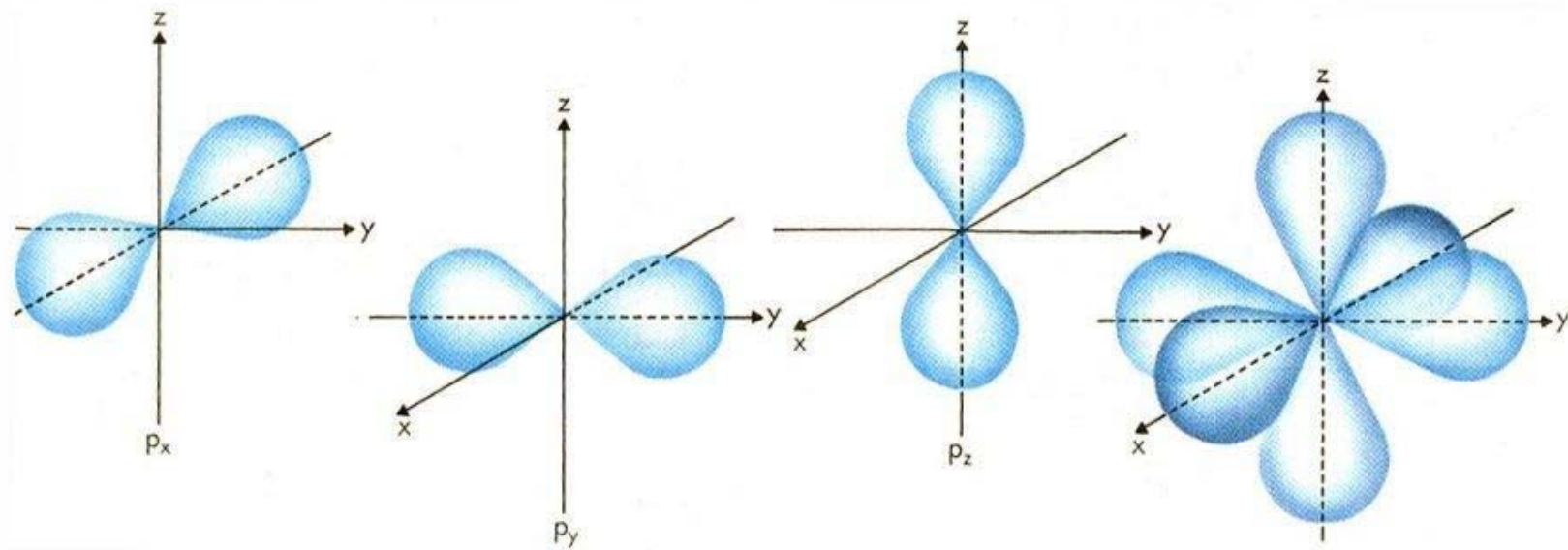


- ha una forma sferica;
- la nuvola elettronica diviene meno densa man mano che la distanza dal nucleo aumenta;
- maggiore è l'energia dell'orbitale s, maggiore è il diametro della sfera.



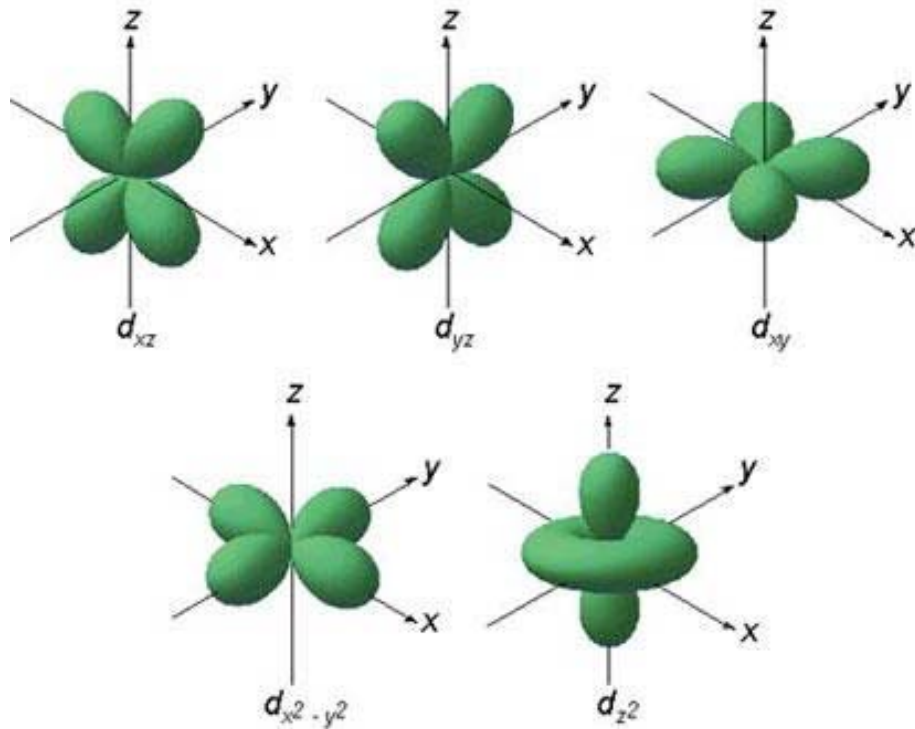
# Orbitale p

- sono presenti tre orbitali p per ogni livello energetico, orientati lungo 3 assi perpendicolari;
- la forma è data da due lobi posti ai lati opposti del nucleo;
- i due lobi sono separati da un piano, detto nodale;
- gli elettroni non si trovano mai sul piano nodale.

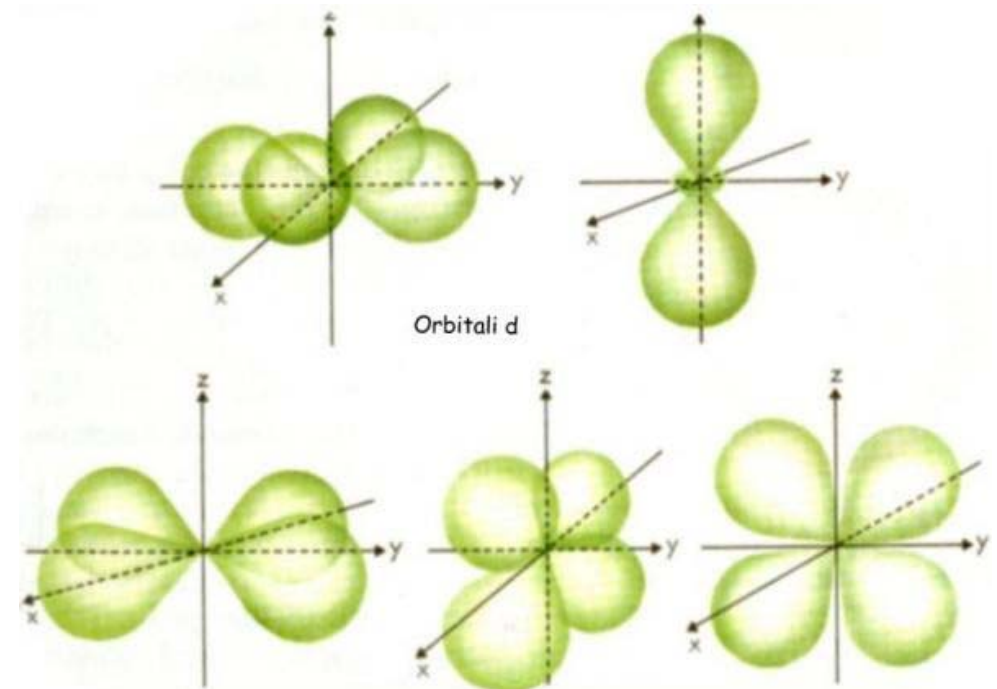


Orbitali p

# Orbitale d

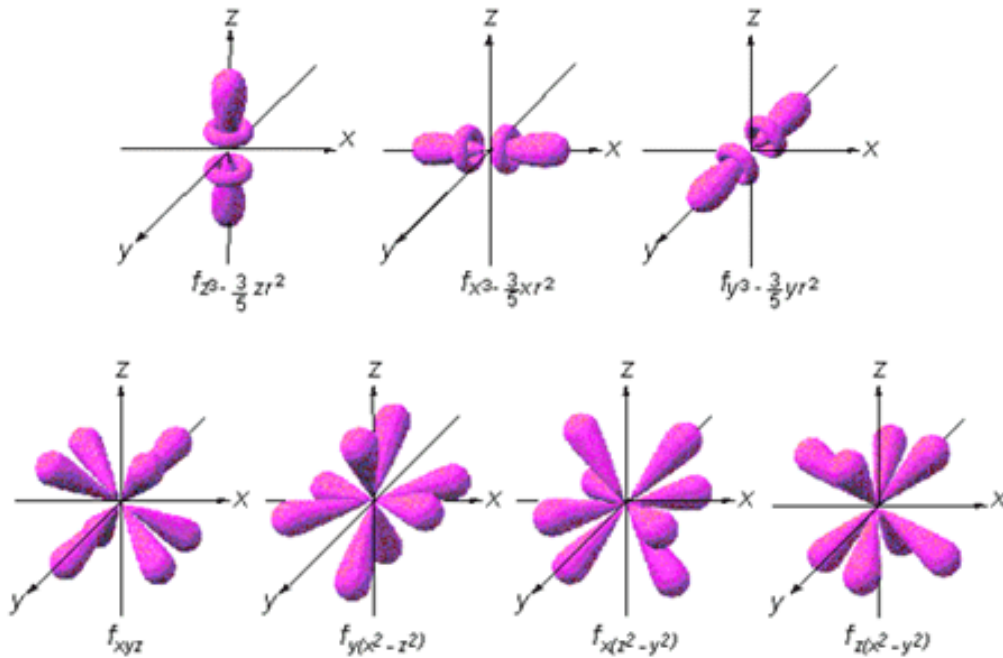


- la forma è più complicata degli orbitali s e p;
- sono presenti cinque orbitali d per ogni livello energetico;
- quattro di essi hanno 4 lobi, il quinto è differente;
- gli elettroni non si trovano mai sui 2 piani nodali.

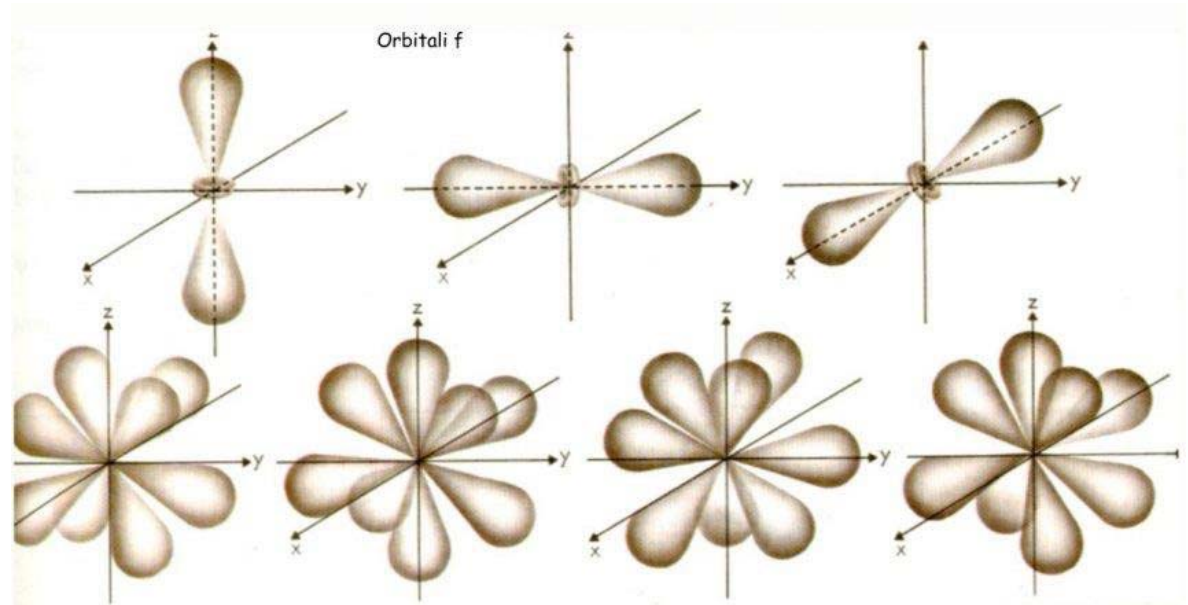




# Orbitale f



- la forma è più complicata degli orbitali s, p e d;
- sono presenti sette orbitali f per ogni livello energetico;
- quattro di essi hanno 8 lobi, gli altri tre hanno 2 lobi e 1 anello;
- gli elettroni non si trovano mai sui 3 piani nodali.



# *Configurazione elettronica*

Ogni atomo è caratterizzato da una specifica disposizione degli elettroni nei suoi livelli e sottolivelli energetici (ORBITALI). Tale distribuzione prende il nome di configurazione elettronica dell'atomo.

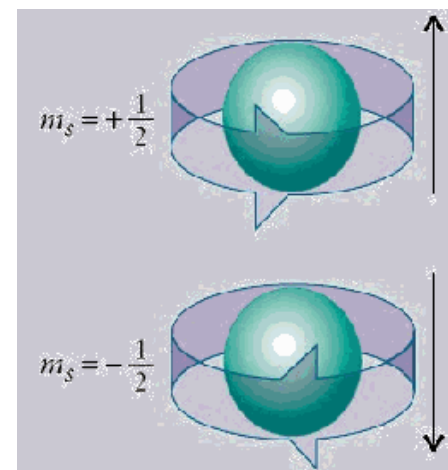
Il procedimento ideale di riempimento degli orbitali avviene seguendo tre principi o criteri operativi:

- 1) l'"aufbau prinzip" (il principio della costruzione a strati o principio di minima energia): ogni elettrone occupa l'orbitale disponibile a energia più bassa.

