

Struttura Atomica

Prof.ssa Maria Antonia Sartirana

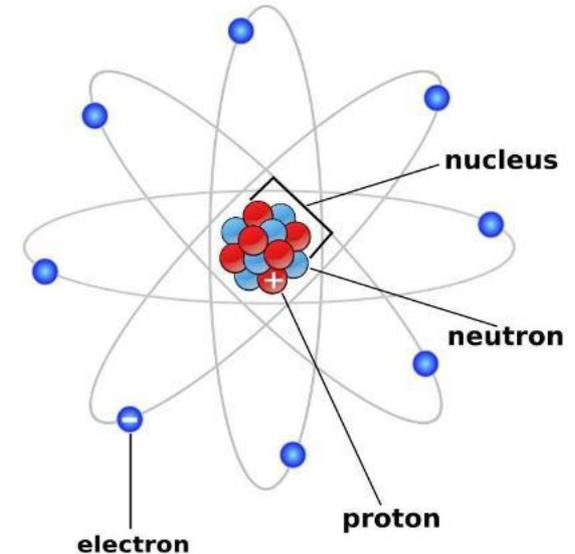
Struttura dell'atomo

L'atomo è costituito da una parte centrale chiamata **nucleo** attorno al quale ruotano gli **elettroni (e⁻)**.

All'interno del nucleo si trovano i nucleoni: **protoni (p⁺)** e **neutroni (n)**.

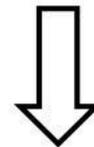
L'atomo è **complessivamente neutro** perché contiene il medesimo numero di protoni e elettroni.

Atomic Structure



Particella	Massa (kg)	Carica (C)
Protone (p ⁺)	$1.67252 \cdot 10^{-27}$	$1.602 \cdot 10^{-19}$
Neutrone (n)	$1.67482 \cdot 10^{-27}$	/
Elettrone (e ⁻)	$9.109 \cdot 10^{-31}$	$-1.602 \cdot 10^{-19}$

$$\text{massa}_{\text{nucleone}} / \text{massa}_{e^-} \sim 1840$$



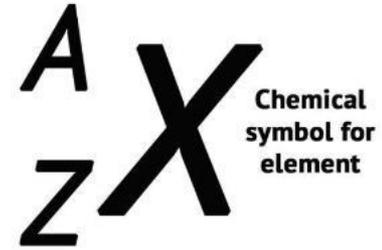
il **nucleo** è **sede della massa** dell'atomo

Numero atomico (Z) e numero di massa (A)

Il **numero atomico (Z)** indica il **numero di protoni** (e quindi di **elettroni**) contenuti in un atomo.

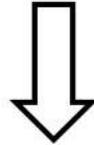
Il **numero di massa (A)** è la somma del **numero di protoni** e di **neutroni** contenuti nel nucleo.

Mass number =
Number of protons +
neutrons in a nucleus



Atomic number =
Number of protons
in a nucleus

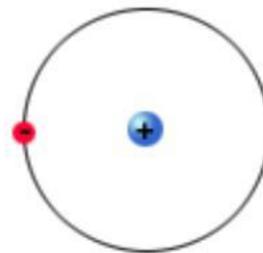
$$A = Z + \text{numero di neutroni}$$



$$\text{numero di neutroni} = A - Z$$

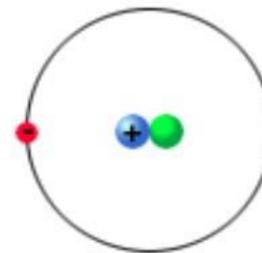
Tutti gli atomi di uno **stesso elemento** hanno lo **stesso numero atomico (Z)**.

Isotopi sono atomi di uno stesso elemento con diverso numero di neutroni. Sono quindi caratterizzati dallo **stesso numero atomico (Z)** ma diverso **numero di massa (A)**.



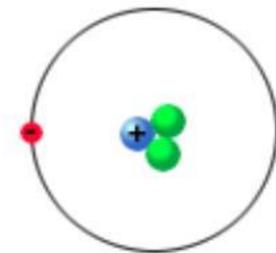
${}^1_1\text{H}$

Idrogeno



${}^2_1\text{H}$

Deuterio



${}^3_1\text{H}$

Trizio

Massa di una miscela isotopica:

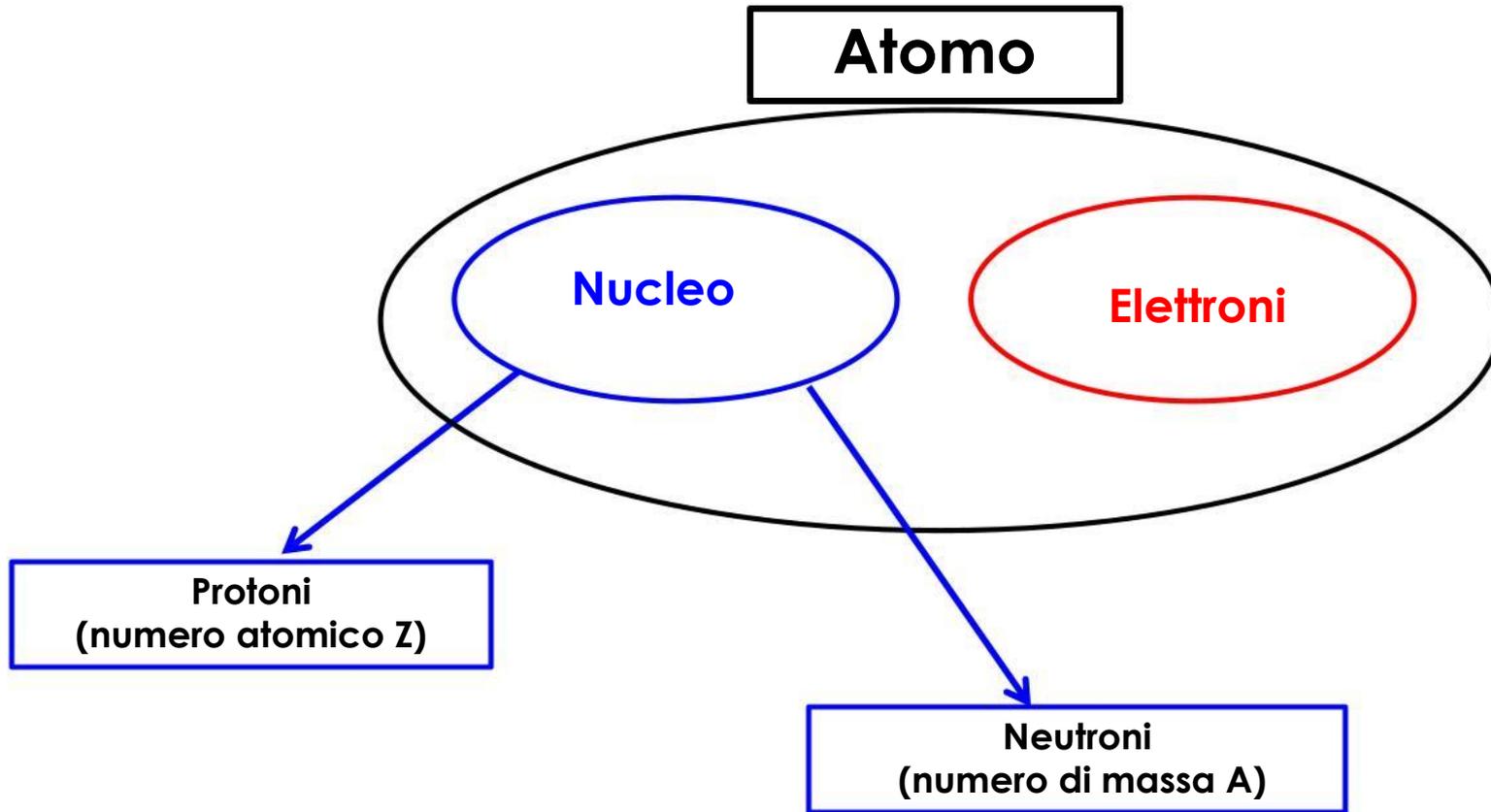
$$\sum_i x_i m_i$$

In cui:

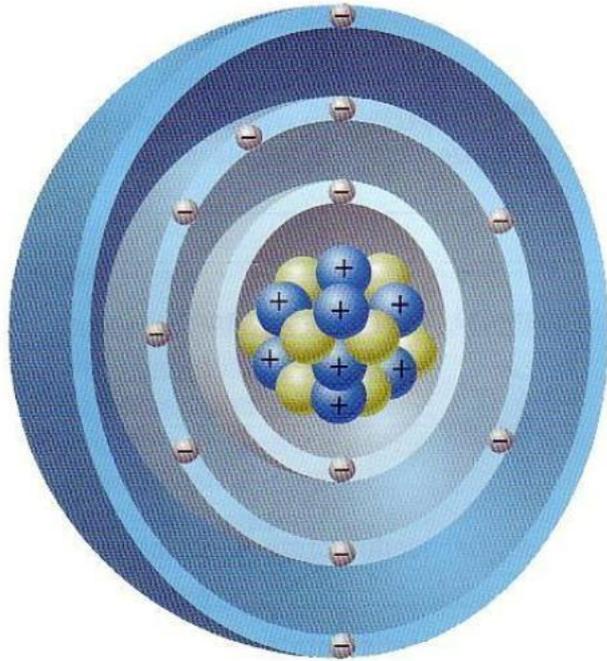
x_i : abbondanza dell'isotopo;
 m_i : massa dell'isotopo.

