

CORSO BASI FISICHE E CHIMICHE (ord. did. 270)

MODULO DI CHIMICA E PROP. BIOCHIMICA

Lorenzo D'Addio

Roberta Rauco

Gianni Carbone

Giorgio Giardina

INSEGNAMENTO	SEMESTRE	CFU
1035041 - BASI FISICHE E CHIMICHE ^	Primo semestre	7
FISICA APPLICATA	Primo semestre	2
MISURE ELETTRICHE ED ELETTRONICHE	Primo semestre	1
STATISTICA MEDICA	Primo semestre	2
CHIMICA E PROPEDEUTICA BIOCHIMICA	Primo semestre	2
1036213 - BASI MORFOLOGICHE E FUNZIONALI DEL CORPO UMANO v	Primo semestre	6
1035043 - BASI CELLULARI E MOLECOLARI DELLA VITA v	Primo semestre	7

COORDINATORE CORSO INTEGRATO : Giorgio Giardina

RICEVIMENTO

Quando: mercoledì 8:00-8:45 (durante il corso) oppure su appuntamento da concordare via mail: giorgio.giardina@uniroma1.it

Dove: Aula A Forlanini (durante il corso) oppure Dip. Scienze Biochimiche - La Sapienza Ed. CU027– Stanza T2 - Tel 0649910713

CORSO BASI FISICHE E CHIMICHE (ord. did. 270)

MODULO DI CHIMICA E PROP. BIOCHIMICA

TESTO CONSIGLIATO

Materiale didattico ed esercizi presenti sulla piattaforma elearning2 (Sapienza)

- Qualsiasi Manuale del Liceo
- (facoltativo) Samaja M., Paroni R. - Chimica e Biochimica (PICCIN) nuova edizione (2017)

iscriversi al corso su E-LEARNING
Comunicazioni
Materiale didattico

<https://elearning.uniroma1.it/course/view.php?id=1261>

ESAME

Esercitazioni a casa ed in classe propedeutiche all'esonero



ESONERO SCRITTO (>18 vale come voto del modulo)



ESAME ORALE (per <18 all'esonero o per chi vuole alzare il voto)

CORSO BASI FISICHE E CHIMICHE (ord. did. 270)

MODULO DI CHIMICA E PROP. BIOCHIMICA

PROGRAMMA

Chimica

- L'atomo e le molecole: nucleo, elettroni, orbitali, legame chimico.
- L'energia nella chimica: energia di legame, calore e temperatura.
- La tavola periodica: significato dei gruppi e dei periodi.
- Struttura di alcuni composti inorganici di interesse biomedico.
- Stati di aggregazione della materia: gas, liquidi, solidi; interazioni deboli
- Il concetto di mole; il numero di Avogadro.
- Soluzioni; concentrazione e diluizioni; pressione osmotica.
- Le reazioni chimiche. Reazioni di ossido-riduzione;
- Equilibrio chimico in soluzione: elettroliti; autoprotolisi dell'acqua.
- Il pH: acidi/basi forti e deboli; tamponi.
- Chimica organica: struttura del carbonio; idrocarburi; gruppi funzionali; isomeria. Struttura di alcuni composti organici di interesse biomedico.

Propedeutica Biochimica

- Carboidrati; Aminoacidi e Proteine; Lipidi; Nucleotidi.



1.1-Chimica?

Lezione 1

Atomi, Orbitali, Legami, Molecole



CHIMICA: studia la **materia**

- Proprietà
- Struttura
- Trasformazioni (Reazioni)

CHIMICA: studia la **materia**

- **Proprietà**
- Struttura
- Trasformazioni (Reazioni)

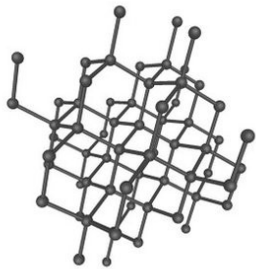


Es. Tutti i metalli hanno proprietà simili

- Elevata conducibilità termica
- Elevata conducibilità elettrica
- Duttilità
- Malleabilità
- Etc..

CHIMICA: studia la materia

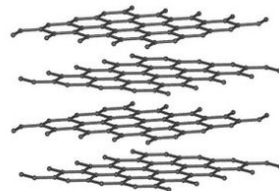
- Proprietà
- **Struttura**
- Trasformazioni (Reazioni)



Diamante



Grafite



Struttura: il modo in cui sono legati i diversi elementi in un composto

Oltre alla composizione chimica anche la **struttura e' responsabile delle proprietà della materia**

La **grafite** e il **diamante** sono composte entrambe di solo carbonio (C), ma hanno proprietà (e prezzo!!) molto diverse

CHIMICA: studia la materia

- Proprietà
- Struttura
- **Trasformazioni (Reazioni)**



Sintesi



Decomposizione



Scambio o Sostituzione



Doppio Scambio o Metatesi

CHIMICA: studia la **materia**

- Proprietà
- Struttura
- Trasformazioni (Reazioni)

MATERIA: ogni cosa che ha massa

BIOCHIMICA: studia la **chimica** degli **organismi viventi**

Di cosa è composta la **materia**?

ELEMENTI: non si possono suddividere in sostanze più semplici (con reazioni chimiche ordinarie)



es. Sodio (Na)

COMPOSTI (MOLECOLE): possono essere scissi in elementi. Hanno composizione e proporzioni definite. Mostrano proprietà diverse dagli elementi costituenti.