## Il principio di esclusione di Pauli

Considerando che un orbitale è definito da tre numeri quantici, mentre il quarto è il numero quantico di spin (che può assumere solo due valori) il principio di Pauli può anche essere enunciato:

**ogni orbitale può essere occupato al massimo da due elettroni, che devono avere spin opposti.**



## La Regola di Hund:

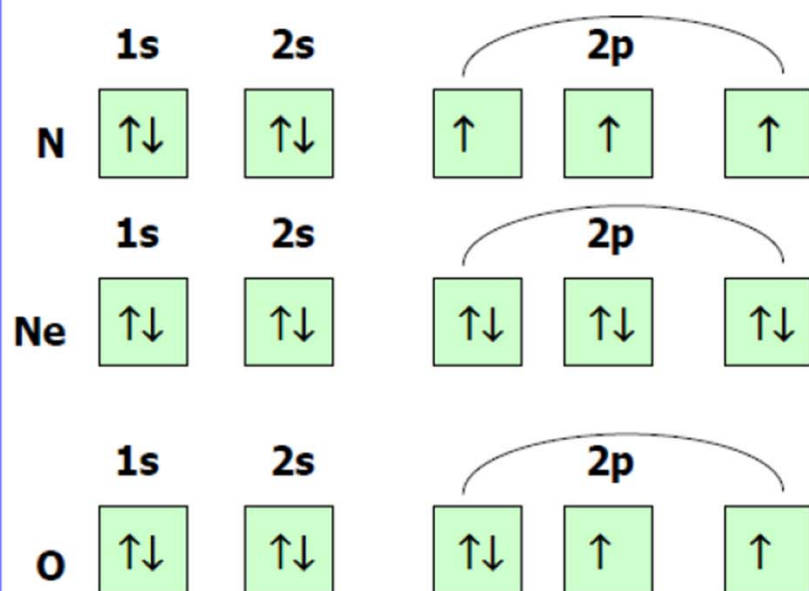
Quando vi sono uno o più orbitali disponibili appartenenti allo stesso sottolivello (cioè che hanno la stessa  $l$  ma  $m$  differente), gli elettroni si dispongono in modo da occuparli, per quanto possibile, singolarmente.



Gli e<sup>-</sup> nell'atomo si possono rappresentare in due modi:

1. secondo il **IL DIAGRAMMA ORBITALICO**;
2. Secondo la **NOTAZIONE spdf**

**1) DIAGRAMMA ORBITALICO**  
(le frecce rappresentano gli elettroni)



La sistemazione degli e<sup>-</sup> nei livelli energetici viene realizzata nel seguente modo: nei riquadri vengono inserite due frecce, di verso opposto, che rappresentano due e<sup>-</sup>. Ogni riquadro può ospitare al massimo 2 e<sup>-</sup>. Negli esempi sotto riportati si possono vedere le rappresentazioni elettroniche dell'azoto (Z=7), del neon (Z=10) e dell'ossigeno (Z=8).

A parità di energia gli elettroni occupano gli orbitali in modo da trovarsi spaiati  
**(REGOLA DI HUND)**

Gruppi dei Metalli alcalini

Gruppi degli Elementi di transizione

Gruppo dei Metalli alcalino-terrosi

Gruppo dei Gas nobili o inerti

RIGHE = PERIODI (stesso numero quantico principale)

1	1A	H	2A	B										3A	4A	5A	6A	7A	8A
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg	3d											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	110	111	112	113	114	115	116	117	118	
			4f	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
				Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

Gruppi degli Elementi di transizione interna

Gruppo degli Alogeni

COLONNE = GRUPPI = ELEMENTI CON PROPRIETA' SIMILI (stesso numero di elettroni di valenza)



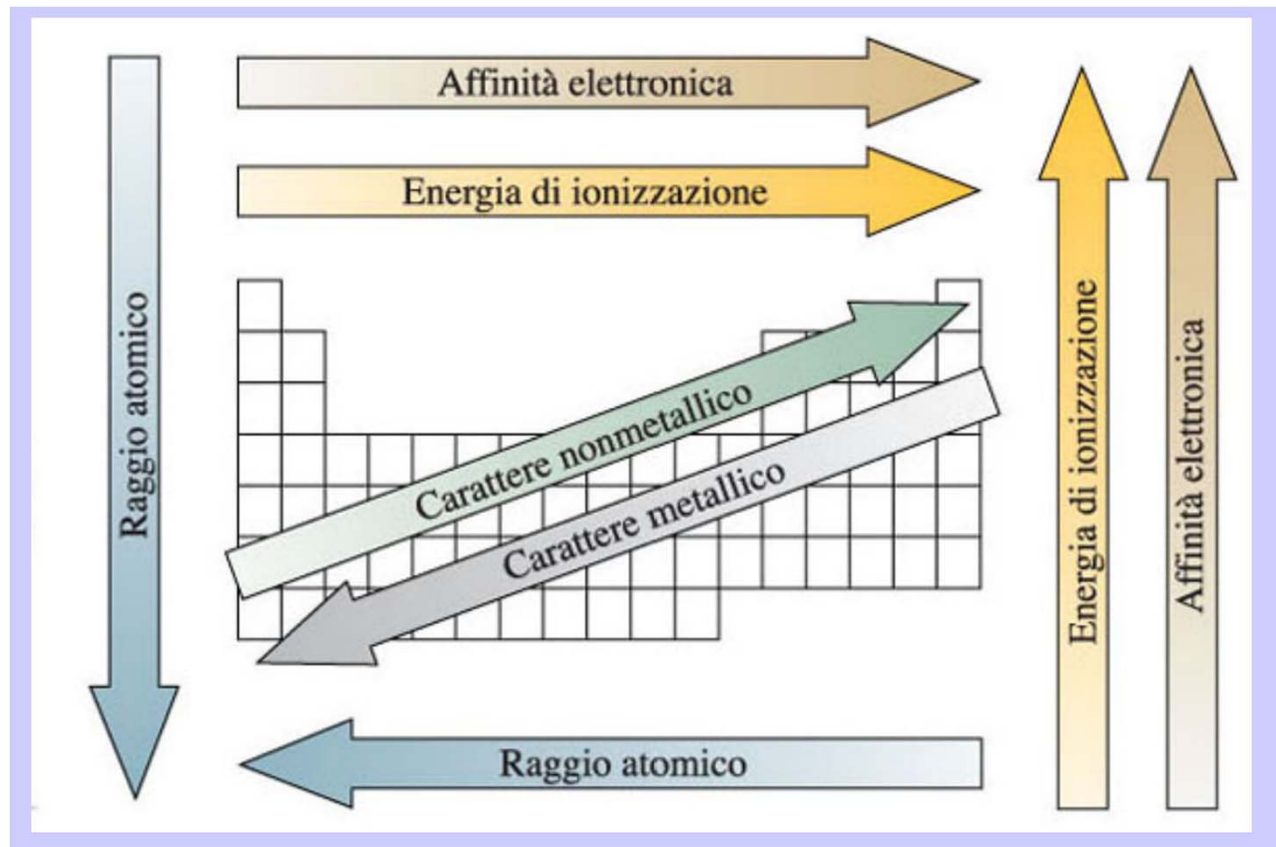
		gruppi																								
		I	II										III	IV	V	VI	VII	VIII								
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18							
		sottolivelli s											sottolivelli p													
periodi	1	H 1													He 2											
	2	Li 3	Be 4												B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10						
	3	Na 11	Mg 12	sottolivelli d											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18						
	4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36							
	5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54							
	6	Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86							
	7	Fr 87	Ra 88	Ac 89	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Uuu 111	Uub 112	Uut 113	Uuq 114	Uup 115	Uuh 116	Uus 117	Uuo 118							
													sottolivelli f													
													Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
													Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103

- Il **periodo** indica il livello di energia nel quale sono collocati gli elettroni di valenza
- Elementi di uno stesso **gruppo** hanno configurazione elettronica esterna di stesso tipo

# Le proprietà periodiche degli elementi

Le proprietà degli elementi variano con regolarità lungo la tavola periodica in base alla variazione periodica della configurazione elettronica

Sono proprietà periodiche il **raggio atomico**, l'**energia di ionizzazione**, l'**affinità elettronica** e l'**elettronegatività**.





# Metalli, non metalli e semimetalli

	← crescente proprietà metalliche																	
	I											III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	H	II											B	C	N	O	F	Ne
2	Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
3	Na	Mg											Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra																
	→ crescente proprietà non metalliche																	

- **I metalli** sono caratterizzati da: - basse energie di ionizzazione - affinità elettroniche piccole o positive - bassa elettronegatività Come risultato tendono a perdere gli elettroni di valenza formando cationi  $\text{Na}^+$   $\text{Ca}^{2+}$   $\text{Al}^{3+}$
- **I non-metalli** sono caratterizzati da: elevate energie di ionizzazione - affinità elettroniche negative e grandi - elevata elettronegatività Come risultato tendono ad acquistare elettroni formando anioni monoatomici ed ossanioni.  $\text{Cl}^-$   $\text{Br}^-$   $\text{S}^{2-}$   $\text{NO}_3^-$   $\text{SO}_4^{2-}$   $\text{ClO}_4^-$

	I												III					IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1												B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0		He			
2	Li 1,0	Be 1,6											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0		Ne			
3	Na 0,9	Mg 1,2											Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8		Ar			
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5		Kr			
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1		Xe			
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,6	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Po 2,0	At 2,1					Rn			
7	Fr 0,7	Ra 0,9																				

■ elettronegatività alta

■ elettronegatività media

■ elettronegatività bassa

- L'**elettronegatività** di un elemento misura la sua tendenza ad attrarre gli elettroni di legame da un altro elemento.
- L'elettronegatività aumenta lungo un periodo e diminuisce lungo un gruppo.

# LEGAME CHIMICO

Le molecole sono aggregati stabili ed identici contenenti più atomi

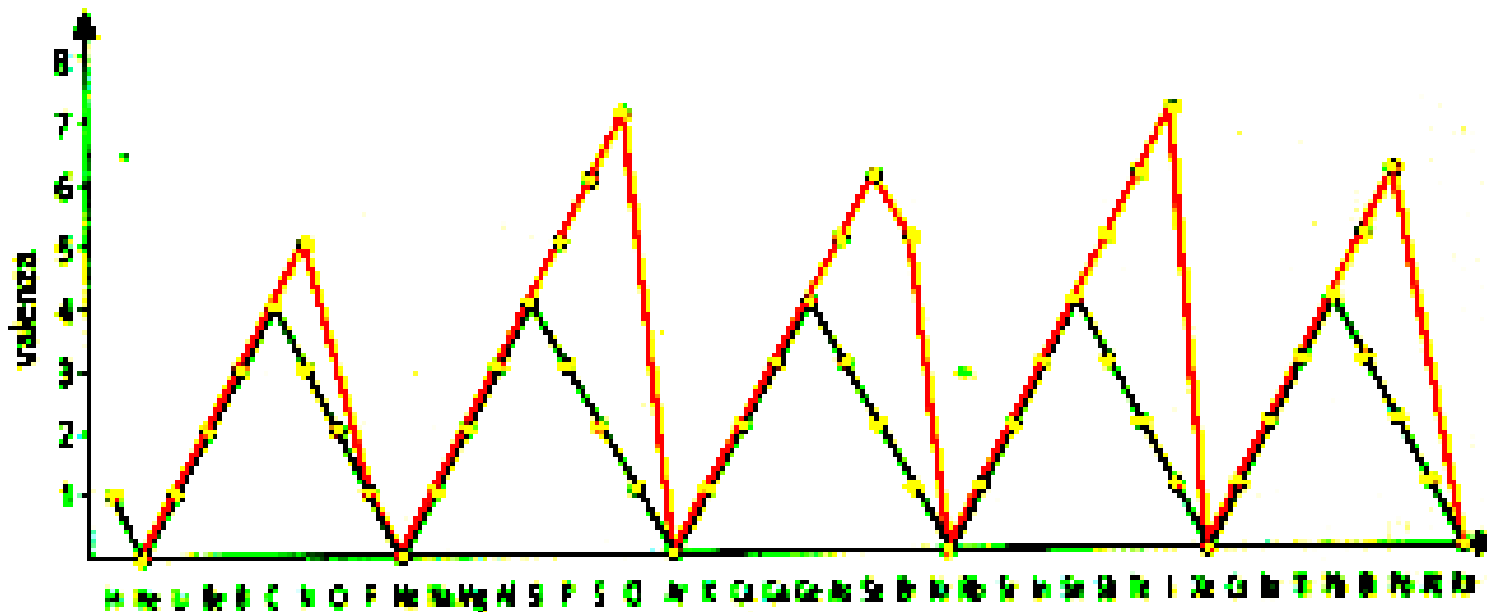
La loro geometria non cambia al cambiare dello stato di aggregazione

Deve esistere una forma di interazione tra gli atomi.