Unità di massa atomica (u.m.a.): 1/12 massa dell'isotopo 12 del carbonio =
 $1.66043 \cdot 10^{-24}$ g

Riassunto



Disposizione degli elettroni nell'atomo- Modello atomico a gusci



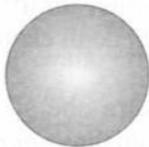
Orbitale atomico: regione di spazio intorno al nucleo in cui si ha il 95% di probabilità di trovare un elettrone.

Numeri quantici

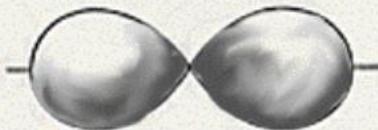
Numero quantico	Valore	Significato
Numero quantico principale (n):	0 \rightarrow ∞	indica l'energia dell'orbitale
Numero quantico secondario (l):	0 \rightarrow n-1	indica sottolivello e forma dell'orbitale

A ciascun valore di l viene associata una lettera:

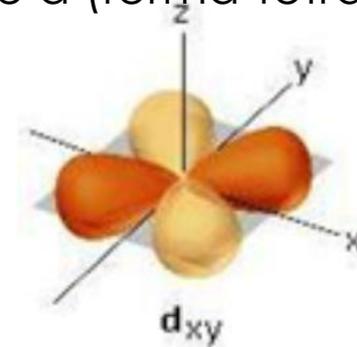
$l = 0$ orbitale s (forma sferica)



$l = 1$ orbitale p (forma bilobata)



$l = 2$ orbitale d (forma tetraobata)



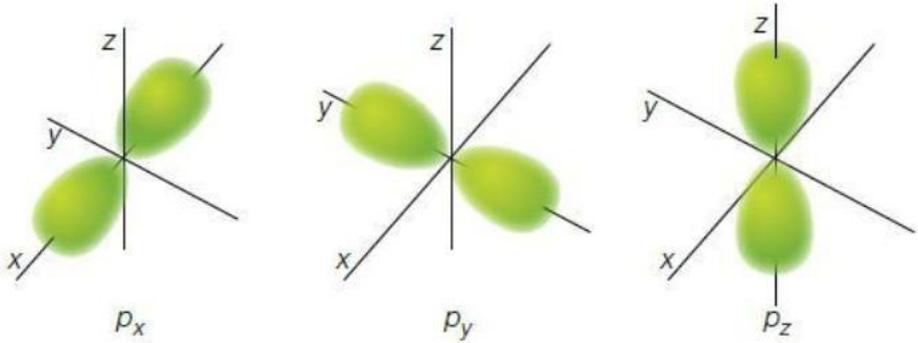
Numeri quantici

Numero quantico	Valore	Significato
Numero quantico magnetico (m_L):	$-l \rightarrow +l$	indica l'orientamento dell'orbitale

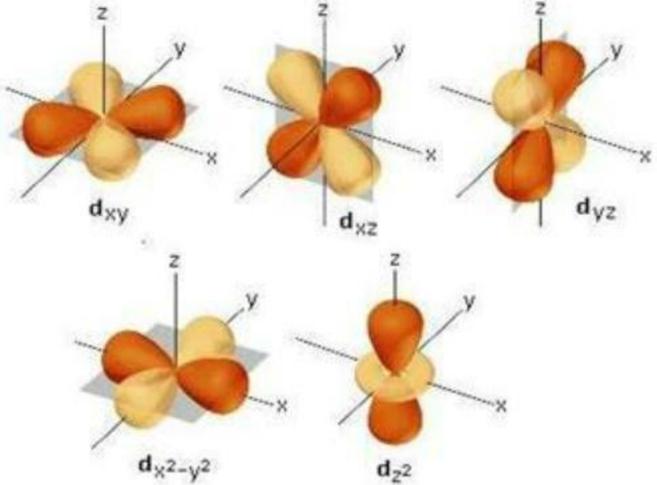
$l=0$ orbitale s $m_L = 0$



$l=1$ orbitale p $m_L = -1, 0, +1$



$l=2$ orbitale d
 $m_L = -2, -1, 0, +1, +2$



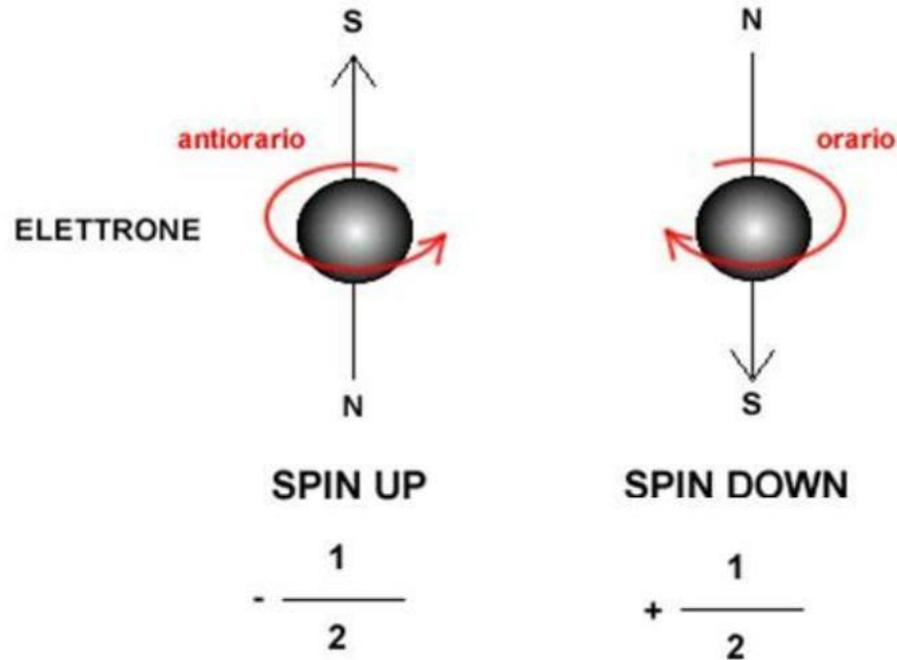
Numeri quantici

Un livello energetico contiene n^2 orbitali:

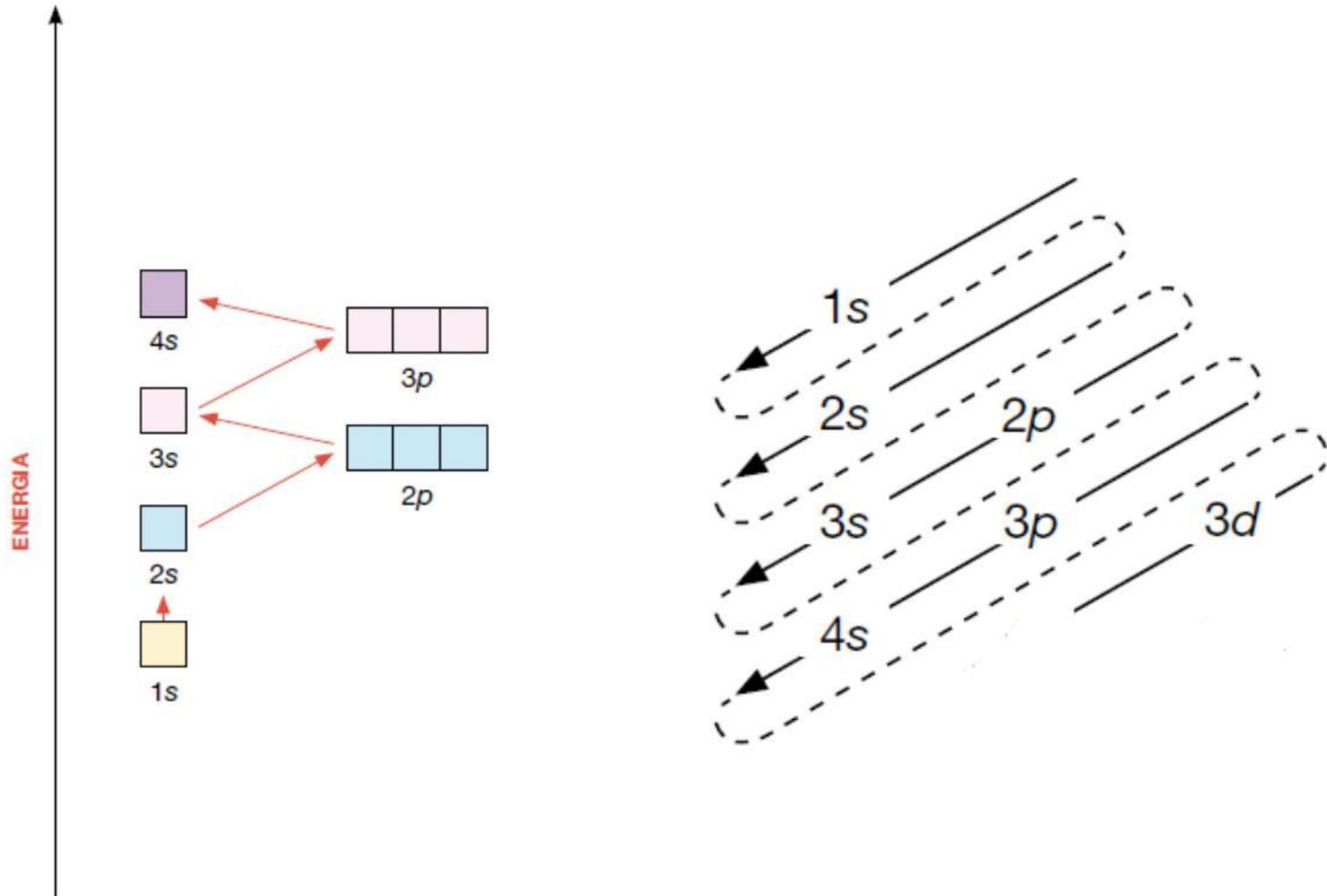
LIVELLO (N)	SOTTOLIVELLO (L)	TIPO DI ORBITALI	NUMERO DI ORBITALI
1	0	1S	1
2	0 1	2S 2P	1 3
3	0 1 2	3S 3P 3D	1 3 5