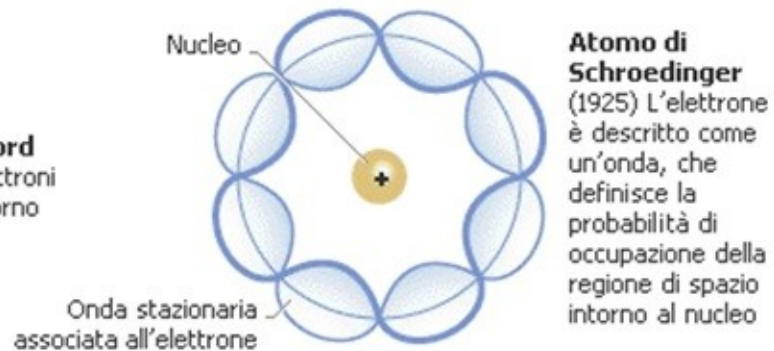
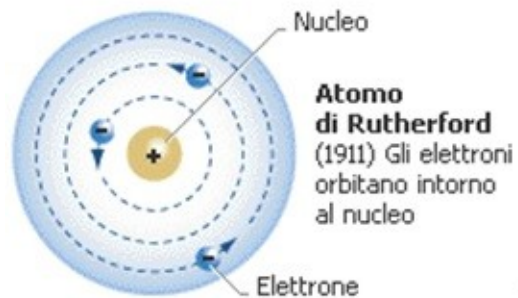
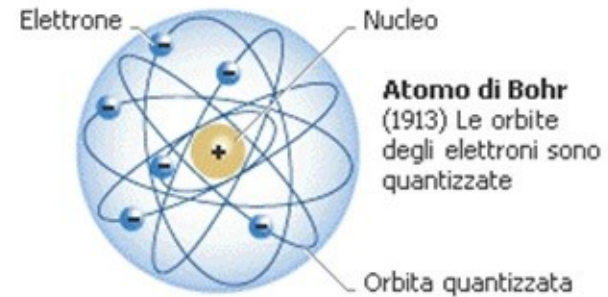
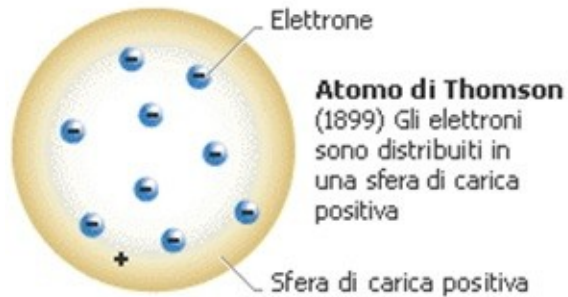
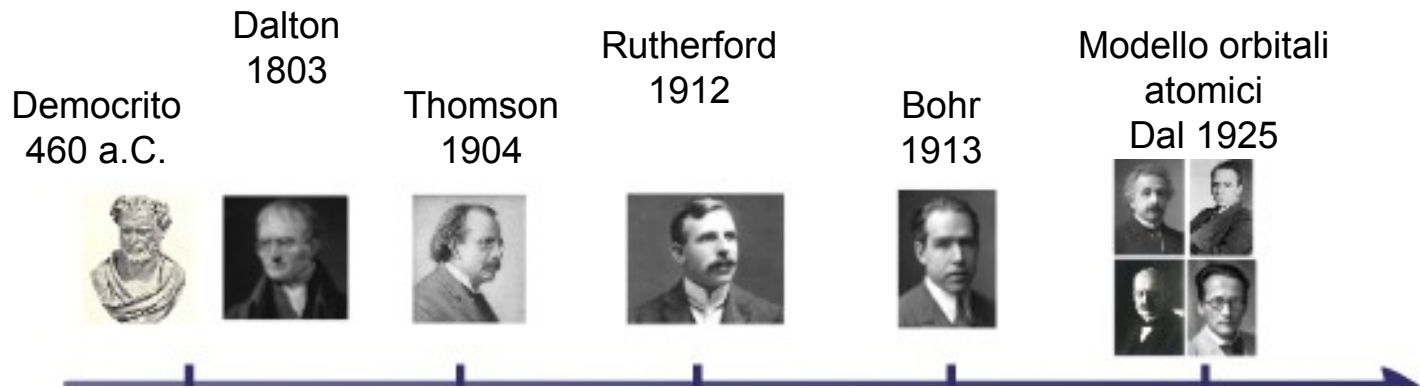
es. Cloruro di Sodio (NaCl)

MISCELE: Non hanno proporzioni definite. Le proprietà dei costituenti si ritrovano inalterate. Possono essere omogenee (soluzioni) o eterogenee (emulsioni e colloidali).



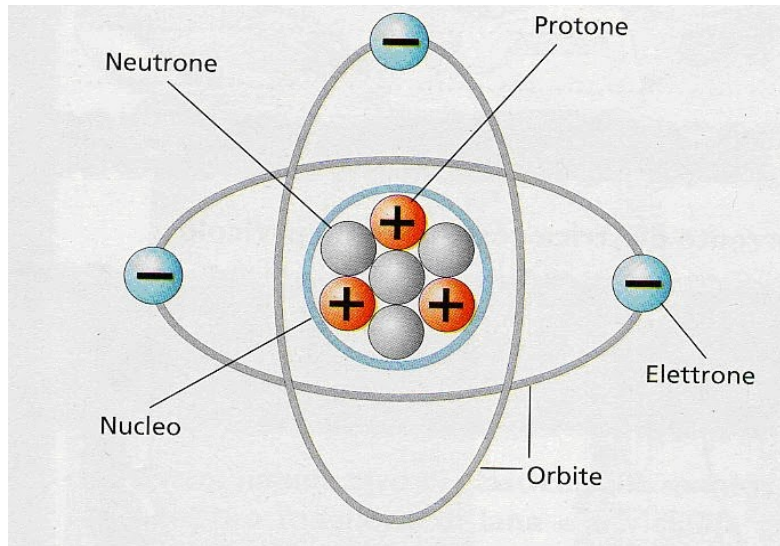
es. plasma

Gli ELEMENTI: STRUTTURA DELL'ATOMO



LA STRUTTURA DELLA MATERIA SI SPIEGA SULLA BASE DELLA TEORIA ATOMICO-MOLECOLARE

(pensando cioè che è formata da atomi e molecole)



Particelle subatomiche

- **protone**
 - massa $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg
 - carica $+1,60 \cdot 10^{-19}$ C
- **neutrone**
 - massa $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg
 - carica 0
- **elettrone**
 - massa $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg
 - carica $-1,60 \cdot 10^{-19}$ C

Il modello atomico di Bhor e' QUANTISTICO: gli elettroni possono occupare **SOLO determinate orbite** con **determinate energie**. Per passare da un orbita all'altra devono assorbire (o cedere) un **PACCHETTO (QUANTO) di energia**

Vedremo poi che le orbite sono meglio definite come **ORBITALI**

Definiamo gli Atomi (elementi chimici)