# VALENZA

Gli elettroni di VALENZA, cioè quelli più esterni sono quelli coinvolti nei legami chimici, gli elettroni interni non vengono coinvolti

Il numero degli elettroni di valenza per gli elementi dei gruppi principali coincide con il numero del gruppo

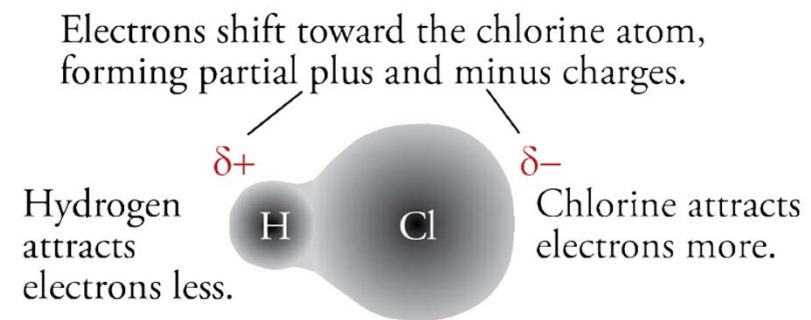
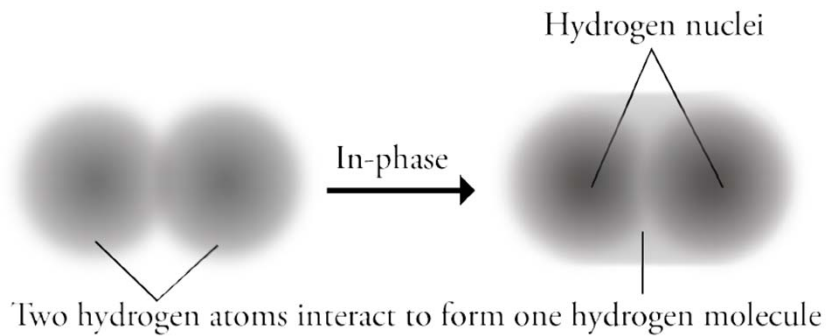
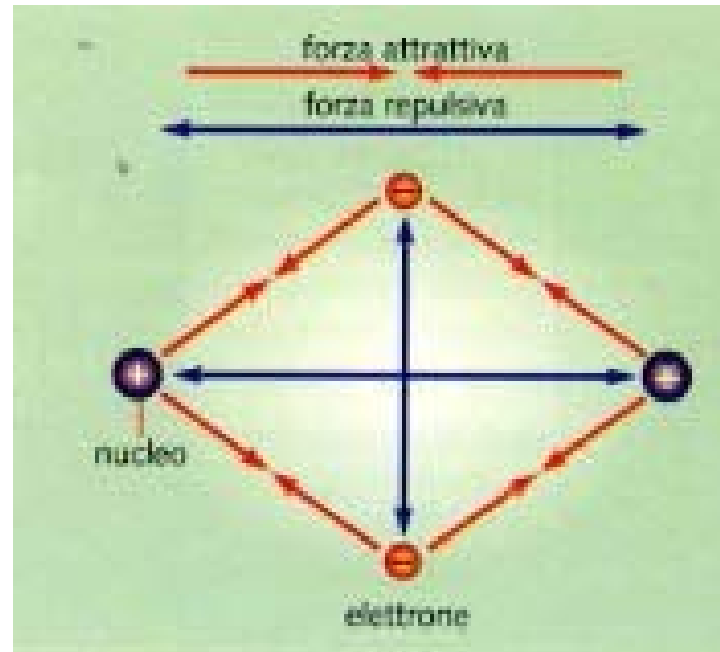
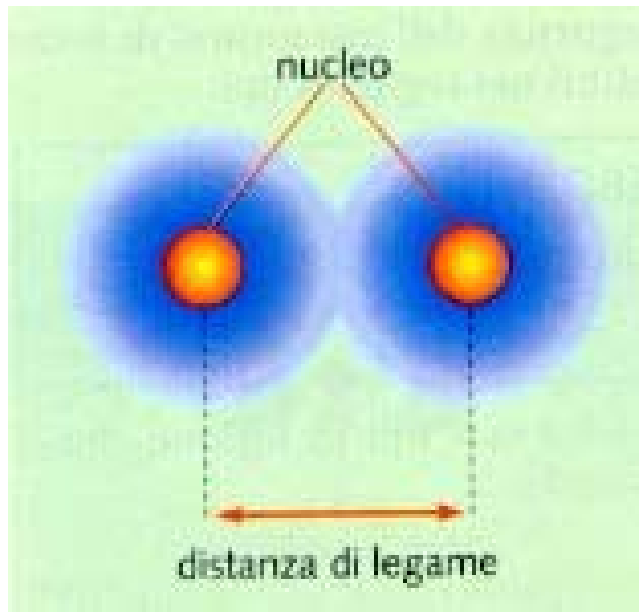


# **REGOLA DELL'OTTETTO**

**UN ATOMO, IN GENERE, TENDE A FORMARE LEGAMI FINO A RAGGIUNGERE UNA SUA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA SIMILE A QUELLA DEI GAS NOBILI, CARATTERIZZATA CIOÈ DALLA PRESENZA DI OTTO ELETTRONI**

**IONI CON TALE CONFIGURAZIONE SONO PIU' STABILI**

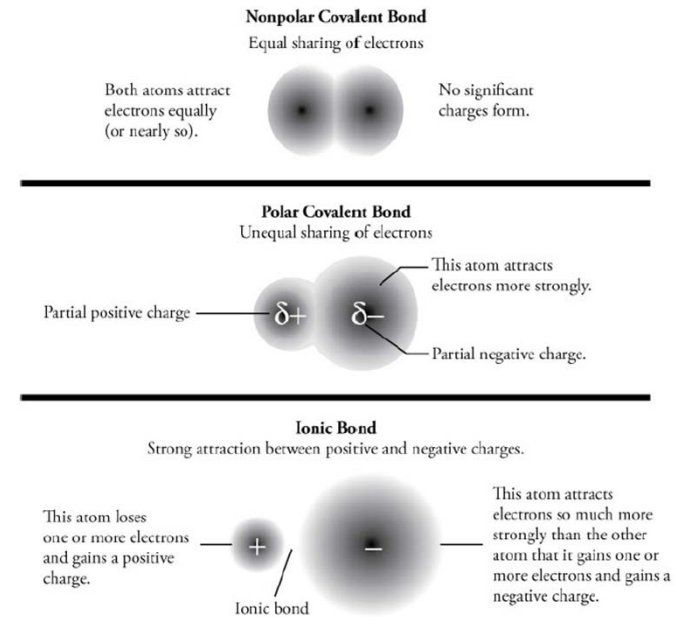
$$F = k \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$



# TIPI DI LEGAMI

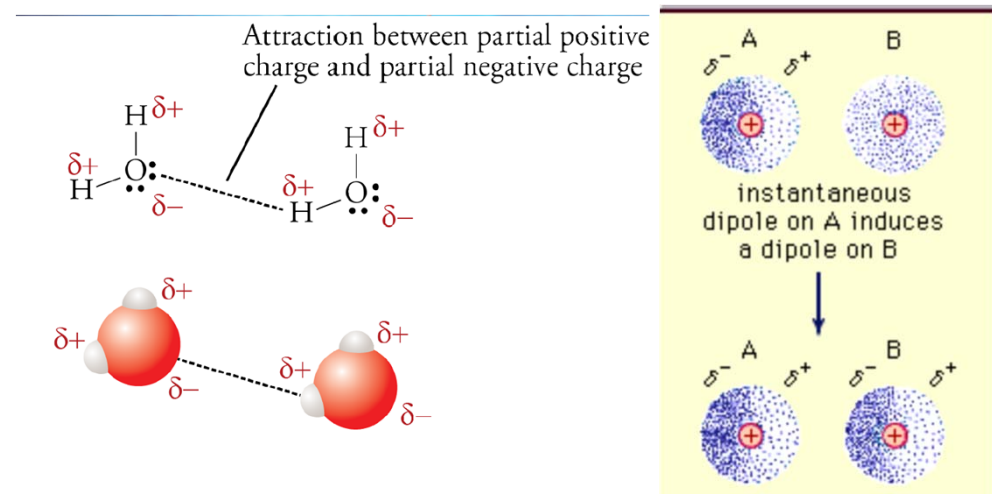
## LEGAMI INTRAMOLECOLARI

- LEGAME COVALENTE (omopolare – eteropolare)
- LEGAME IONICO
- LEGAME METALLICO



## LEGAMI INTERMOLECOLARI

- LEGAMI A IDROGENO
- INTERAZIONI DI VAN DER WAALS

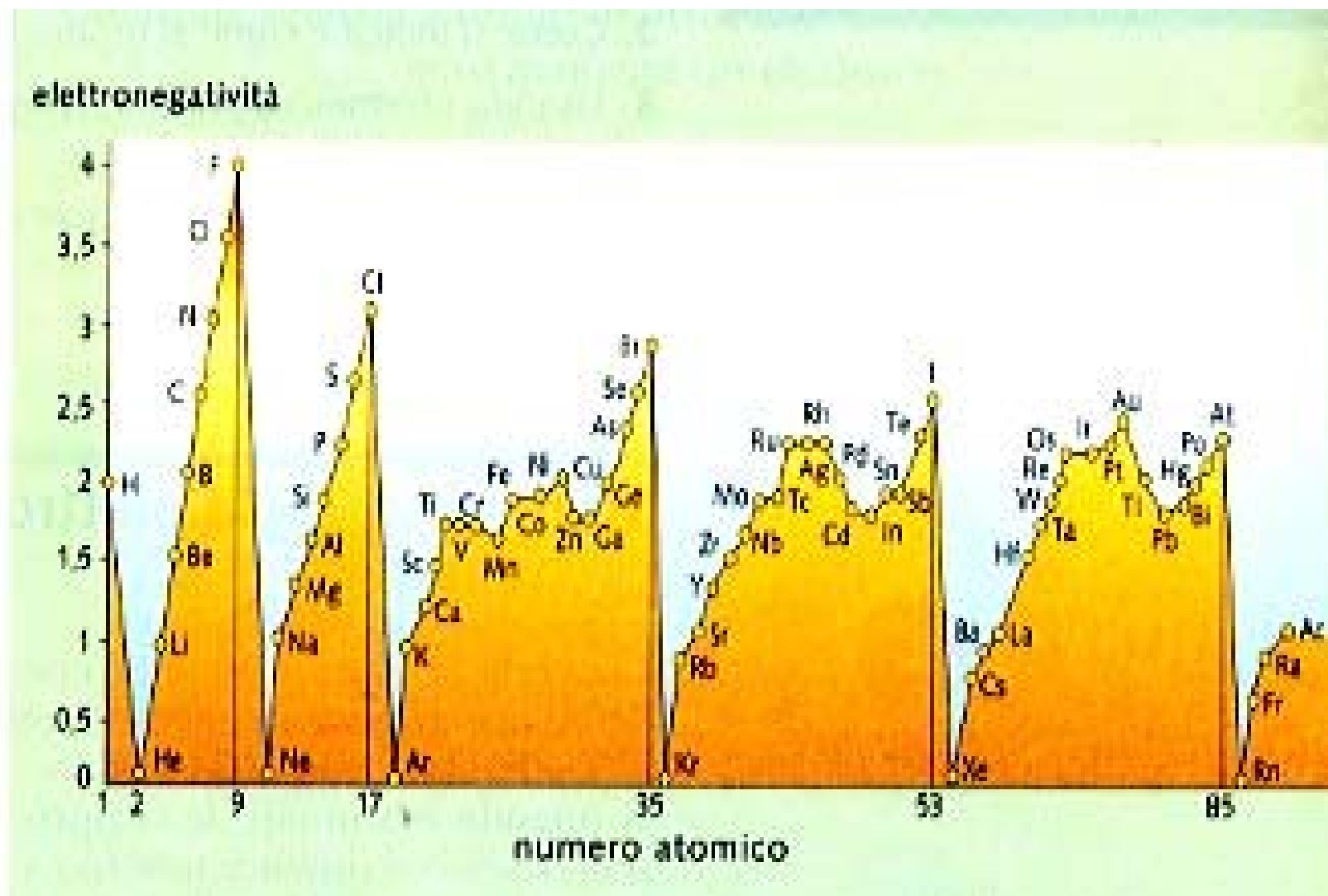


# SCHEMA



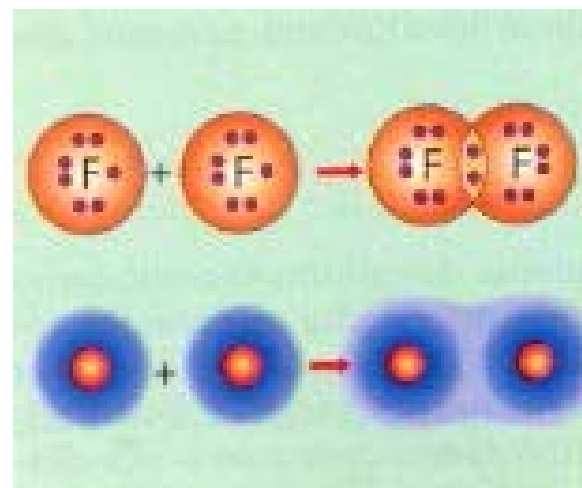
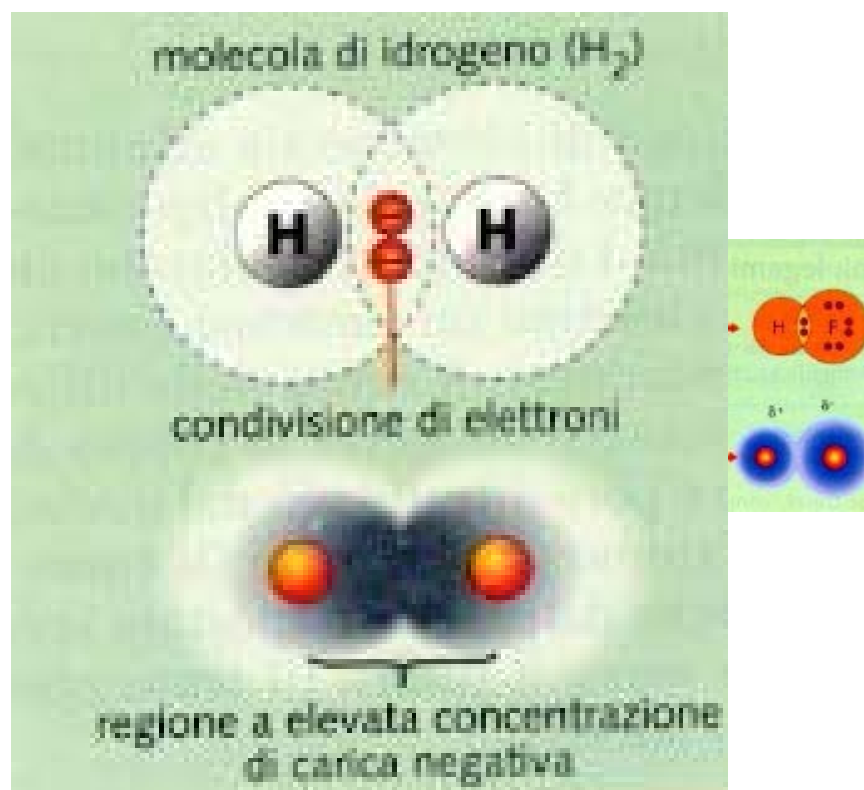