Numeri quantici

Numero quantico	Valore	Significato
Numero quantico di spin (m_s):	+1/2 e -1/2	Indica il senso di rotazione dell'elettrone su se' stesso



Energia degli orbitali atomici



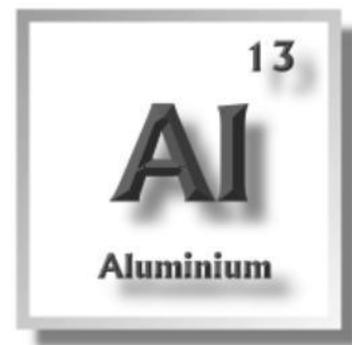
Configurazione elettronica

Configurazione elettronica: distribuzione degli elettroni di un atomo all'interno degli orbitali dei diversi livelli energetici.

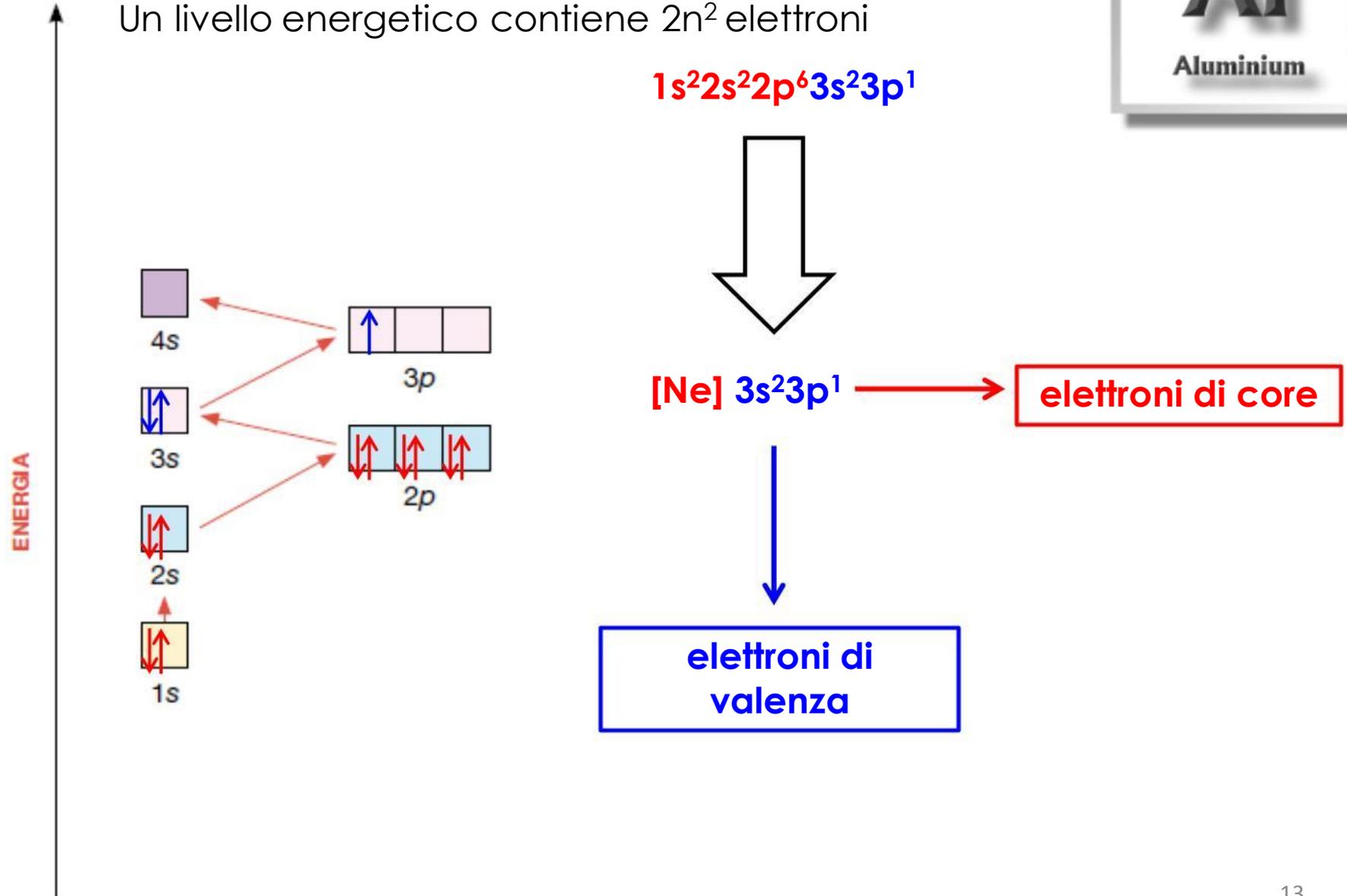
Le **regole di riempimento** degli orbitali sono:

- ✓ **principio di minima energia:** vengono occupati prima gli orbitali a minore energia;
- ✓ **principio di esclusione di Pauli:** un orbitale può contenere al massimo due elettroni con spin antiparallelo;
- ✓ **regola di Hund o massima molteplicità:** a parità d'energia gli elettroni occupano il numero massimo d'orbitali disponendosi a spin parallelo.