Numero di Massa o Peso Atomico (A) = massa dei **protoni** + **neutroni** del nucleo (espresso in u.m.a o Dalton)



Simbolo dell'elemento chimico
(le prime 2 lettere del nome latino oppure
prima lettera del nome Inglese; es
Natrium Na, Oxygen O)

Numero Atomico (Z) = Numero dei **protoni** del nucleo

NUMERO ATOMICO (Z)

Tutti gli atomi di uno stesso elemento hanno lo stesso numero di protoni nel nucleo

Esempio: l'idrogeno, H, è l'elemento più semplice con 1 solo protone nel nucleo

Il numero di protoni rappresenta il *numero atomico Z*



Dato che l'atomo è elettricamente neutro:
 $Z = \text{numero atomico} = \text{n. protoni} = \text{n. elettroni}$



Il numero di elettroni di un elemento è responsabile del suo **COMPORAMENTO CHIMICO (reattività)**

NUMERO DI MASSA o PESO ATOMICO (A)

La massa di un atomo corrisponde alla **somma della massa protoni e neutroni del nucleo** (la massa degli elettroni e' trascurabile)

Il numero di massa $A = n. \text{ protoni} + n. \text{ neutroni}$

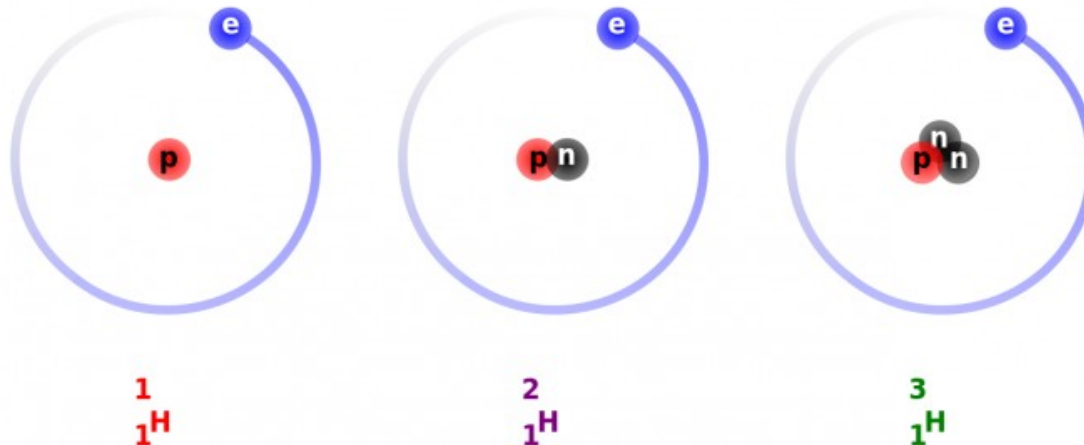
NUMERO DI MASSA o PEO ATOMICO (A)

La massa di un atomo corrisponde alla **somma della massa protoni e neutroni del nucleo** (la massa degli elettroni e' trascurabile)

Il numero di massa $A = n. \text{ protoni} + n. \text{ neutroni}$

Ogni elemento chimico possiede sempre lo stesso numero di protoni ma può avere un **numero diverso di NEUTRONI** nel nucleo.

In questo caso si parla di **ISOTOPI**



ISOTOPI

ISOTOPI: Atomi con lo **stesso numero atomico (Z)** e **diverso numero di massa (A)**

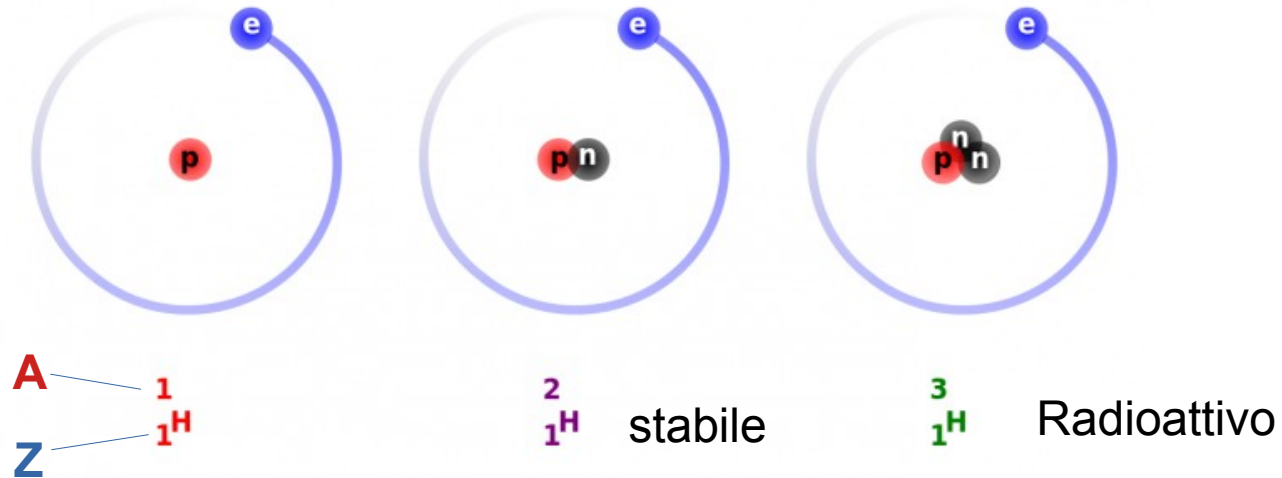
$$\text{n. di Neutroni} = A - Z$$

Non tutti i nuclei sono stabili nel tempo.

I nuclei instabili tendono ad emettere energia (radiazioni/particelle) per arrivare ad un rapporto protoni/neutroni più stabile.

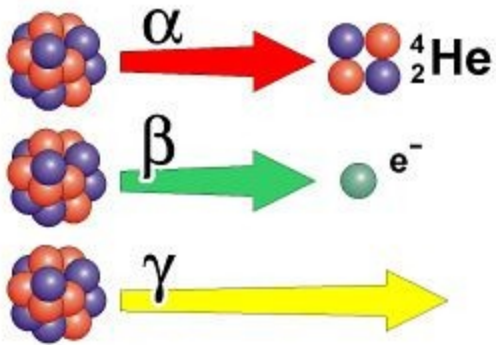
Questo fenomeno è detto **RADIOATTIVITÀ**.