# ELETTRONEGATIVITÀ

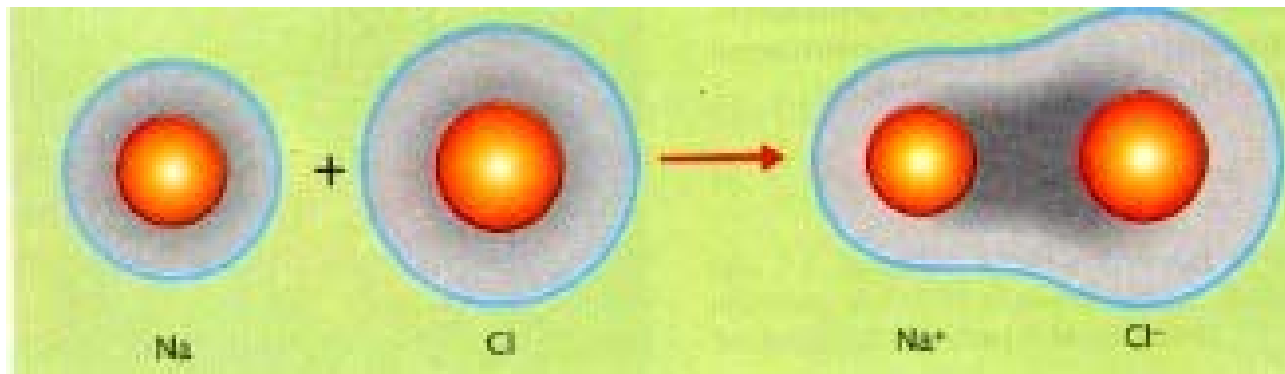
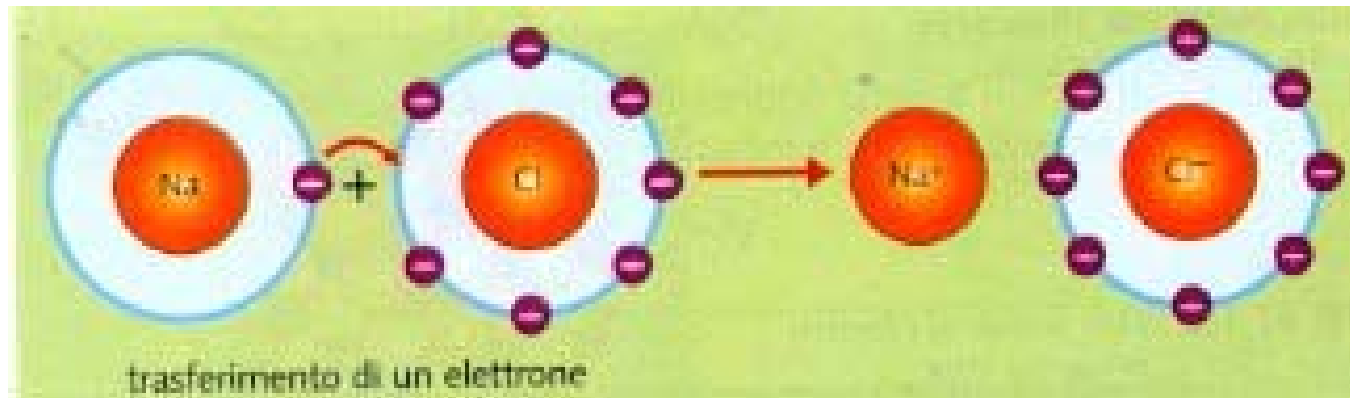


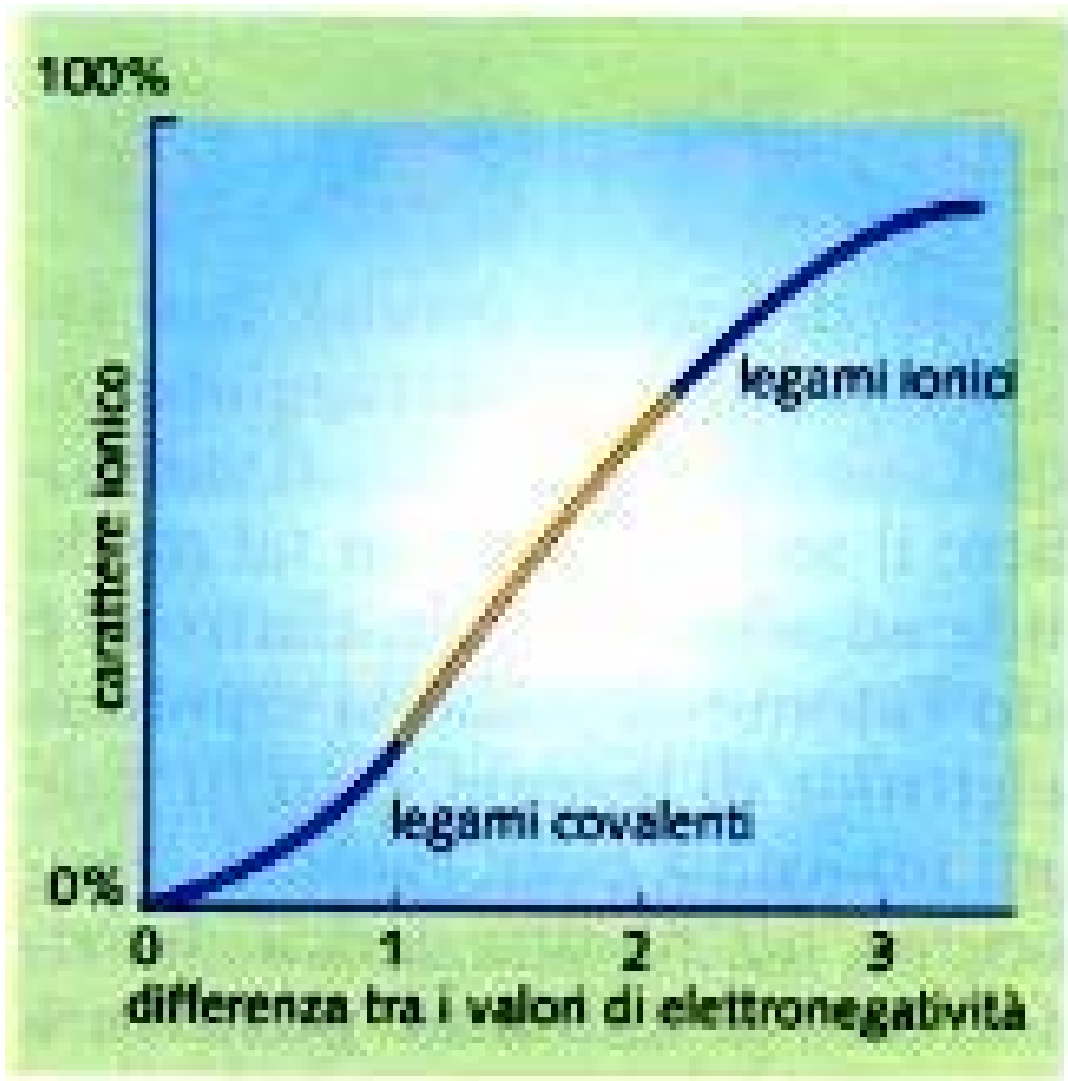
# LEGAME COVALENTE

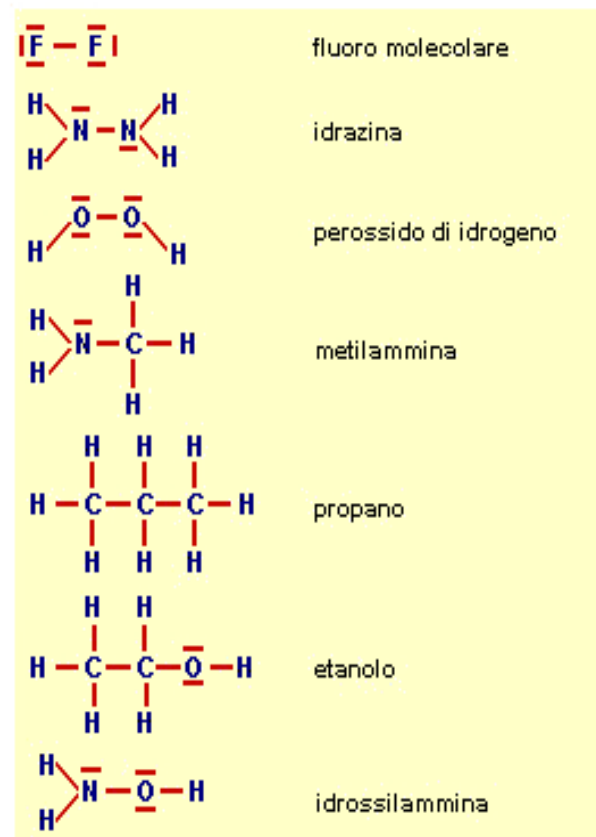
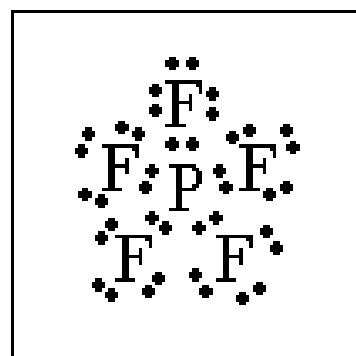
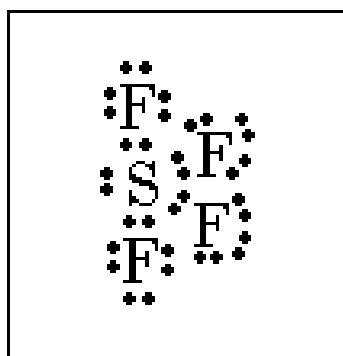
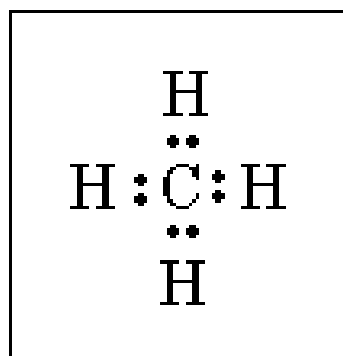
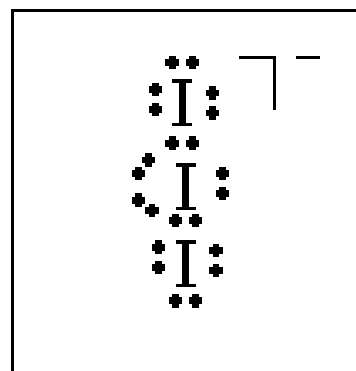
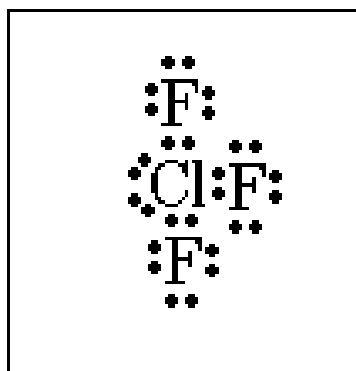
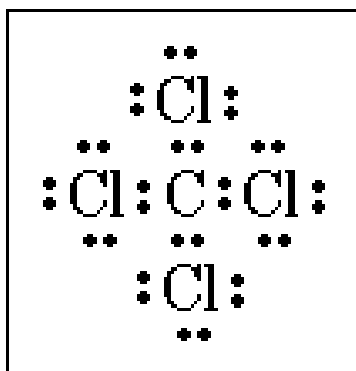
CONDIVISIONE DI UNA COPPIA DI ELETTRONI  
DA PARTE DI DUE ELEMENTI



# LEGAME IONICO



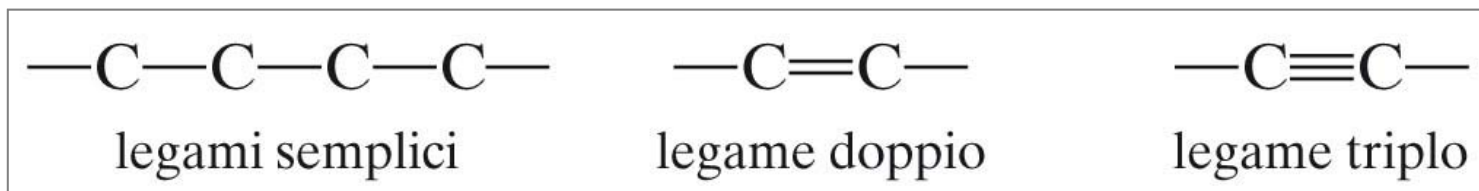




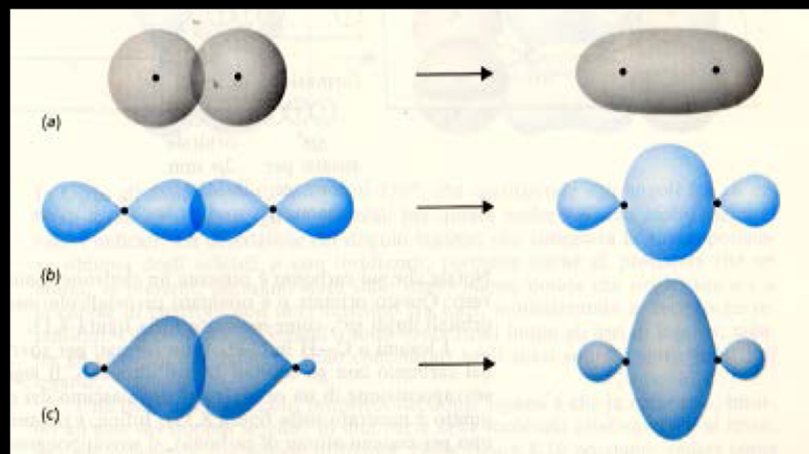
I composti organici contengono soprattutto atomi di carbonio, idrogeno, ossigeno e azoto; altri elementi presenti in tracce sono zolfo, magnesio e fosforo.