Configurazione elettronica

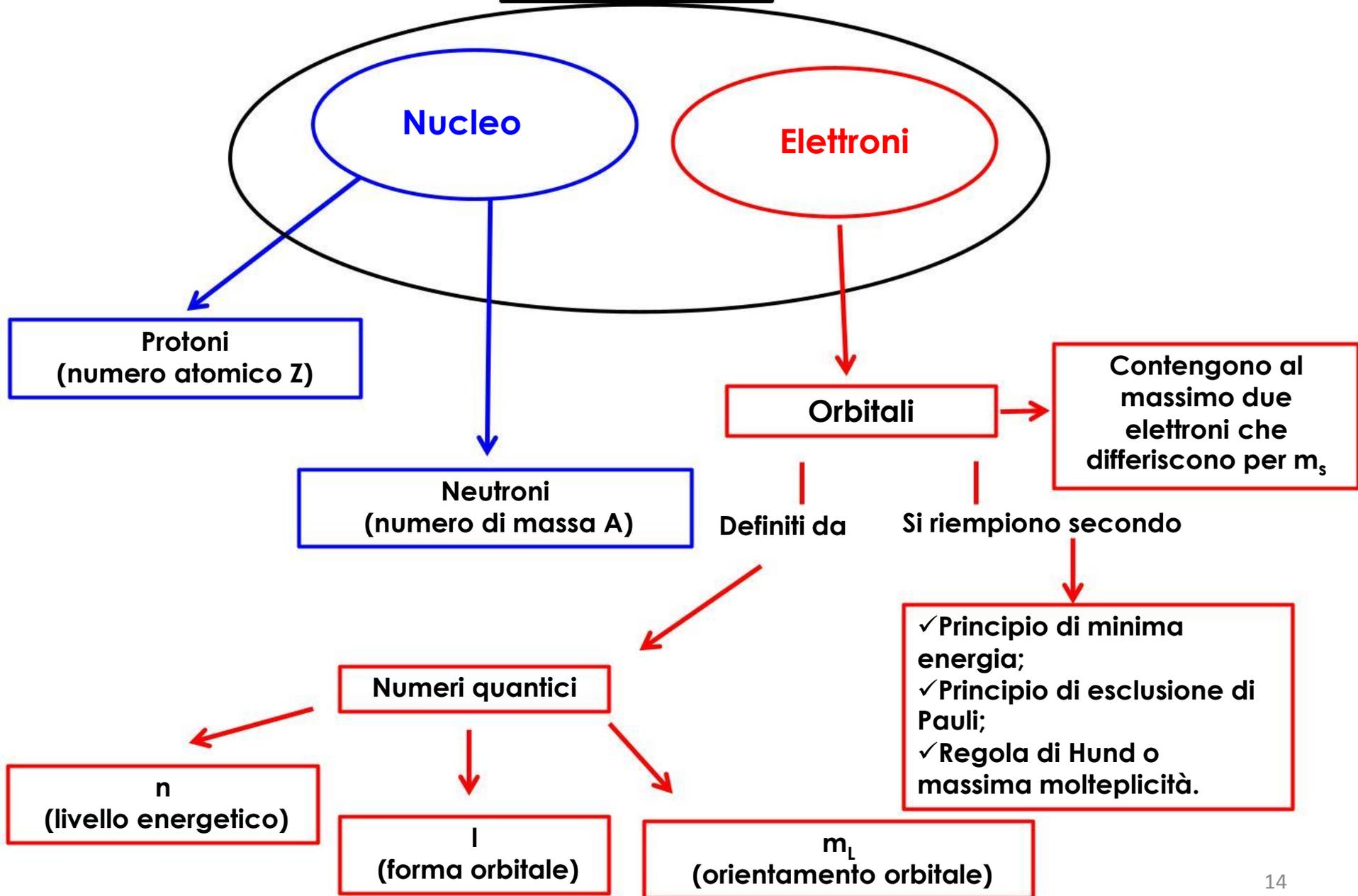


Un livello energetico contiene $2n^2$ elettroni

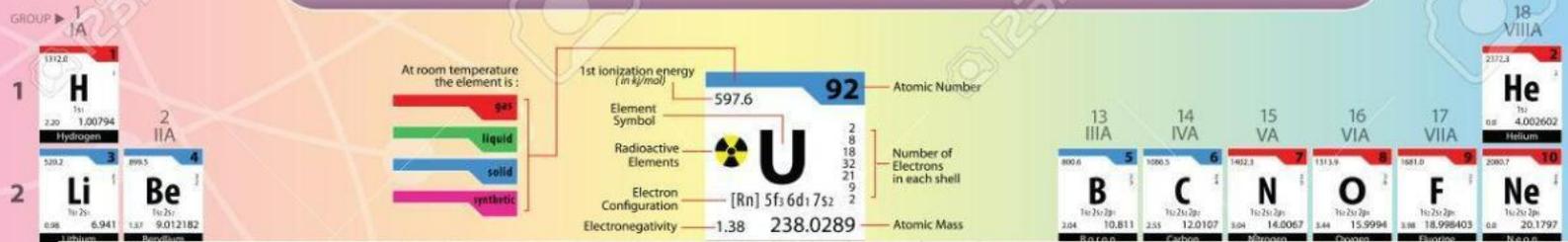


Riassunto

Atomo



PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS



nome → IDROGENO

numero atomico → 1

simbolo → H

peso atomico (u) → 1,008

numeri di ossidazione → -1 +1

temperatura di fusione (°C) → -259

temperatura di ebollizione (°C) → -253

energia di ionizzazione (kJ/mol) → 1312

elettronegatività (secondo Pauling) → 2,1



- NOTES:**
- Some electron configurations are based on theoretical arrangements.
 - For elements with no stable isotopes, the mass number of the isotope with the longest half-life is in parentheses.
 - As of yet, some elements have no official name.
 - 1 kJ/mol ≈ 96.485 eV

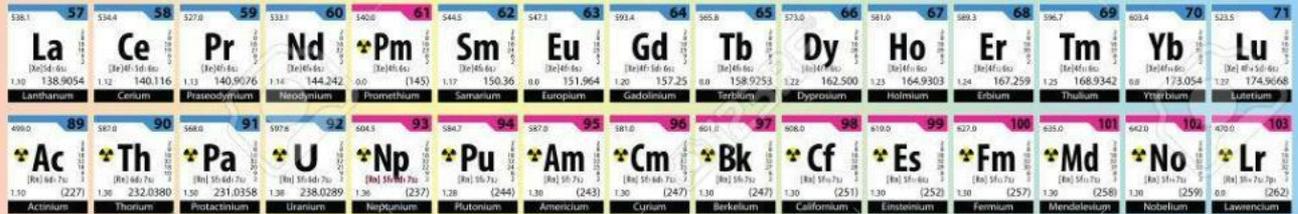


Tavola periodica degli elementi

La tavola periodica degli elementi è stata introdotta da Mendeleev nel 1869 per cercare di ordinare gli elementi chimici.

E' divisa in:

- **7 righe** chiamate **periodi**;
- **18 colonne** chiamate **gruppi**. I gruppi possono essere indicati o da un numero che va da 1 a 18 (numerazione IUPAC) o da un numero romano (da I a VIII) accompagnato dalle lettere A o B.

La tavola periodica è divisa in **blocchi** che prendono il nome dall'ultimo sottolivello occupato:

- **blocco s** → metalli alcalini e alcalino terrosi;
- **blocco p** → alogeni, calcogeni, gas nobili;
- **blocco d** → metalli di transizione;
- **blocco f** → lantanidi e attinidi.

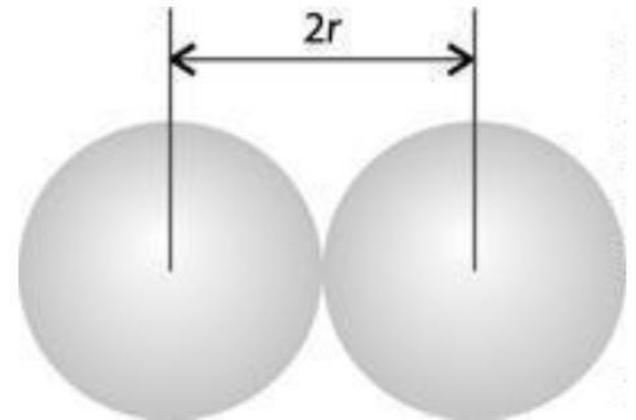
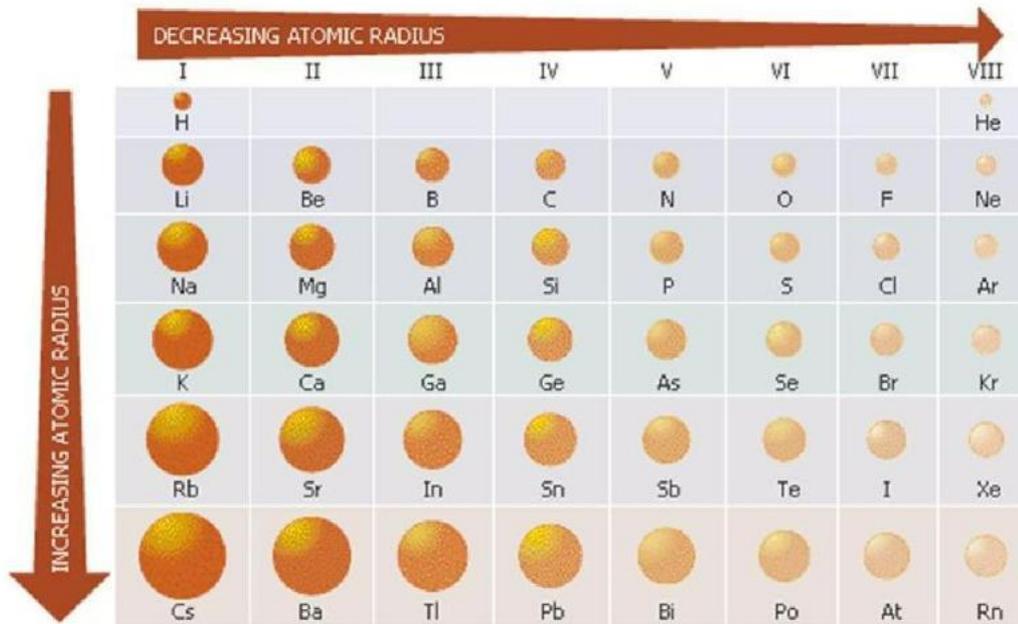
La linea di demarcazione divide i metalli dai non metalli.

N.B. H è un non metallo.