In questo caso si parla di **isotopi Radioattivi**.



DECADIMENTO RADIOATTIVO

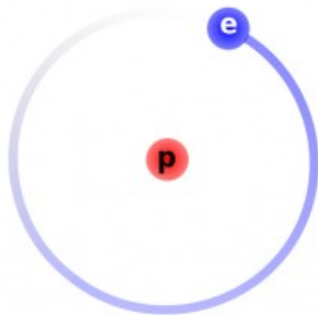
Gli isotopi radioattivi possono emettere **3 tipi di radiazioni**



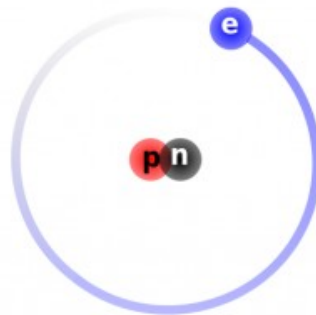
Particelle α = 2 protoni e 2 neutroni = un nucleo di elio

Particelle β = particelle cariche = 1 elettrone o 1 positrone

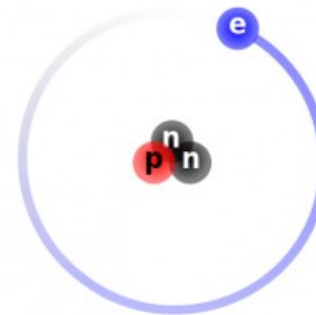
Raggi gamma = Fotoni = radiazione elettromagnetica



A — 1
 Z — 1¹H



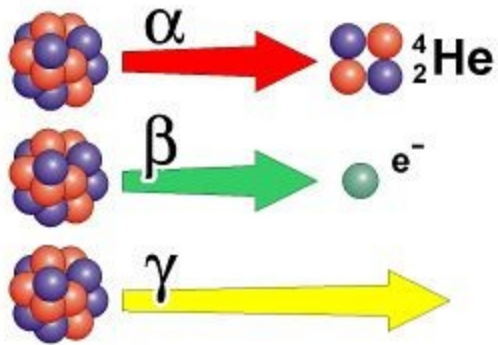
2
 1 ¹H stabile



3
 1 ¹H Radioattivo

DECADIMENTO RADIOATTIVO

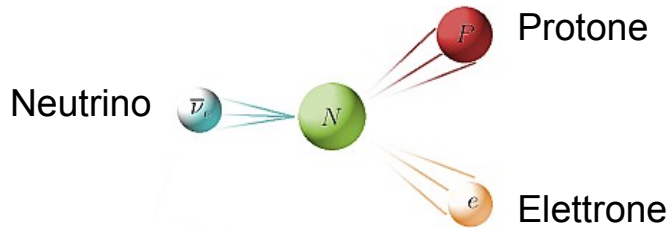
Gli isotopi radioattivi (**radioisotopi**) possono emettere **3 tipi di radiazioni**