I composti organici possono formare lunghe catene grazie alla capacità del carbonio di dare luogo a quattro legami.

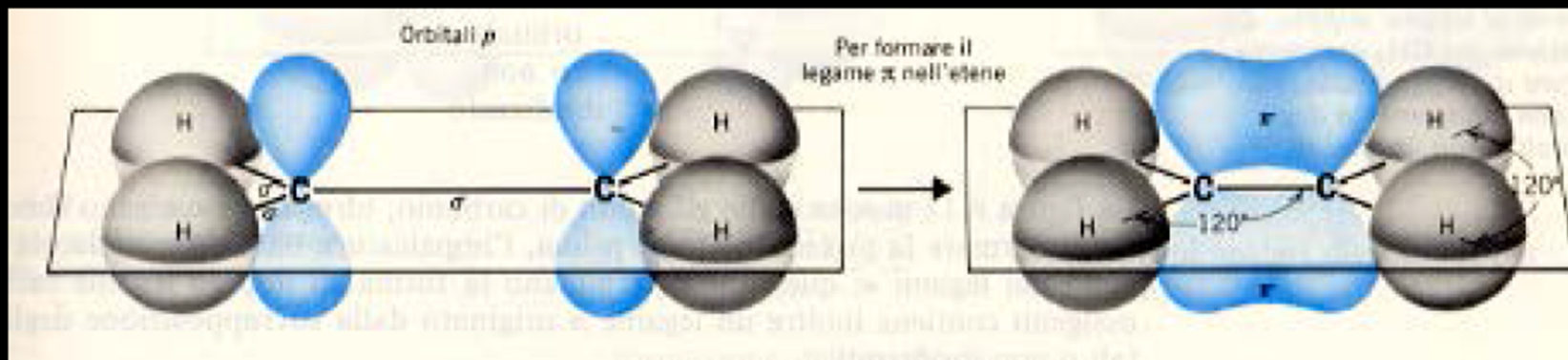
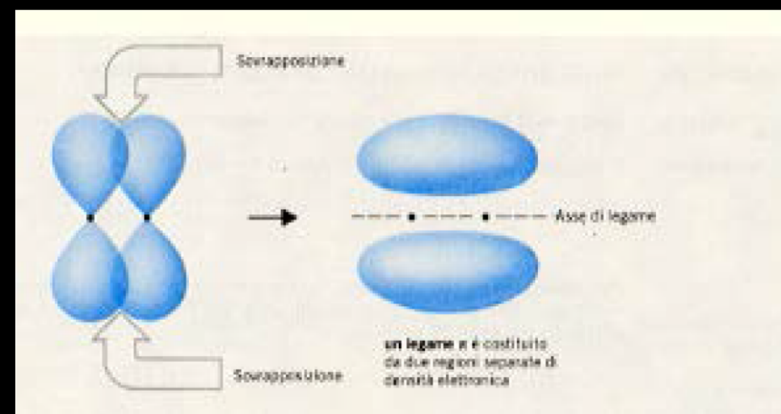
A seconda che le coppie di elettroni condivisi siano una, due o tre, si possono formare:



## LEGAMI $\sigma$

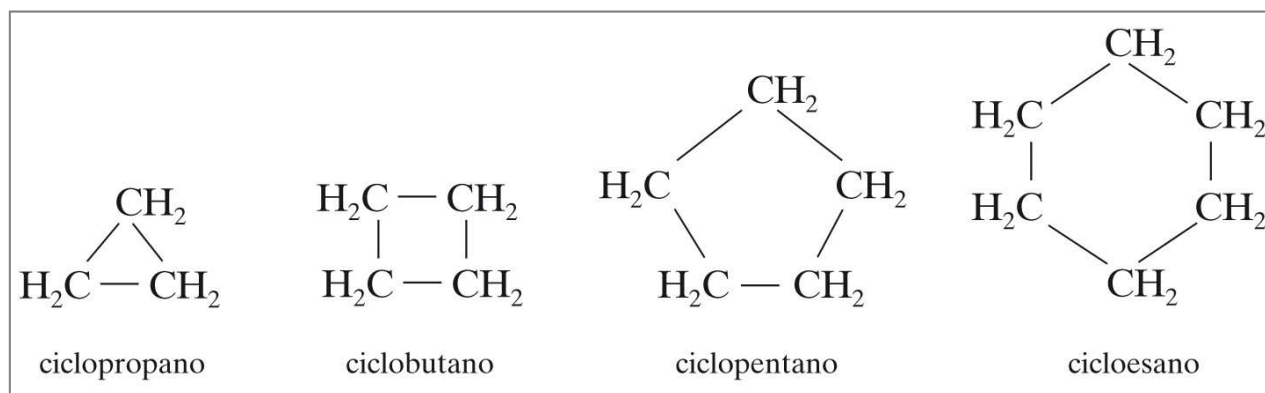


## LEGAMI $\pi$



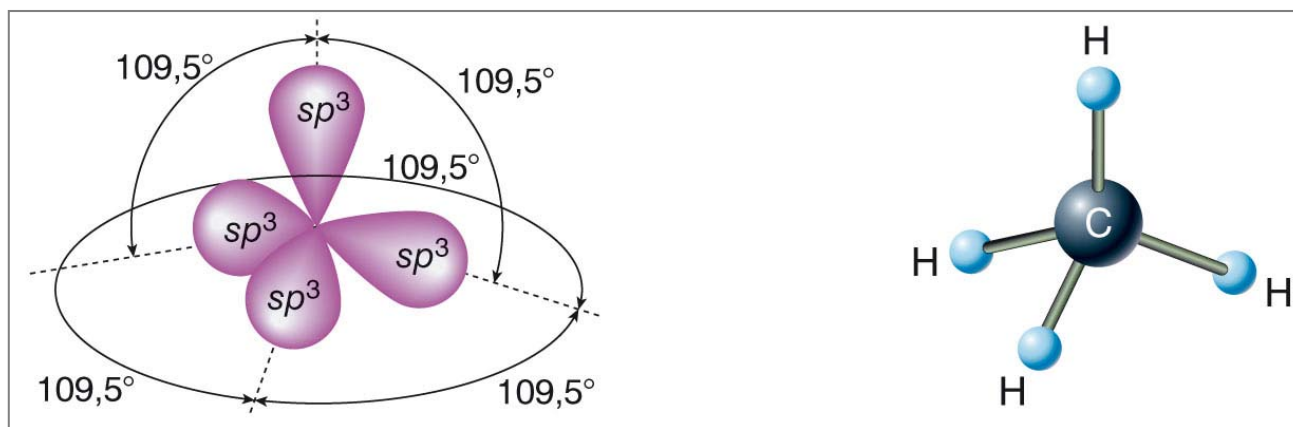
# Gli idrocarburi saturi: alcani e cicloalcani

Gli idrocarburi saturi sono costituiti da catene di atomi di carbonio uniti soltanto da un legame semplice.





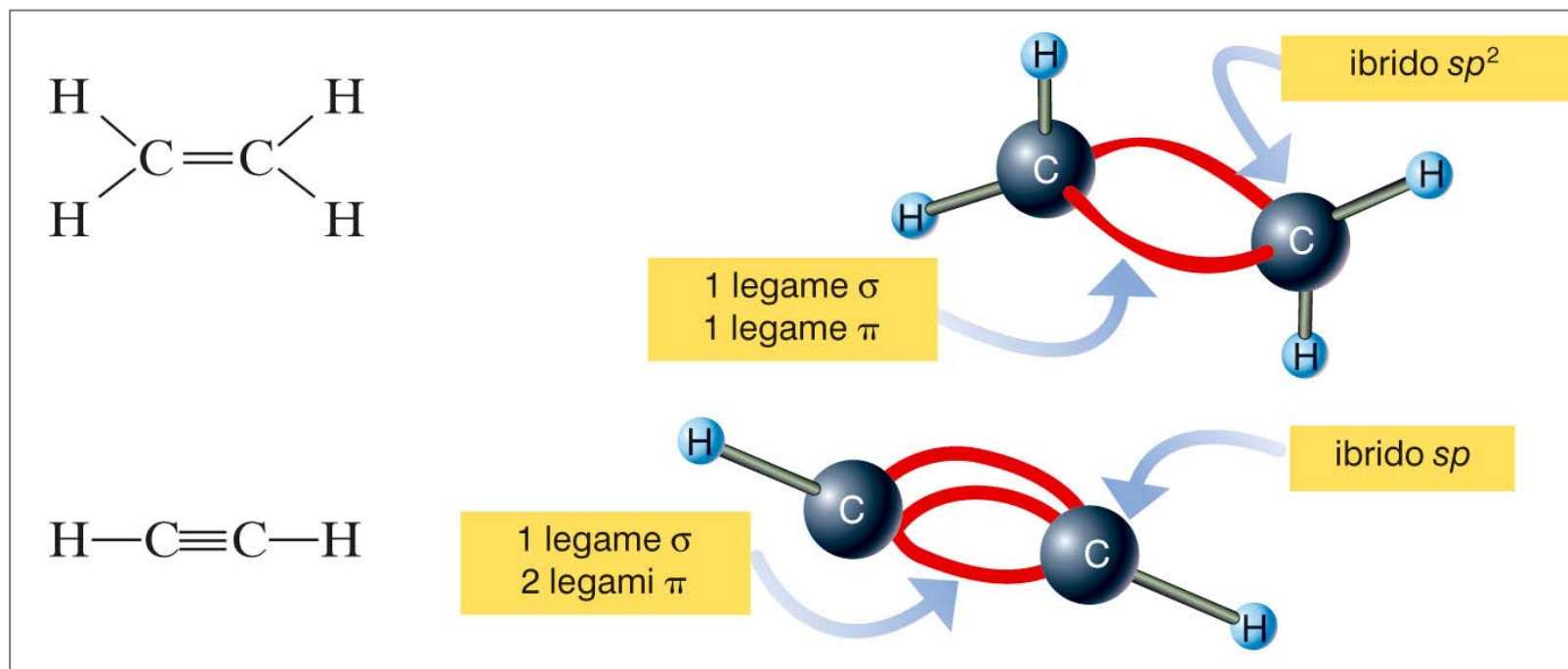
Il metano ( $\text{CH}_4$ ) è l'esemplificazione dell'ibridazione  $sp^3$  degli atomi di carbonio degli idrocarburi saturi; la molecola di metano presenta quindi geometria tetraedrica con angoli di legame di  $109,5^\circ$ .



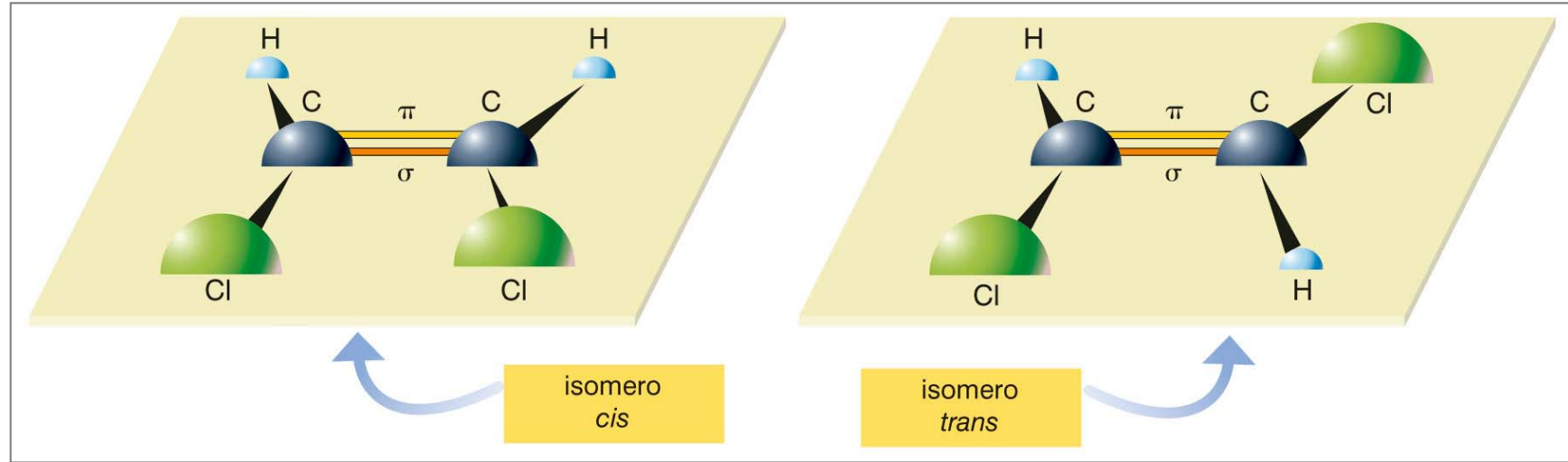
# Gli idrocarburi insaturi: alcheni e alchini

Gli **alcheni** sono idrocarburi che presentano almeno un doppio legame nella molecola, ibridazione  $sp^2$ , geometria planare e angoli di legame di  $120^\circ$ .