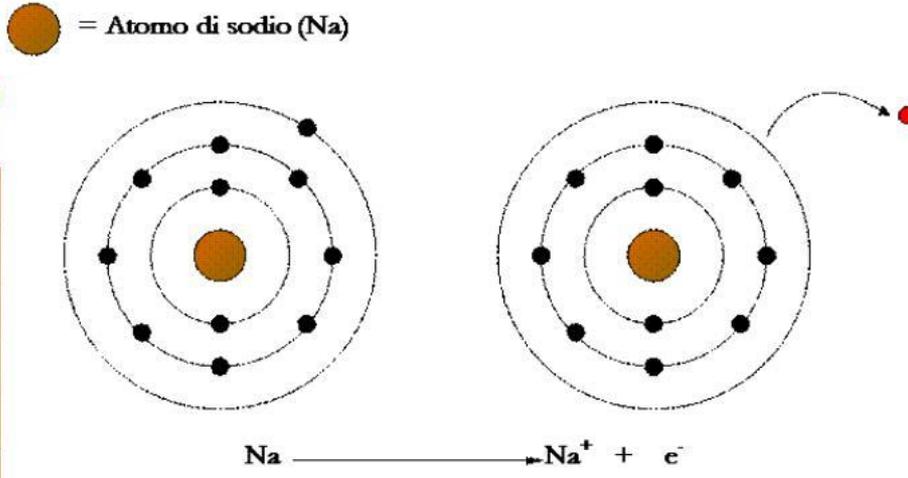
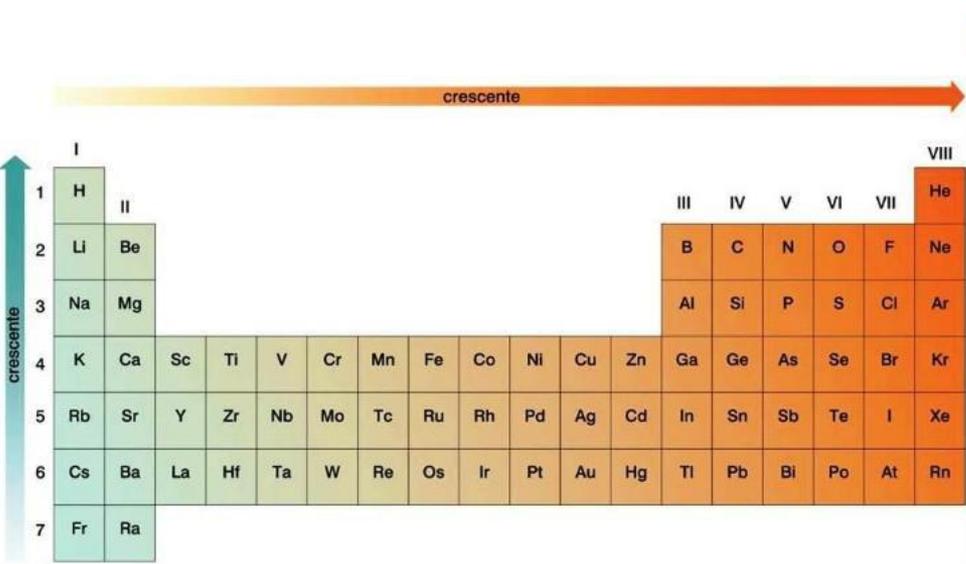
Proprietà periodiche

Le **proprietà periodiche** sono proprietà che variano lungo la tabella:

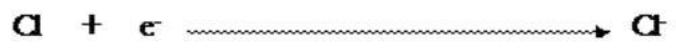
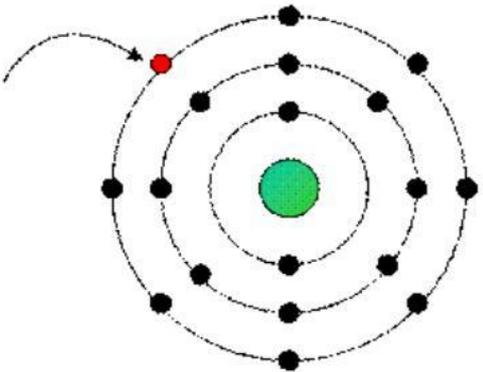
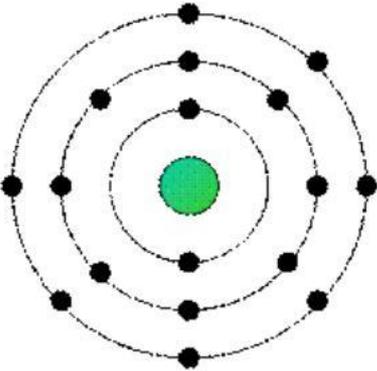
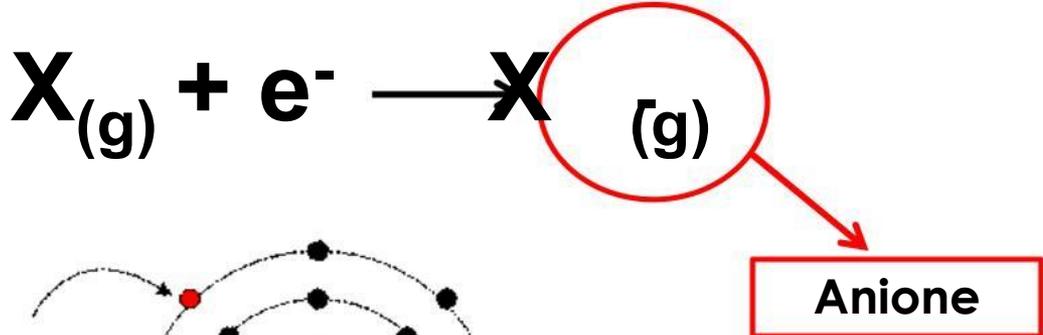
1) **raggio atomico**: metà della distanza minima di separazione di due nuclei di atomi uguali vicini tra loro;



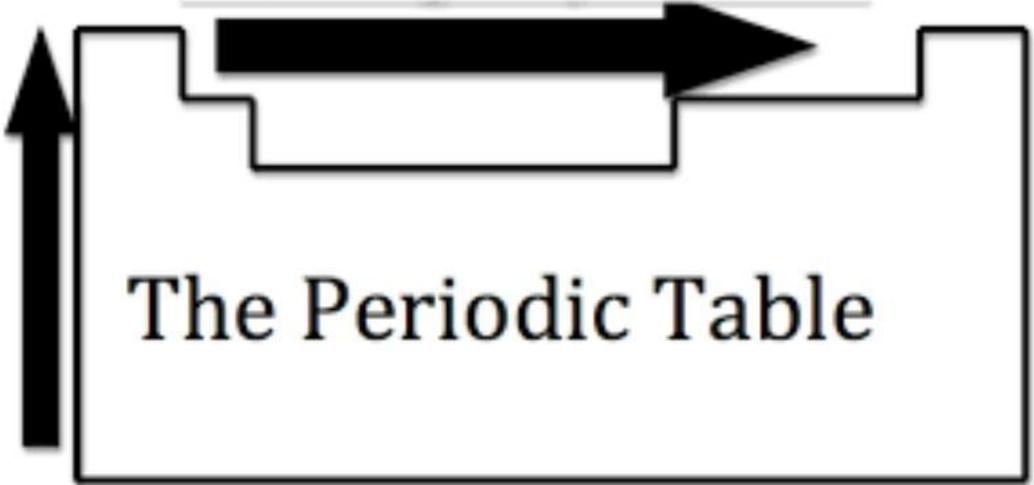
2) **energia di ionizzazione (I)**: energia necessaria per strappare un elettrone da un atomo allo stato gassoso. Si misura in eV o J mol⁻¹;



3) **affinità elettronica (E_{ea})**: energia rilasciata quando un atomo allo stato gassoso acquista un elettrone. Si misura in KJ mol^{-1} ;

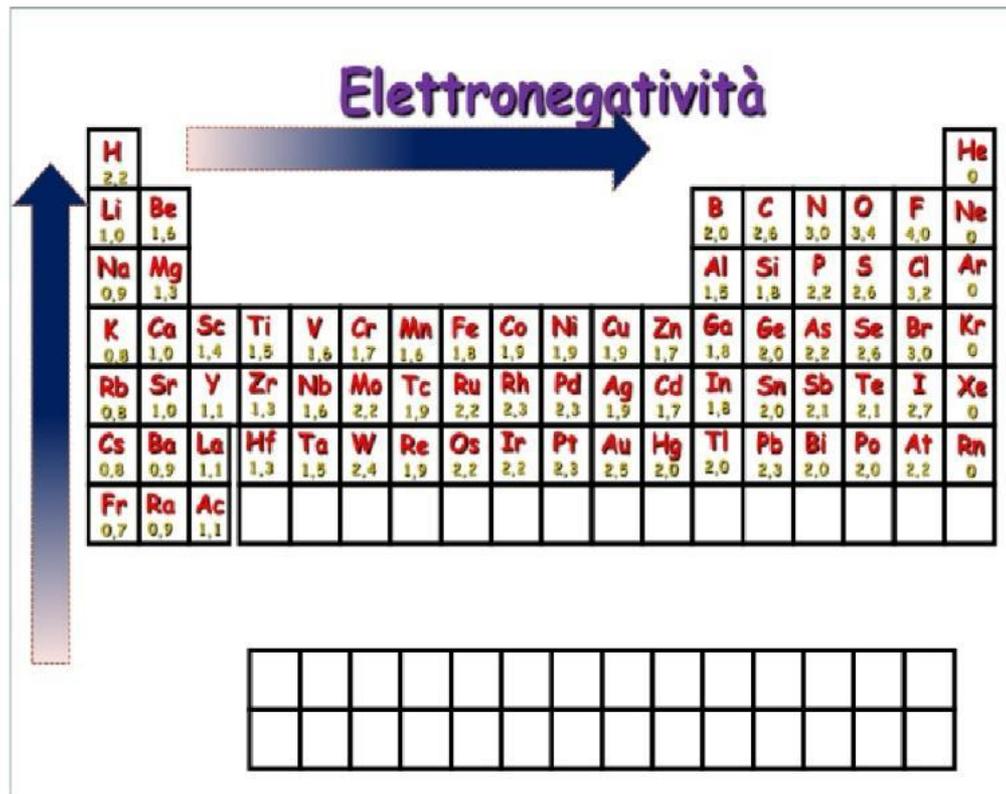


Electron Affinity decreases
(becomes more negative)