Particelle α = 2 protoni e 2 neutroni = un nucleo di elio

Particelle β = particelle cariche = 1 elettrone o 1 positrone

Raggi gamma = Fotoni = radiazione elettromagnetica



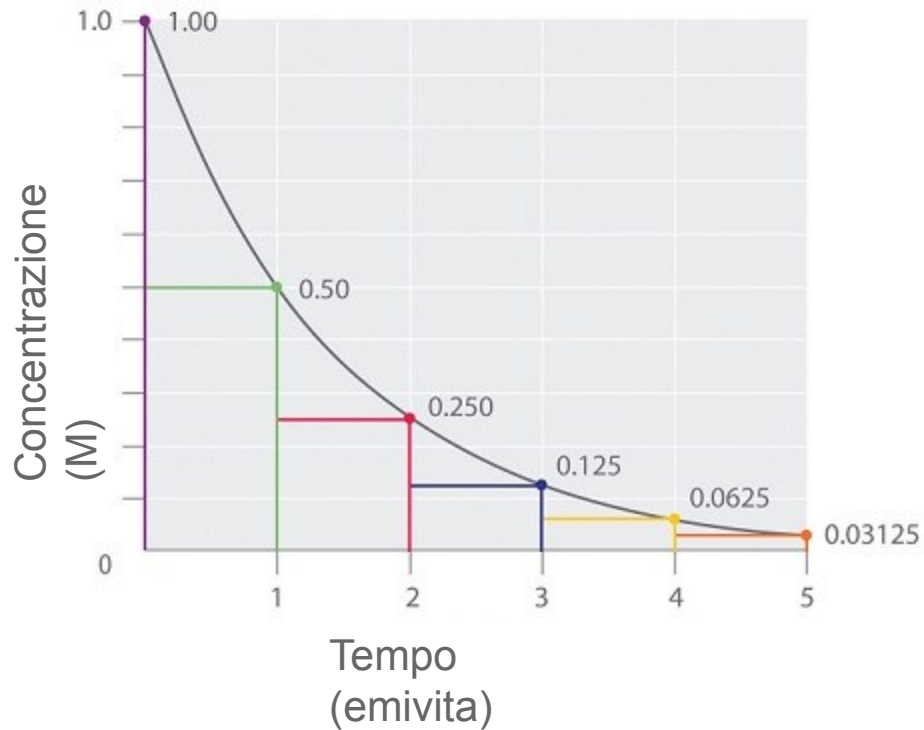
Decadimento β



Es. il Trizio (H-3) decade in He-3

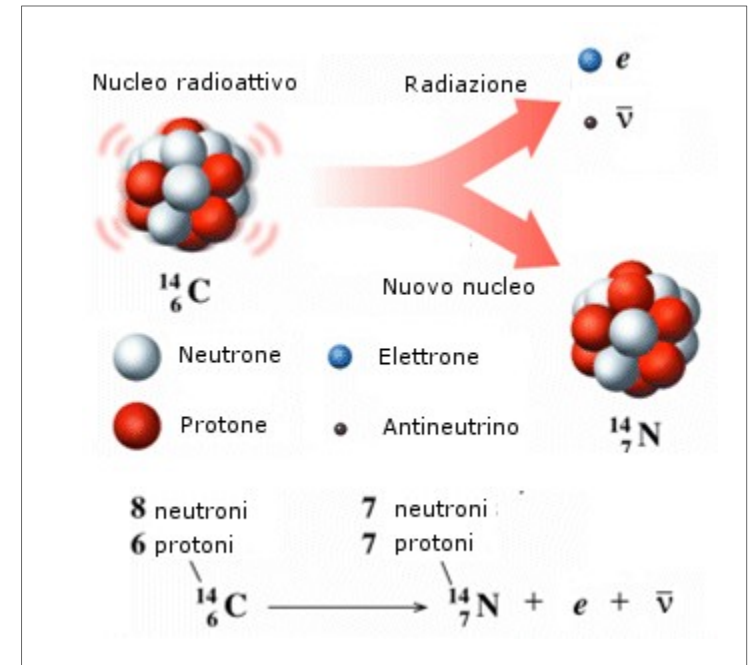
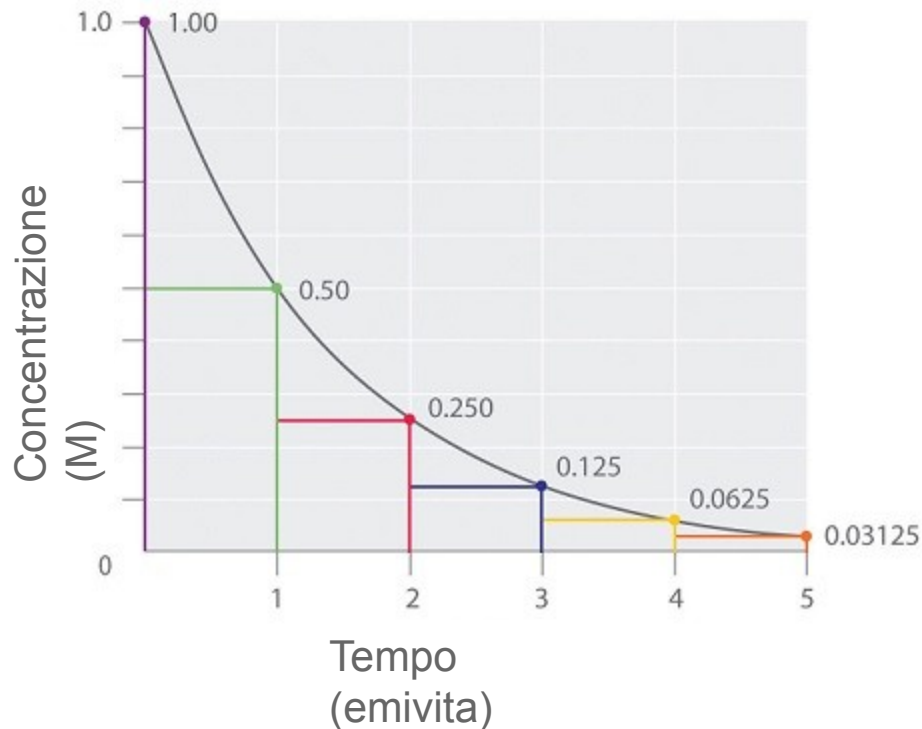
TEMPI DI DIMEZZAMENTO (Emivita)

Ogni radioisotopo possiede un **tempo di dimezzamento fisico o emivita** che esprime **il tempo necessario affinché la sua radioattività si riduca della metà**.



TEMPI DI DIMEZZAMENTO (Emivita)

Ogni radioisotopo possiede un **tempo di dimezzamento fisico o emivita** che esprime **il tempo necessario affinché la sua radioattività si riduca della metà**.



Es. Emivita del carboni 14 ($^{14}_6\text{C}$)
= **5.730 anni**

Isotopi più comuni utilizzati in radioanalisi

β EMITTENTI

	^3H	^{14}C	^{32}P	^{33}P	^{35}S	^{45}Ca	^{63}Ni
T1/2	12,35 aa	5730 aa	14,29 gg	25,5 gg	87,44 gg	163 gg	96 aa
Percorso in aria (mm)	6	240	790	60	260	60	80
Percorso in acqua (mm)	0,0052	0,29	8	0,6	0,32	0,6	0,067
schermatura	NO	NO	1 cm Plexi	NO	NO	NO	NO

γ EMITTENTI

	^{51}Cr	^{125}I
T1/2	27,7 gg	60 gg
schermatura	piombo	piombo

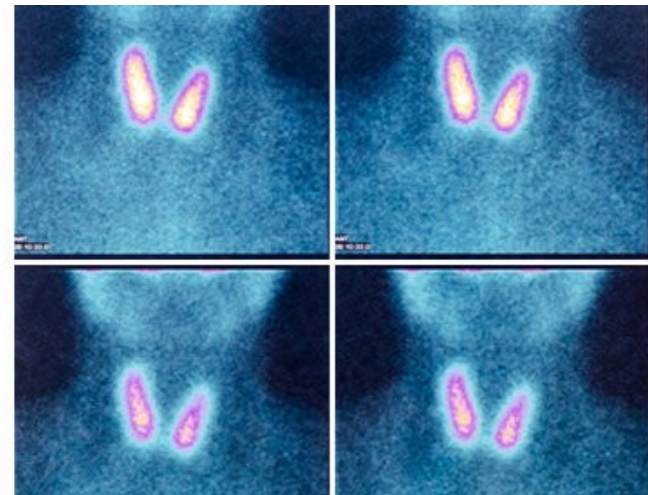
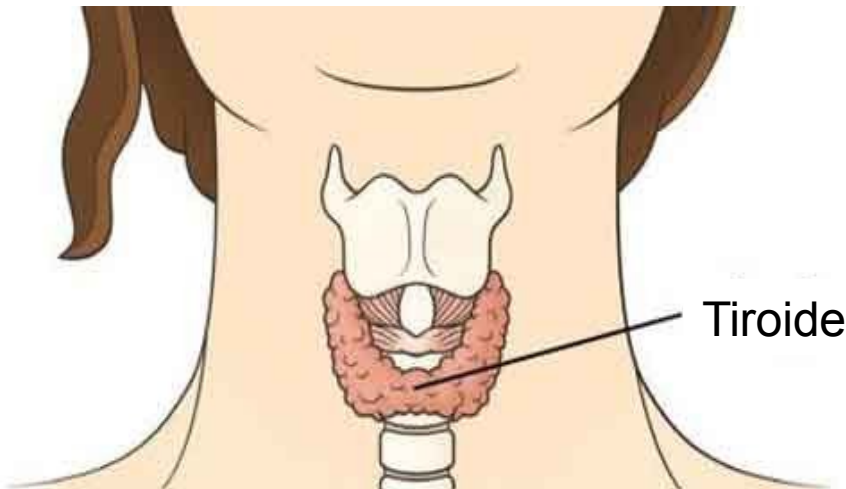
USO DEI RADIOISOTOPI (scintigrafia tiroidea)

CURIOSITÀ

La scintigrafia tiroidea si propone di studiare la sede, la forma e le dimensioni della tiroide e le sue alterazioni.