Gli **alchini** sono idrocarburi con almeno un triplo legame nella molecola, ibridazione  $sp$ , geometria lineare e angoli di legame di  $180^\circ$ .



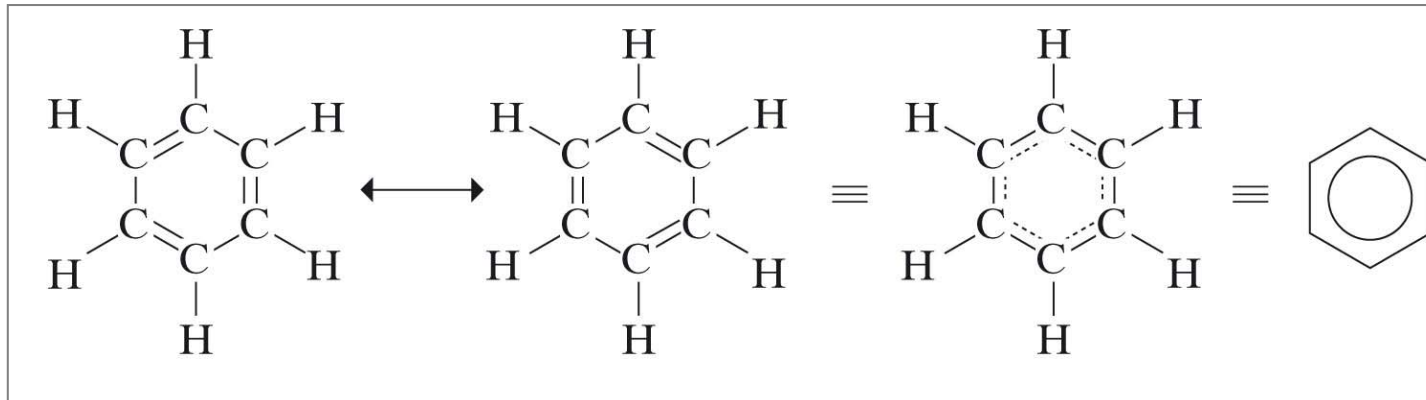
Gli isomeri *cis-trans* sono stereoisomeri.



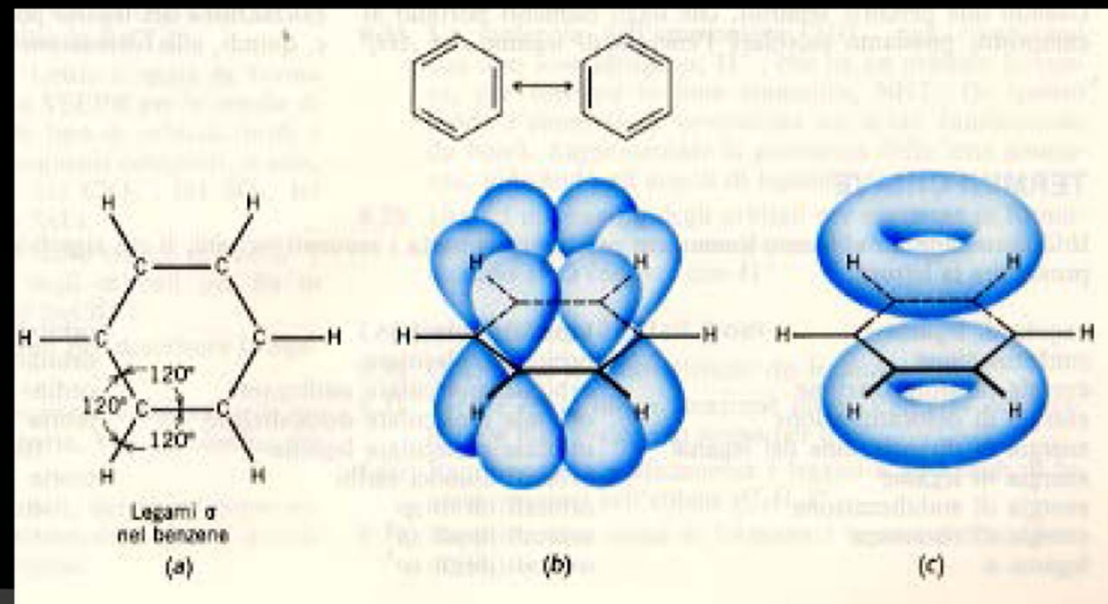
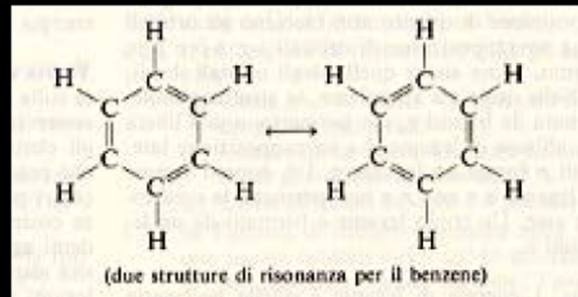
# Gli idrocarburi aromatici

Il capostipite degli idrocarburi aromatici è il **benzene**,  $C_6H_6$ .

Il benzene viene rappresentato come ibrido di risonanza di due forme limite che differiscono per la posizione dei doppi legami.



# Il benzene

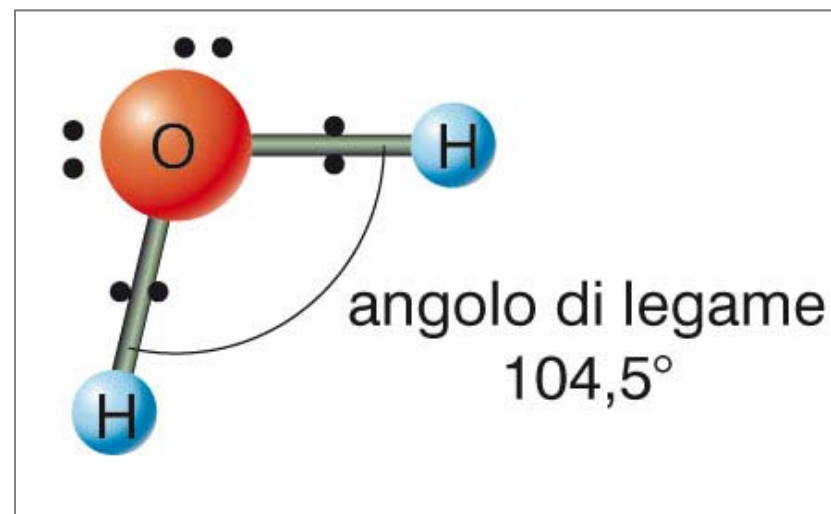


# La forma delle molecole

Molte proprietà delle sostanze dipendono dalla forma delle loro molecole.

I moderni mezzi di indagine hanno messo in evidenza che in una molecola gli atomi sono disposti in rapporti geometrici particolari che conferiscono alle sostanze le loro proprietà peculiari.

Ciò che definisce la geometria di una molecola è l'**angolo di legame**, ovvero l'angolo formato dagli assi congiungenti i nuclei degli atomi che si legano.



## La teoria VSEPR (*Valence Shell Electron-Pair Repulsion*)

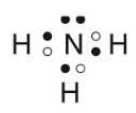
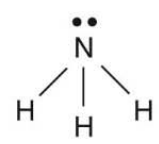
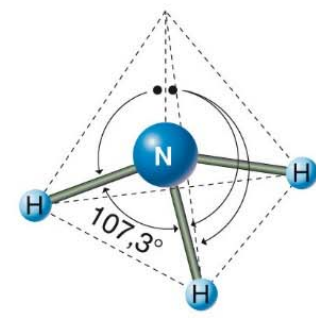
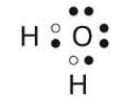
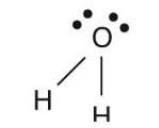
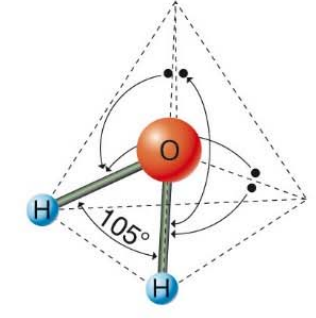
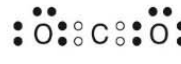
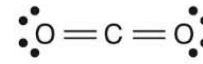


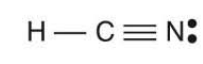
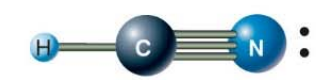
I principi fondamentali della teoria VSEPR sono

- la disposizione degli atomi in una molecola dipende dal numero totale di coppie elettroniche di valenza che circondano l'atomo centrale;
- le coppie elettroniche, avendo uguale segno, si respingono e si collocano alla maggiore distanza possibile le une dalle altre.

# La teoria VSEPR

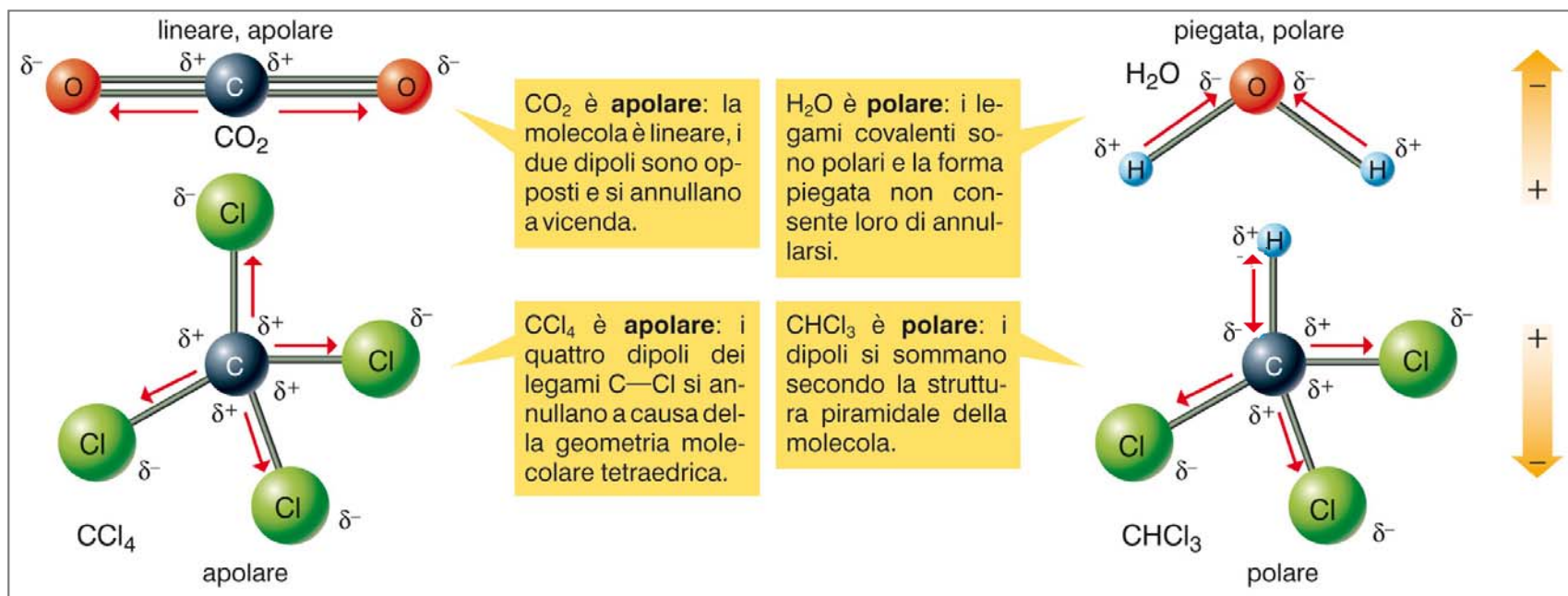
Molecola	Numero di gruppi elettronici	Struttura di Lewis	Forma	Struttura geometrica	Angolo di legame	Modello
BeH <sub>2</sub>	2	$\text{H} \cdot \cdot \text{Be} \cdot \cdot \text{H}$	lineare	$\text{H} - \text{Be} - \text{H}$	180°	
BH <sub>3</sub>	3	$\begin{array}{c} \text{H} \cdot \cdot \text{B} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \end{array}$	triangolare planare	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	120°	
CH <sub>4</sub>	4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \end{array}$	tetraedrica	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	109,5°	