The Periodic Table

4) **elettronegatività** : capacità di un atomo di attrarre a sé gli elettroni impegnati in un legame chimico (elettroni di legame)



I LEGAMI CHIMICI

“Il legame chimico è un fenomeno altamente complesso che elude ogni tentativo di semplice descrizione”

W. Kutzelnigg – 1984

Prof.ssa Maria Antonia Sartirana

Legami Chimici: forze che legano gli atomi nelle **molecole** e gli ioni nei **composti ionici**. Quando si crea un legame chimico viene **modificata** la **configurazione elettronica esterna** degli atomi coinvolti in quanto vengono **scambiati** o **condivisi** gli **elettroni di valenza**.

I **legami chimici** si formano per due principali motivi:

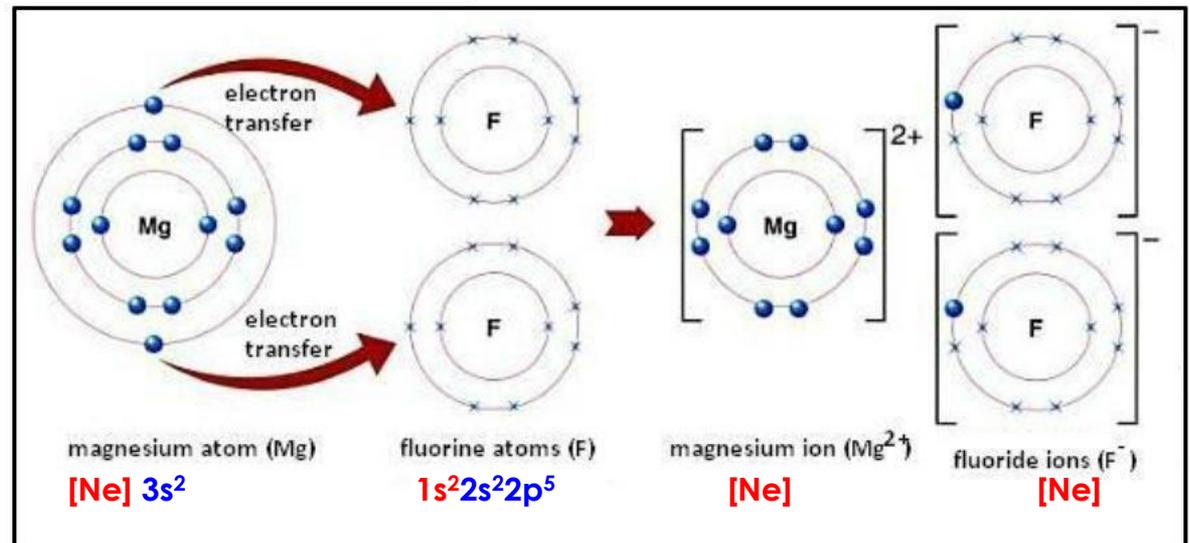
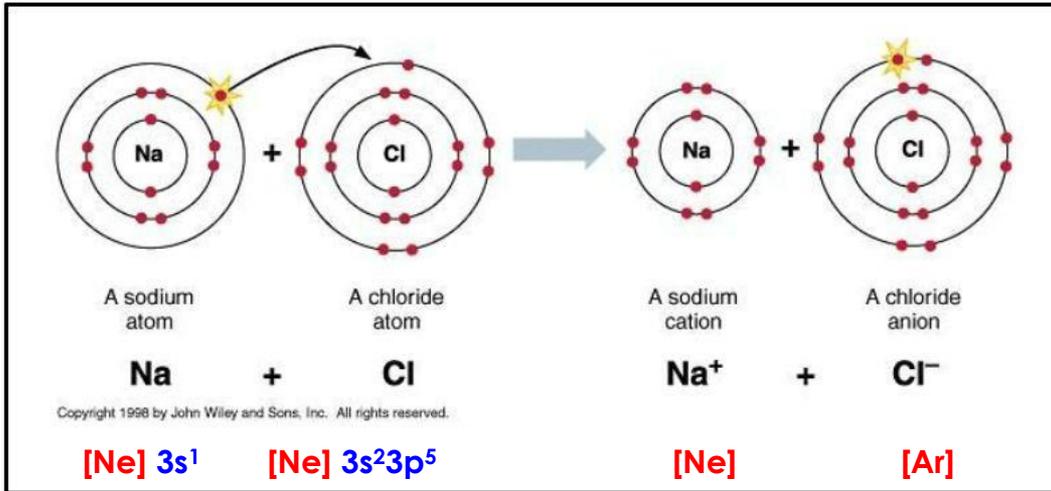
✓ gli **atomi** risultano **più ordinati**;

✓ gli atomi acquistano **maggiore stabilità**. Dal punto di vista di un atomo acquisire maggiore stabilità significa raggiungere una **configurazione elettronica stabile**.

La configurazione elettronica più stabile è quella dei **gas nobili** che presentano **8 elettroni** (s^2p^6) nel livello più esterno.

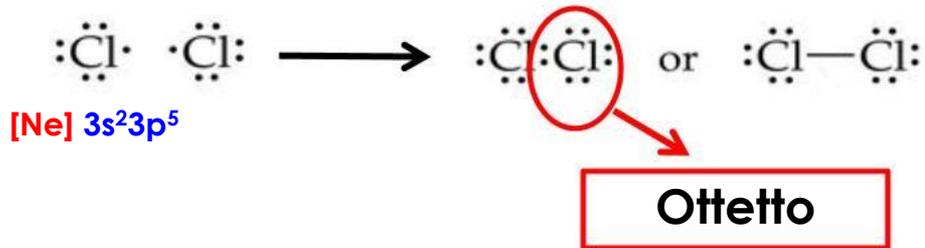
Regola dell'ottetto: gli atomi formano legami in modo da raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile più vicino nella tavola periodica.

Il **legame ionico** si forma tra un metallo e un non metallo (tra elementi con elevata differenza di elettronegatività, >1.7). Si tratta di un'attrazione elettrostatica tra due ioni di carica opposta e si forma quando un atomo cede uno o più elettroni ad un altro. L'atomo che perde elettroni diventa un catione quello che li acquista un'anione.



Il **legame covalente** si forma tra due non metalli quando mettono in compartecipazione 1 o più elettroni.

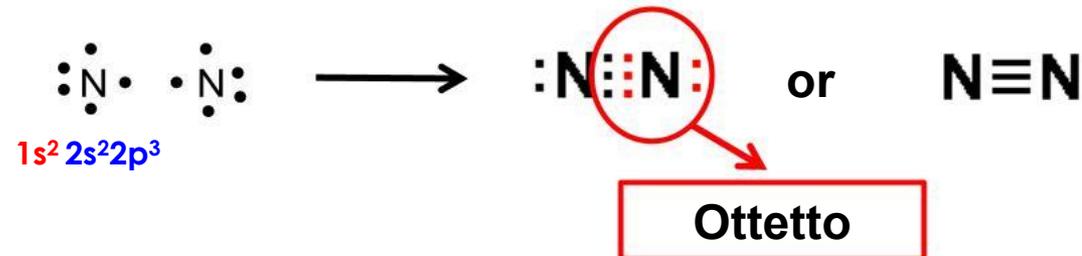
✓ legame covalente **singolo**:



✓ legame covalente **doppio**:

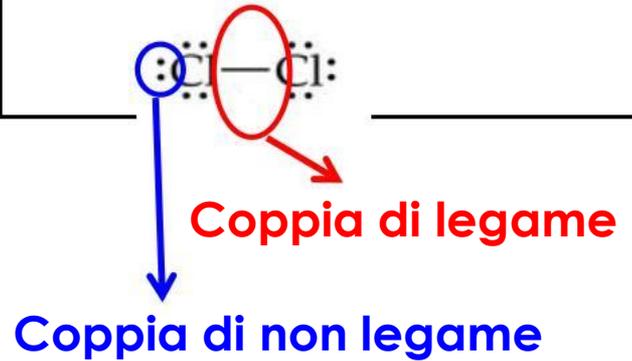


✓ legame covalente **triplo**:



Legenda:

- elettrone;
- or — coppia di elettroni;

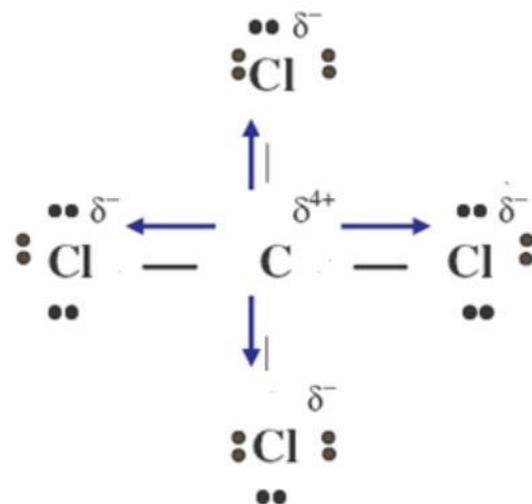
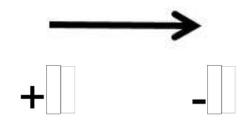
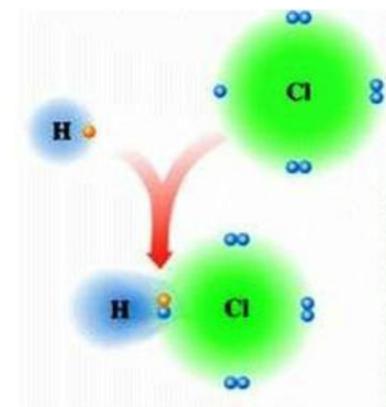
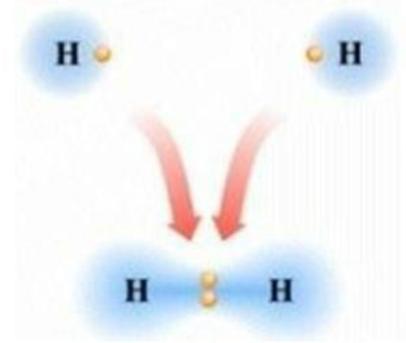


Il **legame covalente** può essere:

✓ **puro o apolare**: si forma tra due atomi uguali (con uguale elettronegatività). Gli elettroni di legame sono equidistanti dai due nuclei;

✓ **polare**: si forma tra atomi con diversa elettronegatività (differenza tra 0.5 e 1.7). Gli elettroni di legame sono più spostati verso l'atomo più elettronegativo che acquista una parziale carica negativa (δ^-), mentre l'altro acquista una parziale carica positiva (δ^+). Si forma quindi un dipolo che è rappresentato da un vettore che va dal polo positivo a quello negativo.

N.B. Ci sono molecole che contengono dipoli ma non sono polari

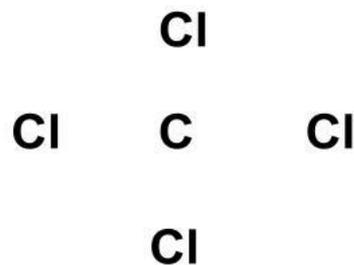


Geometria delle molecole- Teoria VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion)

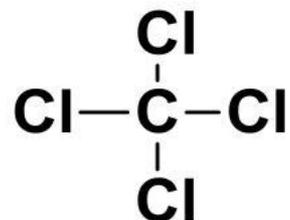
1) Si sommano gli elettroni di valenza degli atomi presenti nella molecole;

$$4 (C) + (7 \cdot 4) (Cl) = 32$$

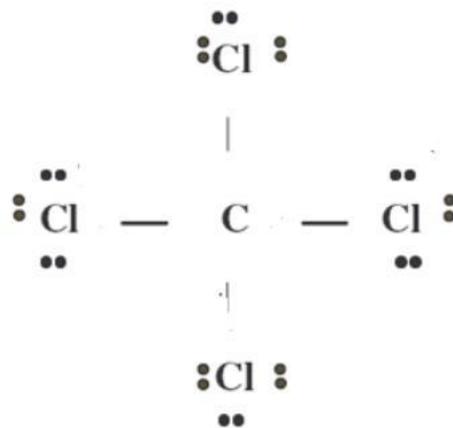
2) si distribuiscono gli atomi casualmente mettendo come atomo centrale quello che è legato al maggior numero di atomi. In presenza di un atomo di carbonio sarà quello centrale;



3) si distribuiscono gli elettroni di valenza in modo da unire tutti gli atomi;



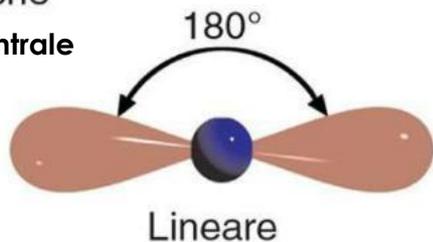
4) gli elettroni che avanzano vengono disposti intorno agli atomi periferici in modo che raggiungano l'ottetto;



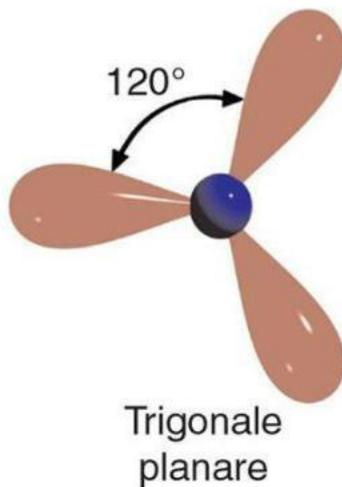
5) si stabilisce la geometria della molecola sulla base della seguente tabella:

Numero
coppie
elettroniche
sull'atomo centrale

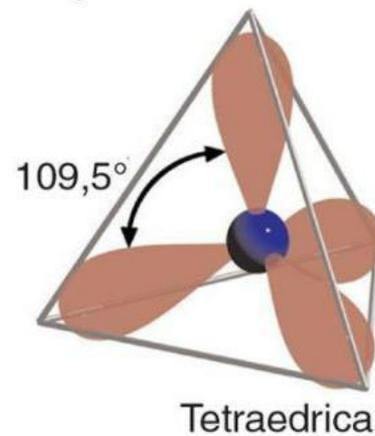
2



3

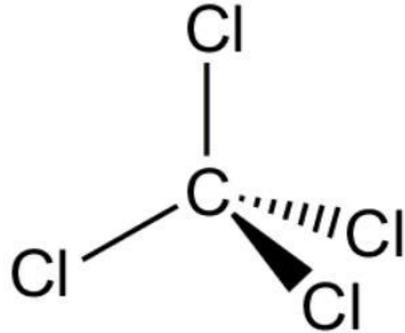


4



Le coppie di legame e di non legame vengono disposte in modo che si respingano il meno possibile.

6) il carbonio ha quattro coppie elettroniche quindi la molecola ha geometria tetraedrica:



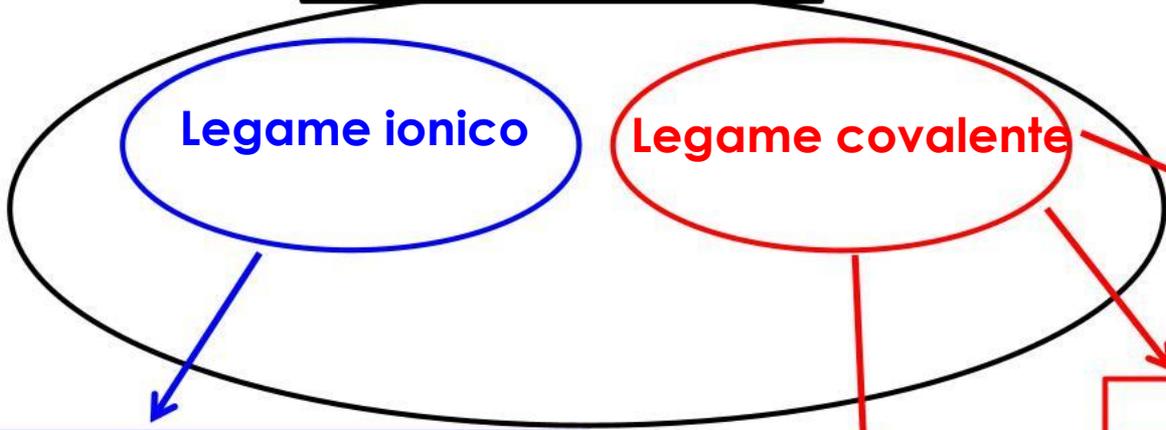
Le coppie di non legame spesso non vengono disegnate.