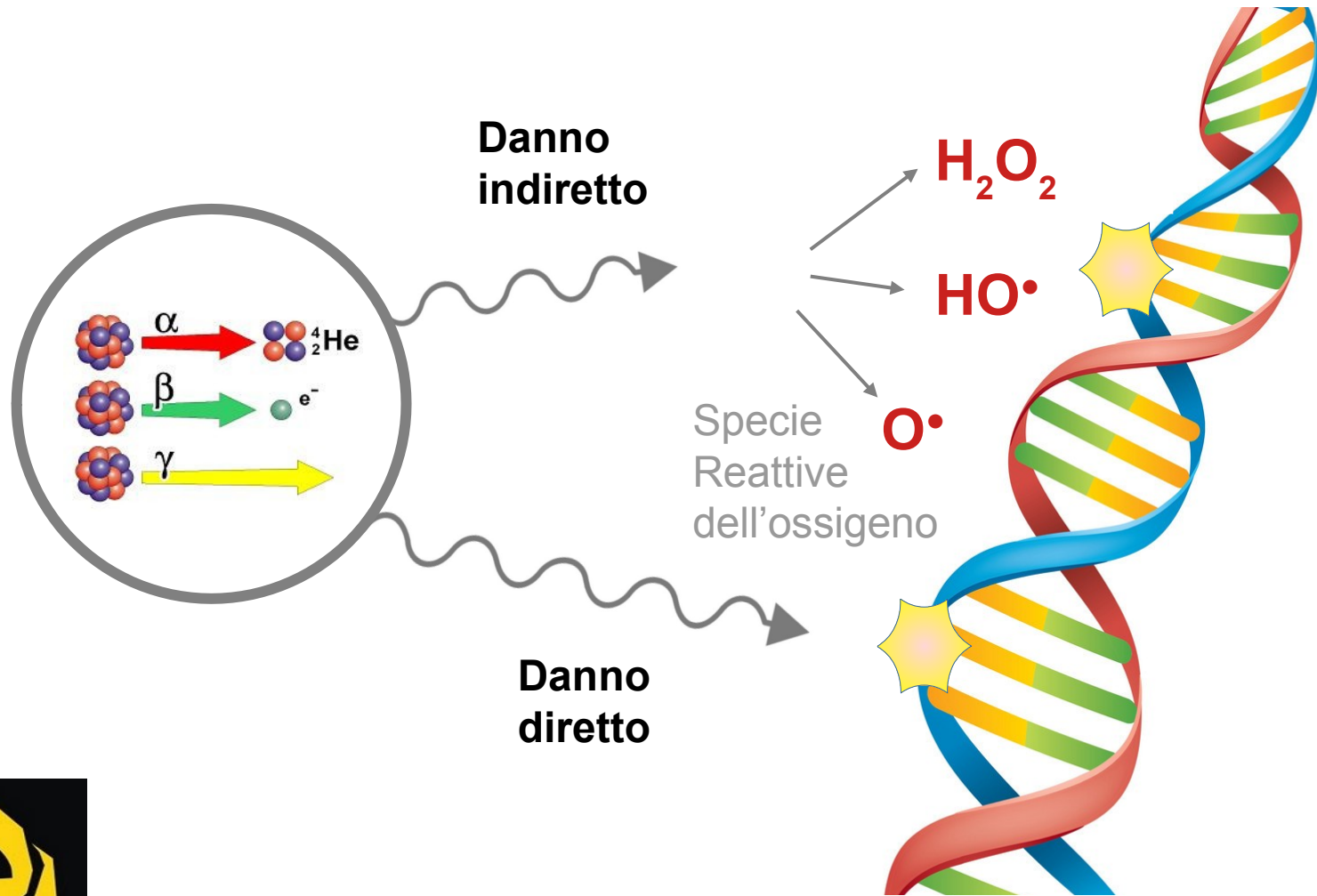
La distribuzione di un **tracciante**, precursore della sintesi ormonale (**Iodio-131** o **Iodio-123**) o analogo dello iodio nella fase di captazione (**Tecnezio-99m**), fornisce informazioni riguardanti:

- la sede, l'estensione, le caratteristiche morfo-funzionali della tiroide,
- la classificazione funzionale dei noduli tiroidei