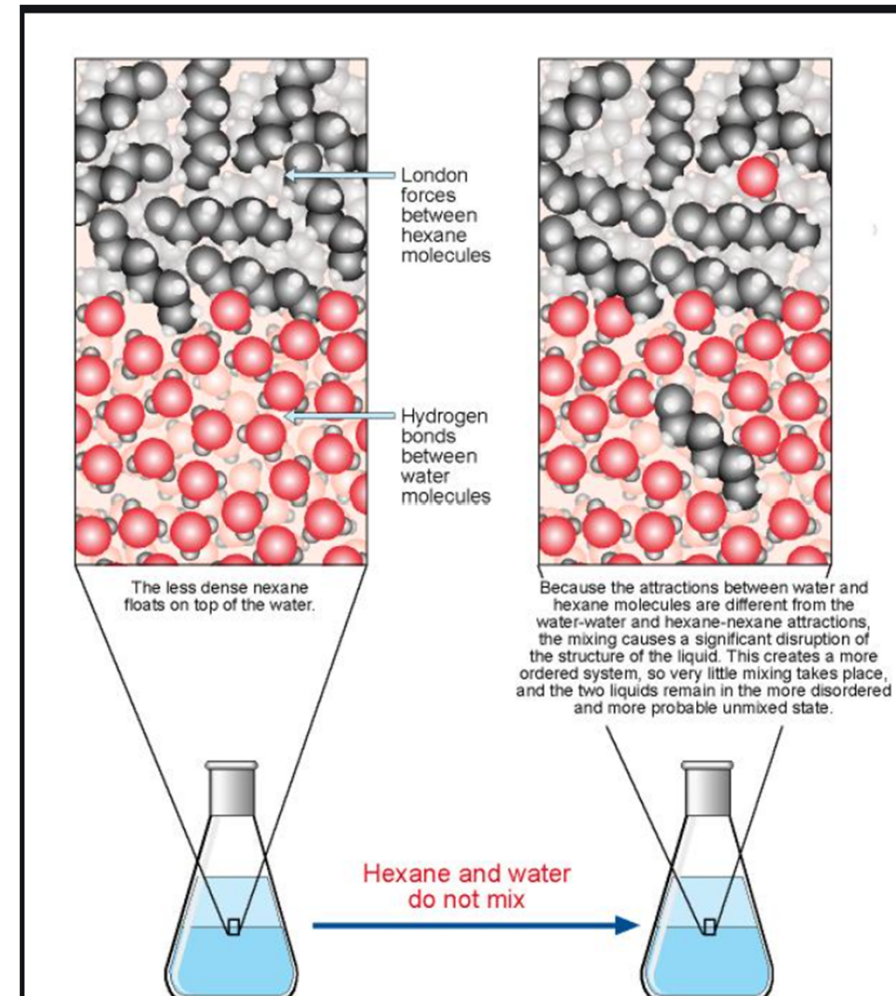
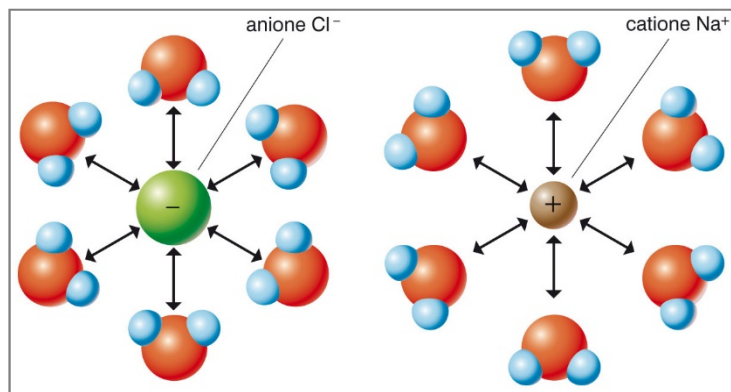
Molecola	Numero di gruppi elettronici	Struttura di Lewis	Forma	Struttura geometrica	Angolo di legame	Modello
NH <sub>3</sub>	4		piramide triangolare		107,3°	
H <sub>2</sub> O	4		piegata		105°	
CO <sub>2</sub>	2		lineare		180°	
HCN	2		lineare		180°	

# Molecole polari e apolari

- La polarità di una molecola dipende anche dalla geometria della molecola, cioè dalla disposizione nello spazio dei suoi legami.
- La polarità delle molecole determina la solubilità della sostanza nei diversi solventi.



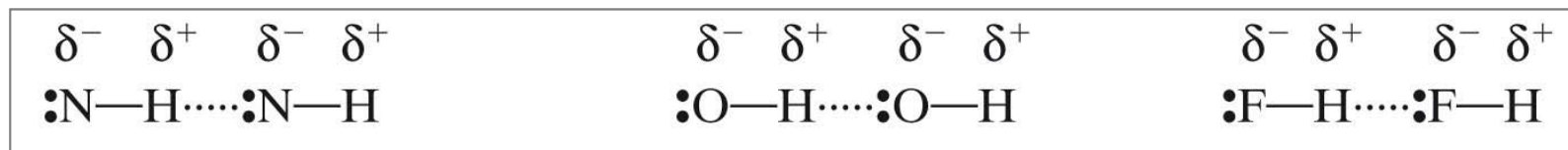
• I solventi sciolgono le sostanze che hanno polarità simile: solventi polari sciolgono sostanze polari, solventi apolari solubilizzano sostanze apolari.



# Le forze intermolecolari

- **Le forze intermolecolari** sono forze di natura elettrostatica che mantengono le molecole vicine tra loro.
- Si conoscono due tipi di legami intermolecolari
  1. forze dipolo-dipolo e di London;
  2. legame a idrogeno.

- Le forze dipolo-dipolo sono forze di attrazione tra dipoli, in qualsiasi stato fisico si trovino.
- I legami elettrostatici tra dipoli permanenti sono chiamati **forze dipolo-dipolo**.
- Le **forze di London** sono dovute all'attrazione tra i dipoli temporanei di molecole vicine.
- Il **legame a idrogeno** è una forza attrattiva che si instaura tra molecole che contengono un atomo di idrogeno legato covalentemente a un atomo, molto elettronegativo e con una coppia elettronica libera (N, O, F).



- Il legame a idrogeno è la più grande forza attrattiva intermolecolare ma è circa 10 volte più debole di un legame covalente.

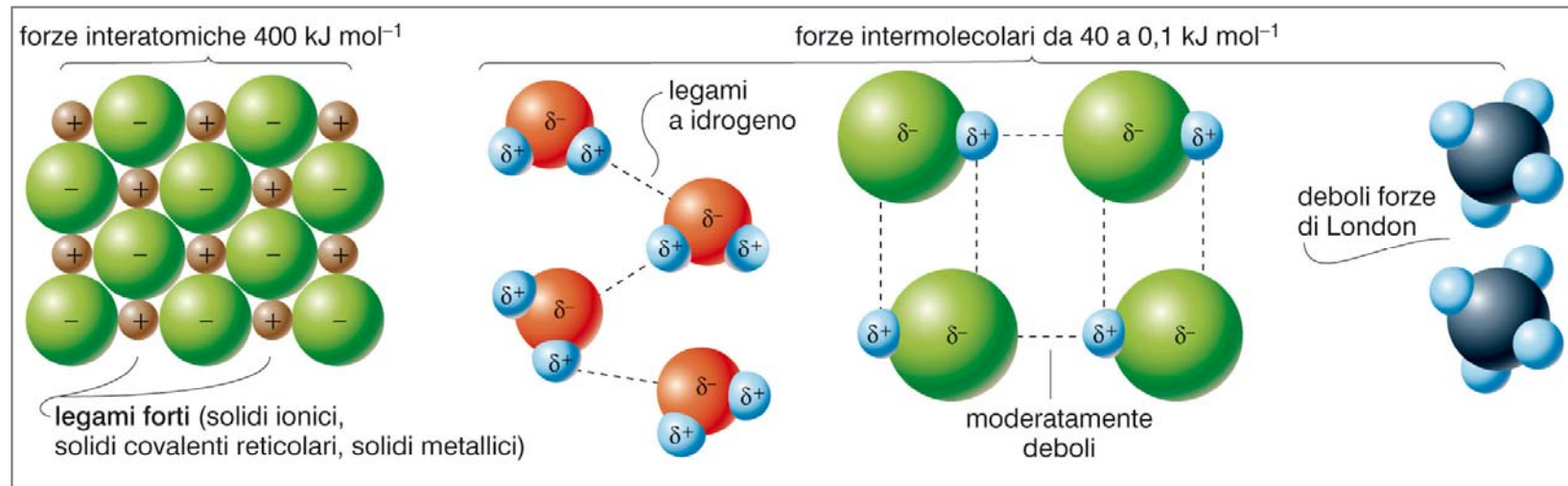
# Legami a confronto

- La forza di legame è legata all'energia necessaria per allontanare particelle legate tra loro.

Tipo di legame	Energia necessaria per rompere un legame (eV)	Energia necessaria per rompere 1 mole di legami (kJ/mol)
covalente (a)	poco più di 4	(circa $4 \cdot 96,5 \cong 400$ )
legame ionico (a)	circa 4	(circa $4 \cdot 96,5 \cong 400$ )
legame metallico (a)	0,4 – 1,2	$[(0,4 - 1,2) \cdot 96,5] \cong 40 - 120$
legame a idrogeno (b)	0,2 – 0,4	$[(0,2 - 0,4) \cdot 96,5] \cong 20 - 40$
forze di Van der Waals (b)	0,01 – 0,1	$[(0,01 - 0,1) \cdot 96,5] \cong 1 - 10$

# Legami a confronto

- La scala di energia dei legami atomici è assai diversa da quella delle forze intermolecolari.



- Le proprietà dell'acqua dipendono dal legame a idrogeno.
- Il legame a idrogeno influisce sulle proprietà fisiche delle sostanze che lo contengono.



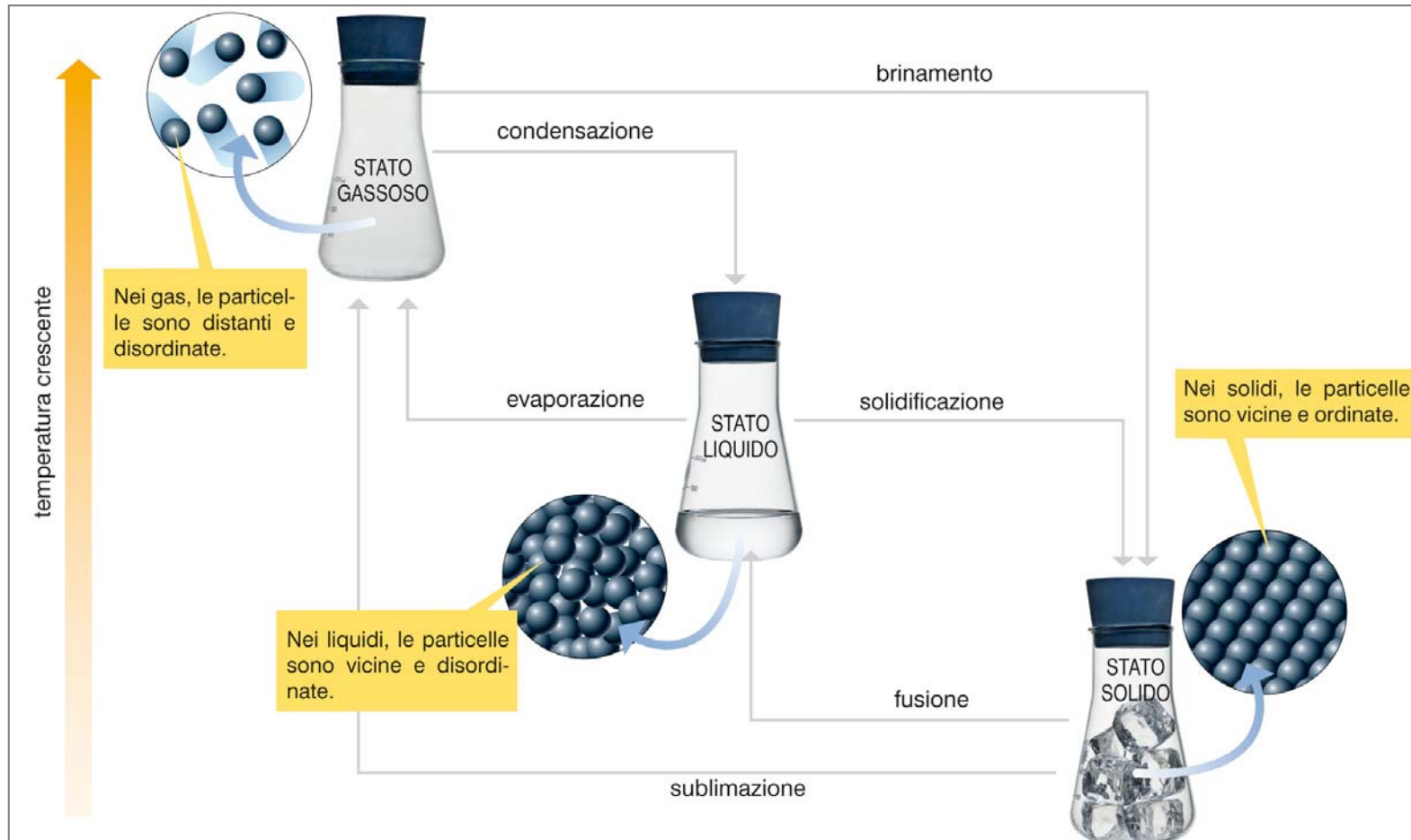
# Gli stati fisici della materia





# I passaggi di stato

- I passaggi di stato implicano la trasformazione della materia da uno stato fisico all'altro per variazioni di temperatura e pressione.