Riassunto

Legami Chimici



Regola dell'ottetto

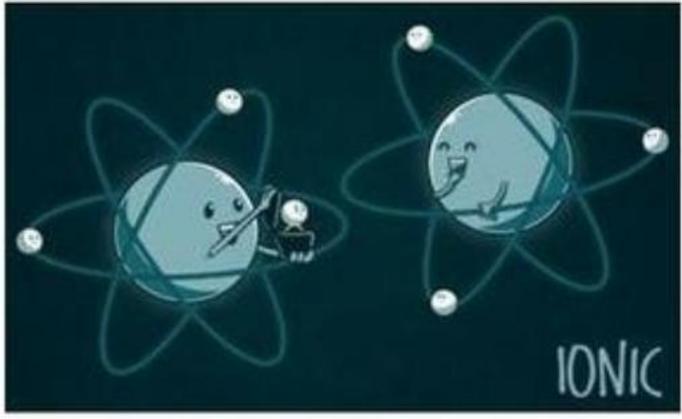
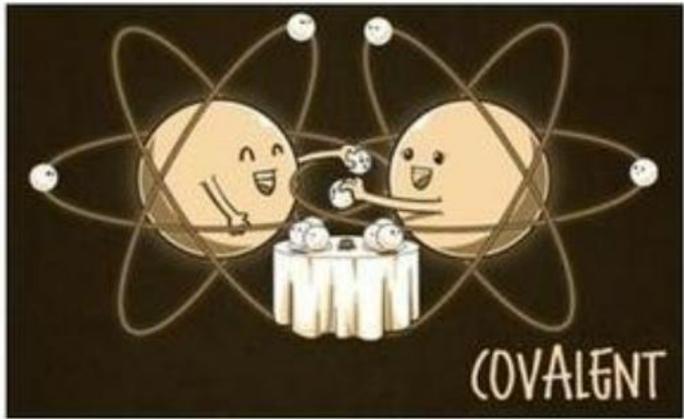


Si forma tra metallo e non metallo
(differenza d'elettronegatività è $>$ di 1.7)

Polare

Puro

Si forma tra non metalli



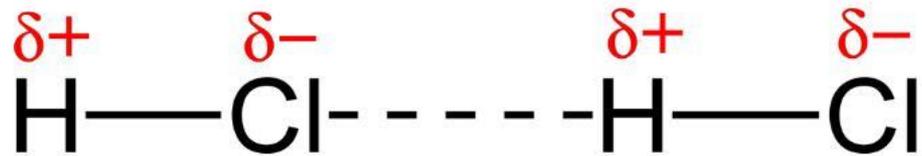
Interazioni intermolecolari

Prof.ssa Maria Antonia Sartirana

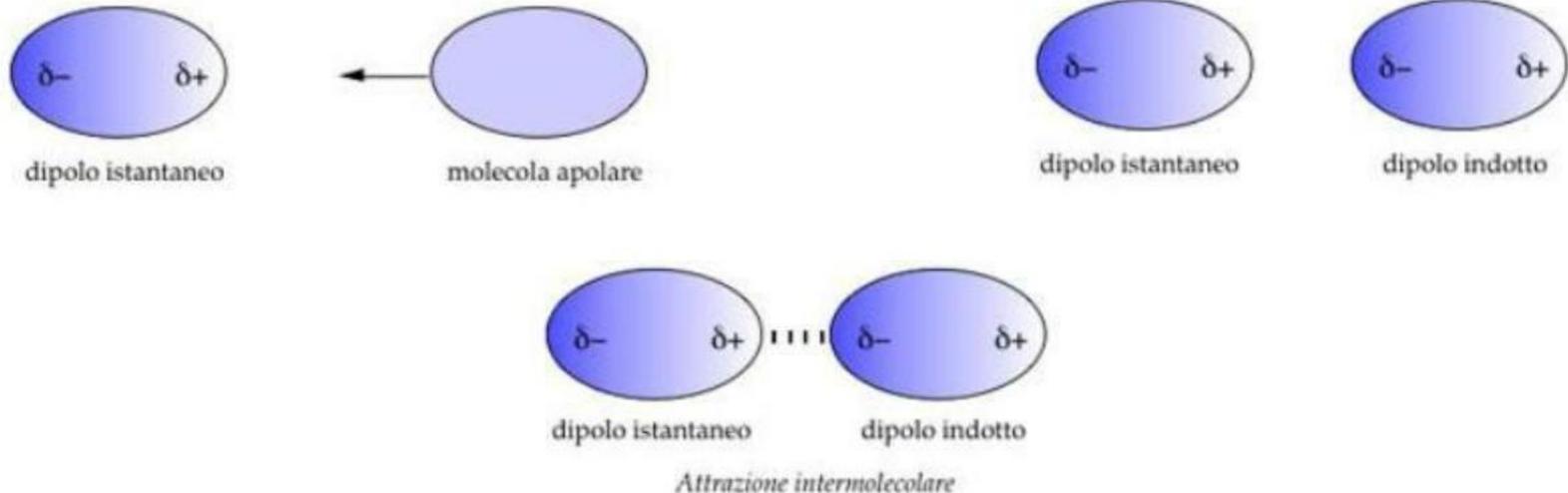
Le **interazioni intermolecolari** sono **deboli interazioni** di **natura elettrostatica** che agiscono tra **molecole** o tra **molecole** e **ioni**.

Si dividono in:

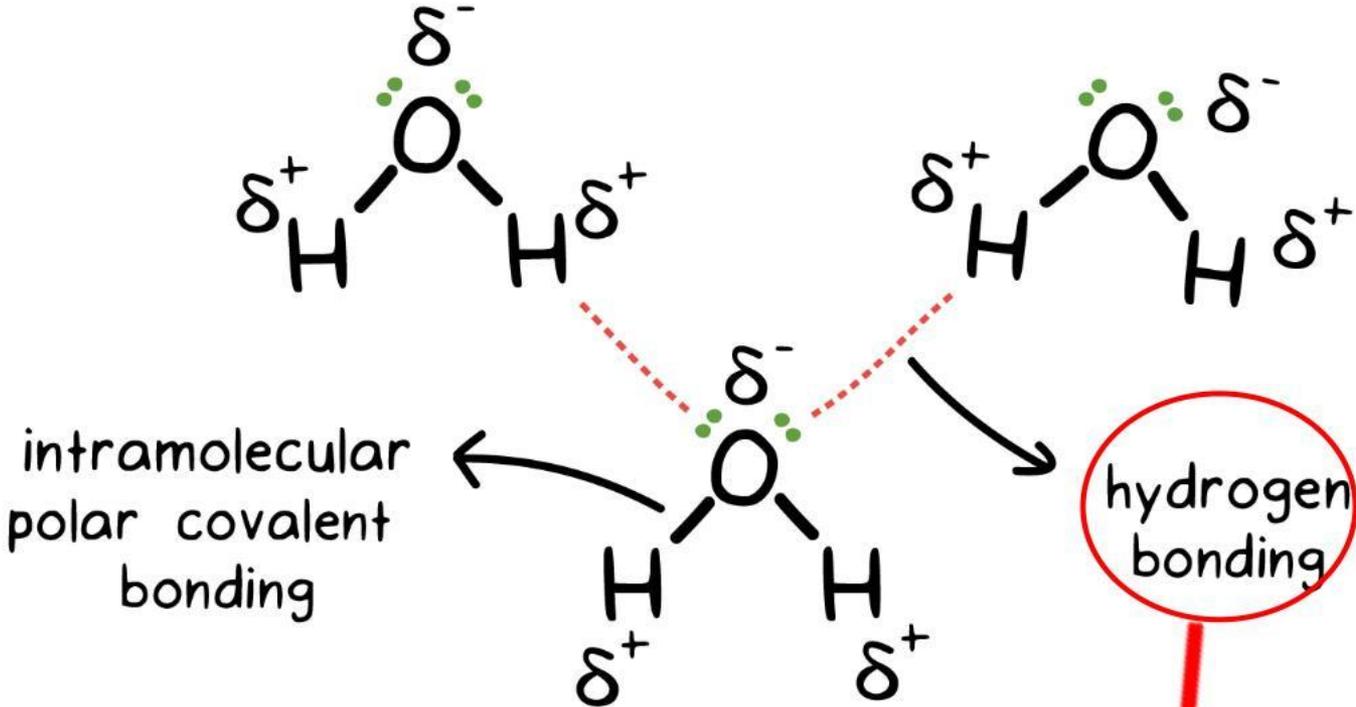
- ✓ interazioni **dipolo-dipolo**: forze attrattive che agiscono tra molecole polari;



- ✓ interazioni **dipolo indotto-dipolo istantaneo**;



✓ **legame a idrogeno:** attrazione che si esercita tra un atomo d'idrogeno legato covalente ad un atomo di N, O, F e un atomo di N, O, F di un'altra molecola.



Punto d'ebollizione dell'acqua è maggiore rispetto a quello di altre sostanze con peso molecolare simile