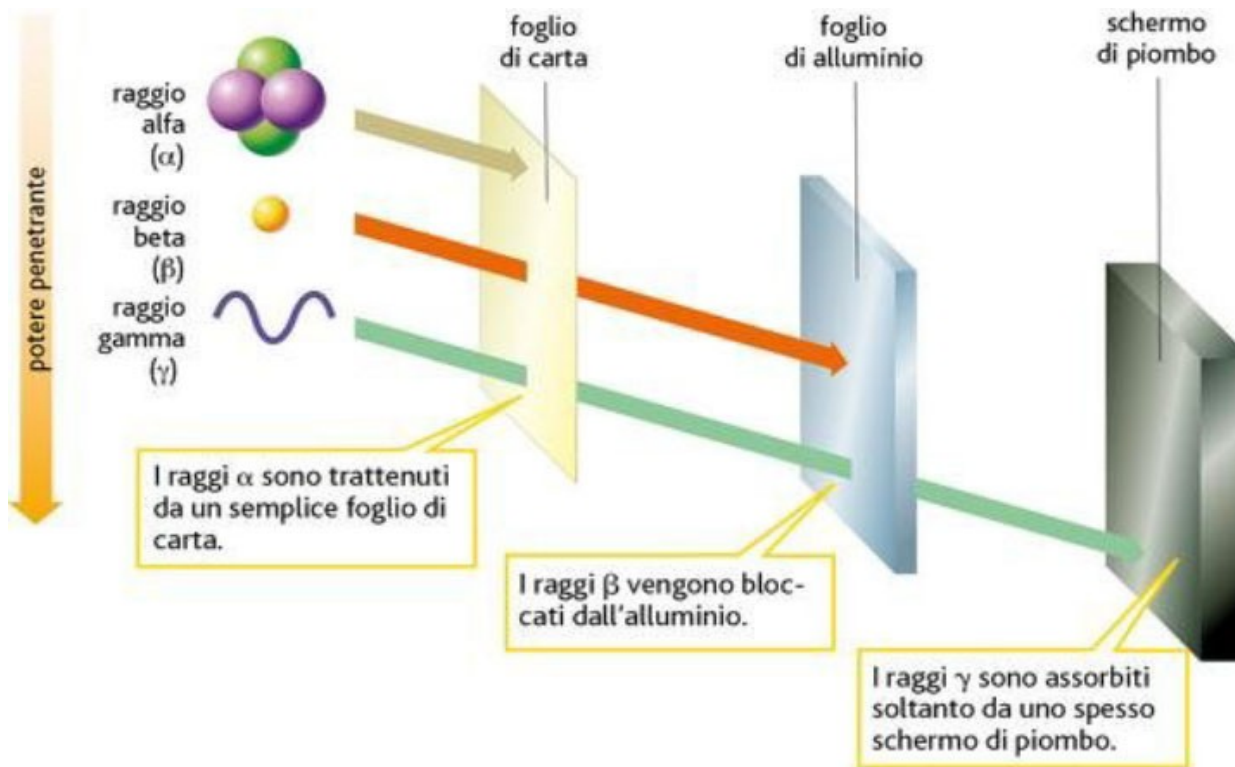
DANNO RADIOLOGICO (Protezione)

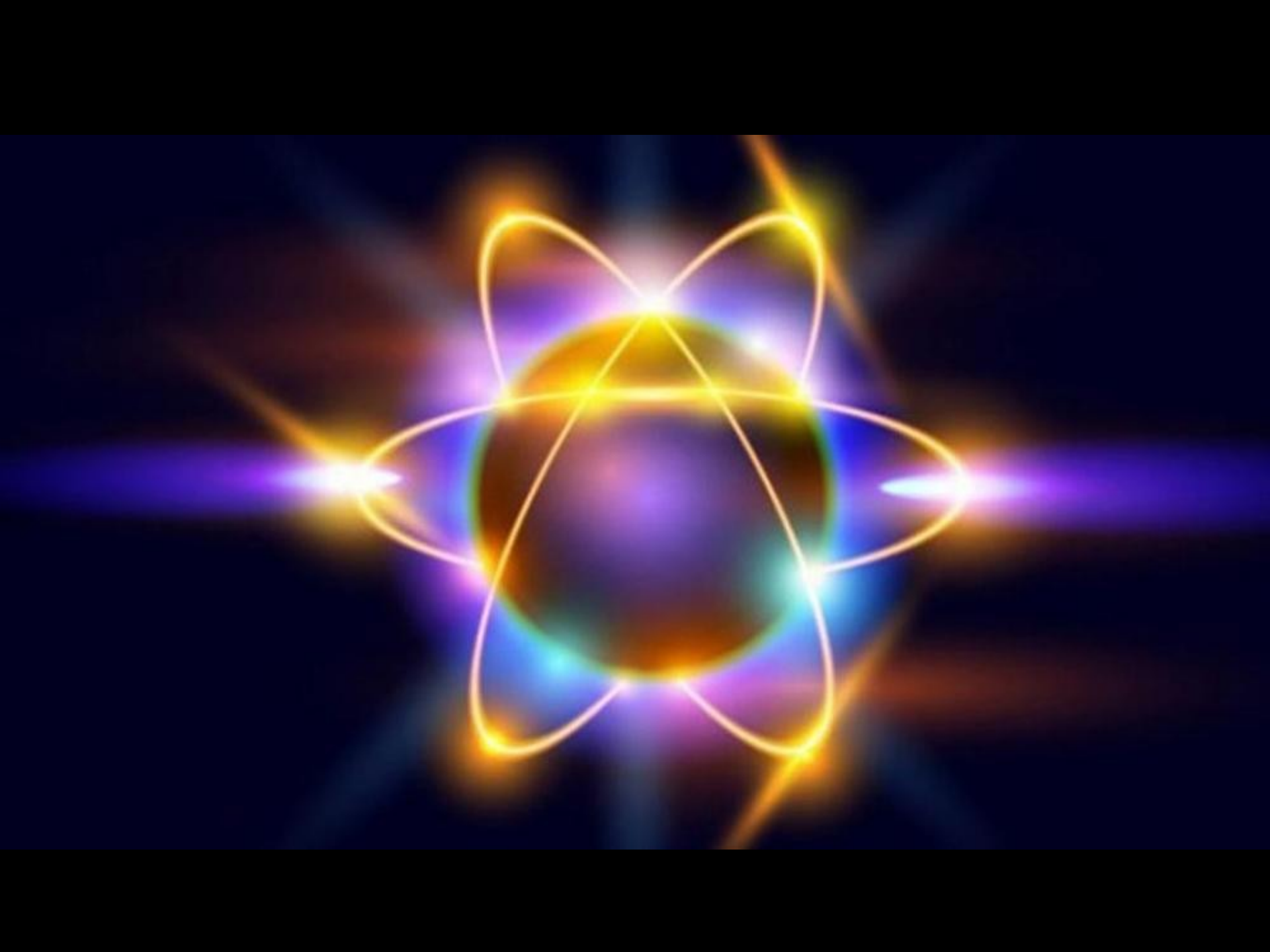
L'esposizione al decadimento di un radioisotopo può causare **danno al DNA**