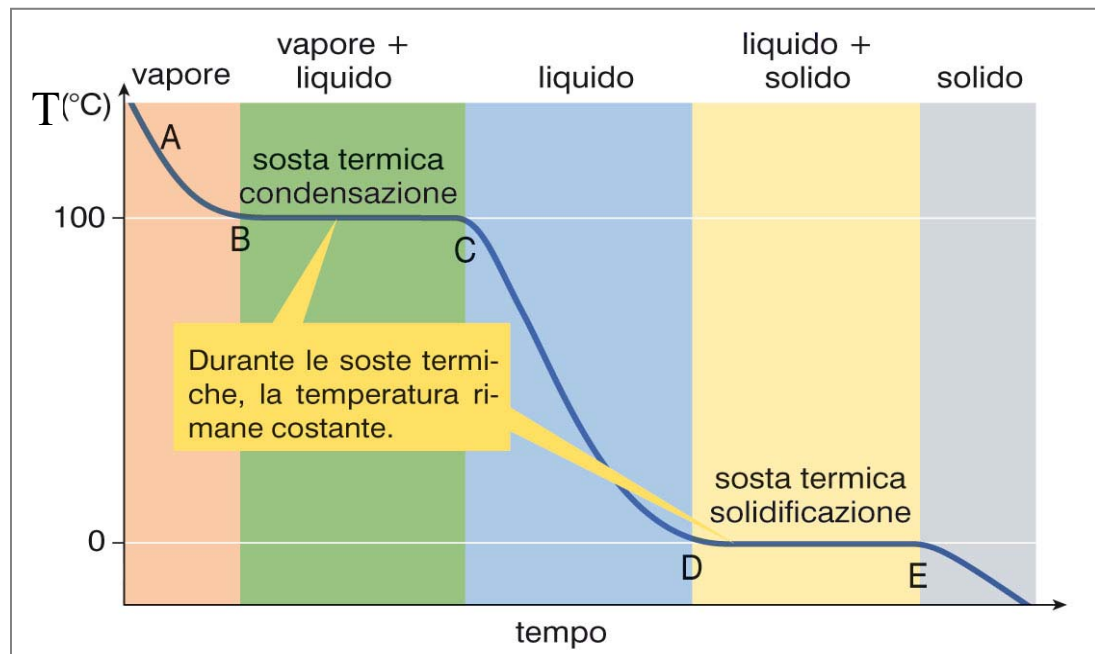
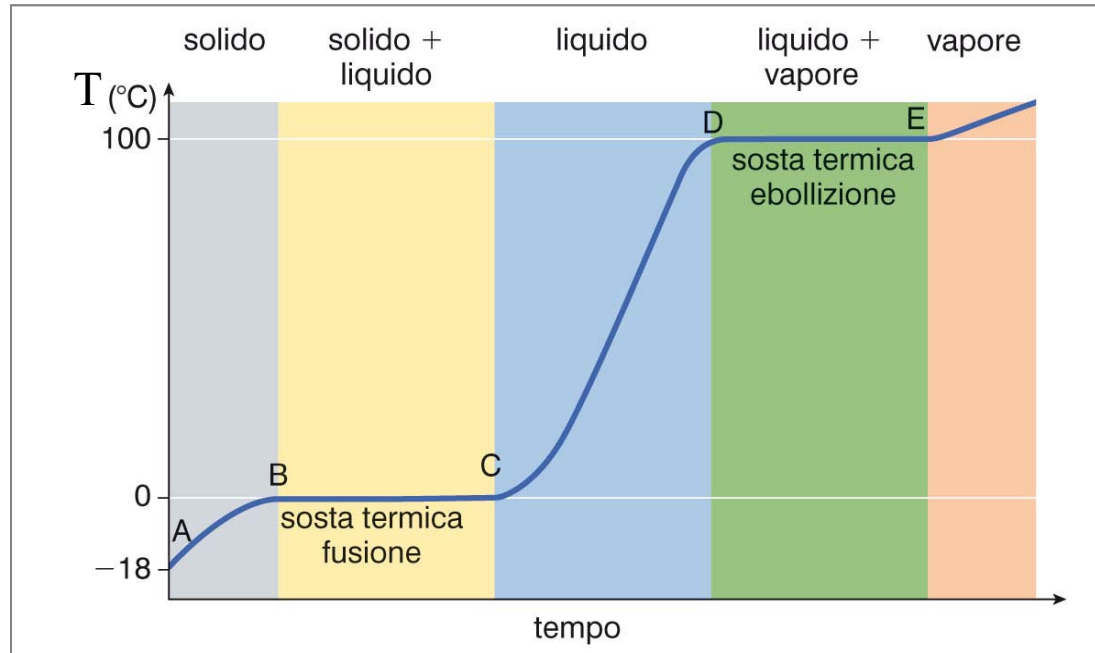


- A parità di massa, nel passaggio di un materiale dallo stato liquido allo stato aeriforme, il volume aumenta e la densità diminuisce.
- Nel passaggio allo stato solido la densità, di solito, aumenta.
- Il ghiaccio è un'eccezione perché è meno denso dell'acqua.

- La  **fusione**  è il passaggio dallo stato solido allo stato liquido.
- L' **evaporazione**  è il passaggio dallo stato liquido allo stato di vapore.
- La  **sublimazione**  è il passaggio diretto dallo stato solido allo stato di vapore.

- La  **condensazione**  è il passaggio dallo stato di vapore allo stato liquido.
- La  **solidificazione**  è il passaggio dallo stato liquido allo stato solido.
- Il  **brinamento**  è il passaggio diretto dallo stato di vapore allo stato solido.

•Ogni sostanza pura ha una **curva di riscaldamento** e temperature di fusione e di ebollizione caratteristiche in funzione della pressione a cui avviene il passaggio di stato.



# MATERIA ALLO STATO GASSOSO

MOLECOLE AD ALTA ENERGIA CINETICA

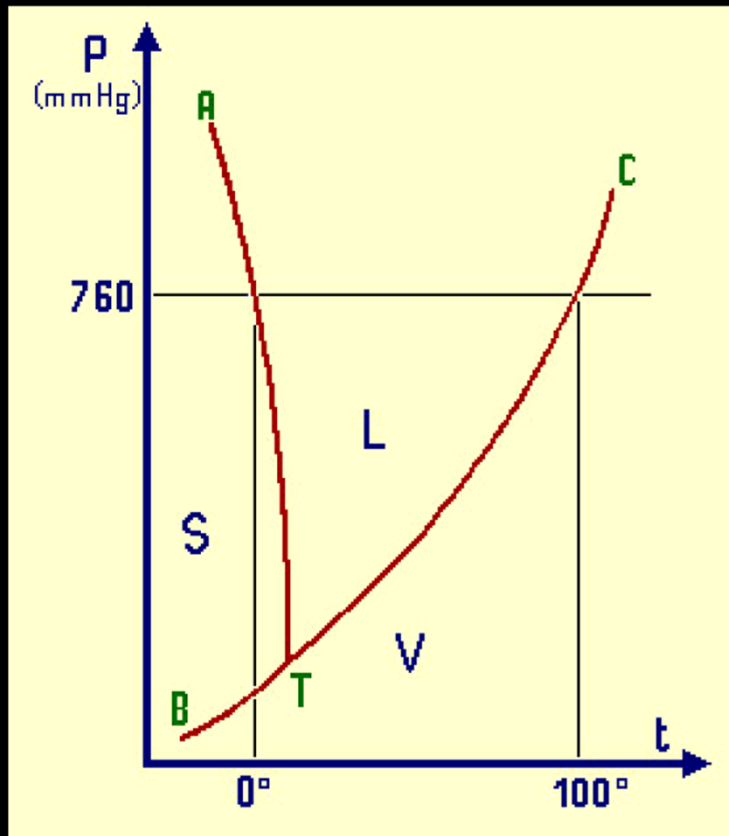
GRANDE DISTANZA TRA LE MOLECOLE

LEGAMI INTERMOLECOLARI DEBOLI

**V, T, P, n**

# DIAGRAMMA DI STATO

H<sub>2</sub>O

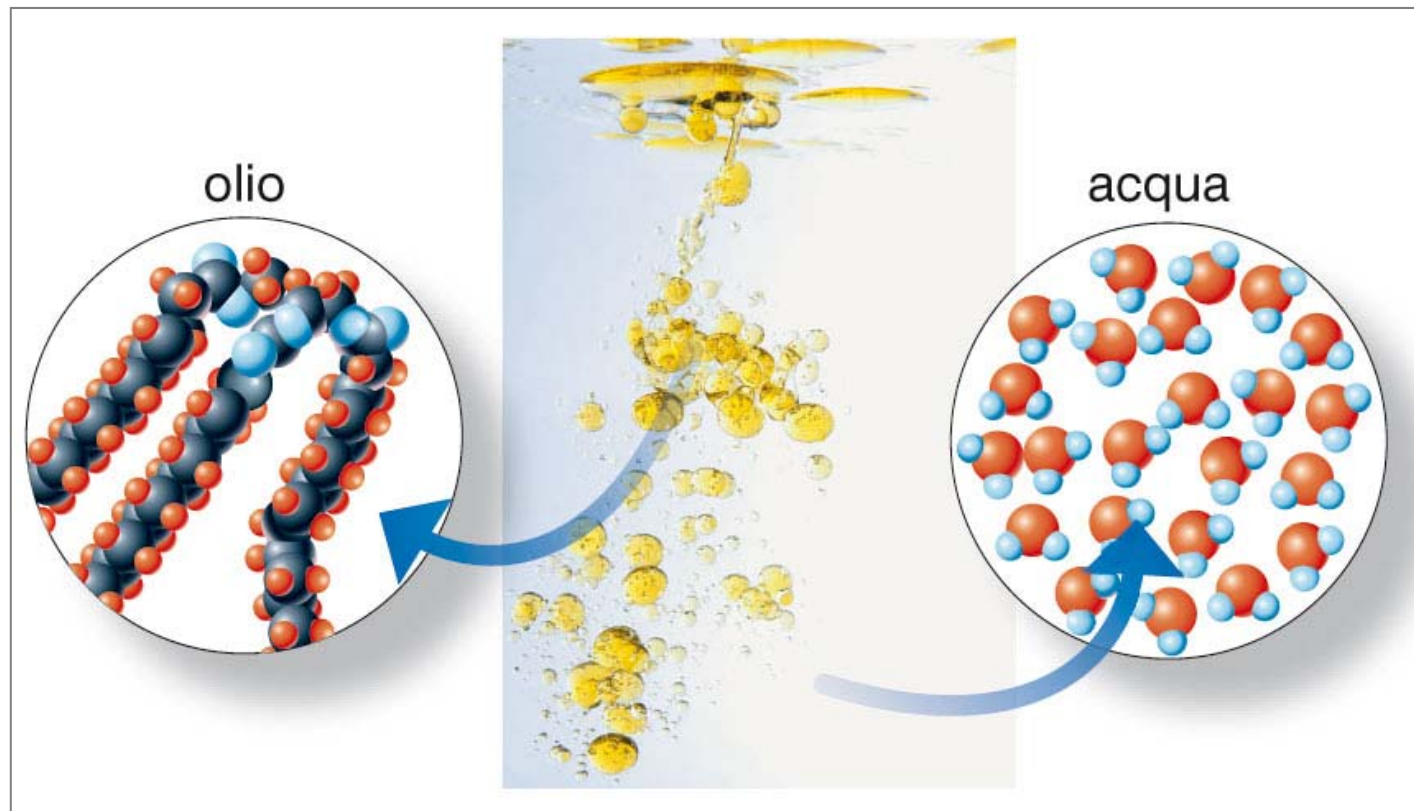


**PUNTO TRIPLO:**  
4,58 mm Hg e 0,01°C

**PUNTO CRITICO:**  
374°C, 218 atm

# I sistemi omogenei e i sistemi eterogenei

- Si dice **fase** una porzione di materia fisicamente distinguibile e delimitata che ha proprietà intensive uniformi.
- Un sistema costituito da una sola fase è detto **omogeneo**.
- Un sistema costituito da due o più fasi è detto **eterogeneo**.



# Le sostanze pure e i miscugli

- La materia può essere suddivisa in **sostanze pure e miscugli**.
- Un sistema è **puro** solo se è formato da una singola sostanza. Le sostanze pure hanno caratteristiche e composizione costanti.



- Un sistema formato da due o più sostanze è un **miscuglio**.
- Anche i miscugli possono essere omogenei o eterogenei.

- Un miscuglio omogeneo di due o più sostanze è chiamato **soluzione**.
- Il materiale più abbondante del miscuglio è il **solvente**, mentre i materiali meno abbondanti si chiamano **soluti**.

	Definizione	Sostanza	Miscuglio
Sistema omogeneo	è costituito da una sola fase	acqua pura, oro puro, cloruro di sodio puro	acqua di rubinetto, sale marino, acciaio, leghe metalliche
Sistema eterogeneo	è costituito da due o più fasi	acqua pura e ghiaccio	acqua e sabbia, legno, granito, latte, marmo, fumo, sabbia



- Un **miscuglio eterogeneo** è costituito da componenti chimicamente definiti e da fasi fisicamente distinguibili.



- I miscugli **eterogenei** possono presentare aspetti anche molto diversi al variare dello stato di aggregazione delle fasi che li costituiscono.



- La **schiuma** è un tipico esempio di miscuglio costituito dalla dispersione di gas in un liquido.
- L'**emulsione** è una miscela temporaneamente stabile di due fluidi immiscibili, una delle quali (fase dispersa) è dispersa nell'altra (fase disperdente) sotto forma di goccioline.

•I **colloidi** costituiscono una classe di materiali che ha caratteristiche intermedie tra quelle dei miscugli omogenei e quelle dei miscugli eterogenei.

Dimensione particella		
$< 10^{-9}$ m	$10^{-9} - 10^{-6}$ m	$> 10^{-6}$ m
Soluzione	Colloide	Sospensione eterogenea

Sostanze pure omogenee	Sostanze pure eterogenee	Miscugli omogenei	Miscugli eterogenei	Colloidi
alcol al 100%	acqua e ghiaccio 	soluzione di acqua e sale	acqua e sabbia	albume
ossigeno	ossigeno liquido in presenza di ossigeno gassoso	vino limpido 	sabbia	gelatina
piombo	piombo solido immerso in piombo fuso	aceto limpido	latte	budino 