RADIOPROTEZIONE

A seconda del tipo di radiazione bisogna **SCHERMARSI** opportunamente





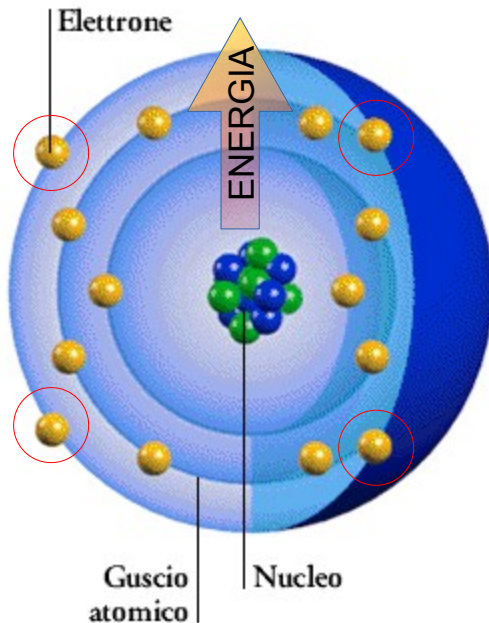


ELETTRONI E PROPRIETÀ DEGLI ATOMI

- La **REATTIVITÀ** e di ogni elemento dipende dal suo **numero di elettroni**
- **Gli elettroni si dispongono** in specifiche zone dello spazio intorno al nucleo dette **ORBITALI**
- **Ogni orbitale** ha una **ENERGIA caratteristica**
- Ogni elettrone e' caratterizzato da **4 NUMERI QUANTICI**: i primi 3 definiscono il suo **orbitale** (e quindi la sua **energia**), il quarto definisce la direzione di rotazione sul suo asse (**SPIN**)

ELETTRONI E PROPRIETÀ DEGLI ATOMI

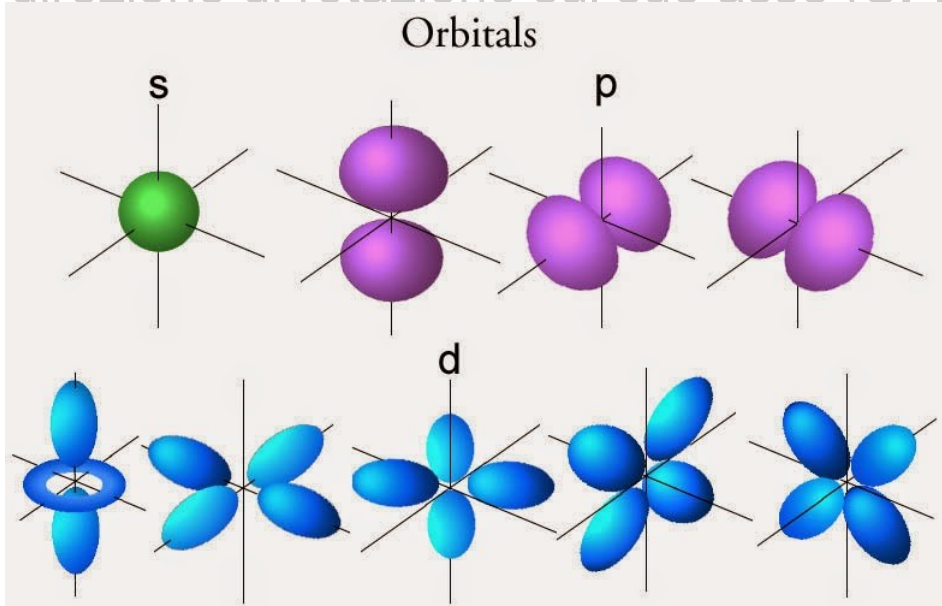
- La **REATTIVITÀ** e di ogni elemento dipende dal suo **numero di elettroni**
- **Gli elettroni si dispongono** in specifiche zone dello spazio intorno al nucleo dette **ORBITALI**
- **Ogni orbitale** ha una **ENERGIA** caratteristica
- Ogni elettrone e' caratterizzato da **4 NUMERI QUANTICI**: i primi 3 definiscono il suo **orbitale** (e quindi la sua **energia**), il quarto definisce la direzione di rotazione sul suo asse (**SPIN**)



Le proprietà chimiche dipendono **SOPRATTUTTO** dal numero di **ELETTRONI ESTERNI** (ad alta energia) detti **ELETTRONI DI VALENZA** che possono essere scambiati

ELETTRONI E PROPRIETÀ DEGLI ATOMI

- La **REATTIVITÀ** e di ogni elemento dipende dal suo **numero di elettroni**
- **Gli elettroni si dispongono** in specifiche zone dello spazio intorno al nucleo dette **ORBITALI**
- Ogni orbitale ha una **ENERGIA** caratteristica
- Ogni elettrone e' caratterizzato da **4 NUMERI QUANTICI**: i primi 3 definiscono il suo **orbitale** (e quindi la sua **energia**), il quarto definisce la direzione di rotazione sul suo asse (**SPIN**)

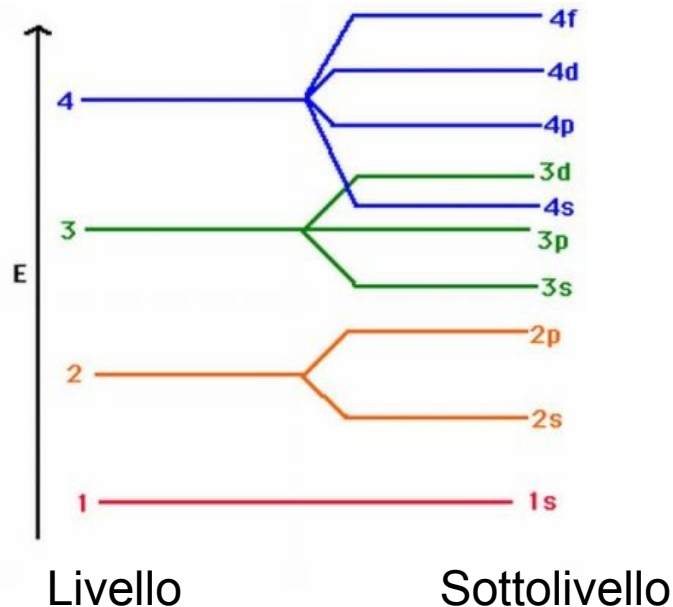


Gli orbitali rappresentano **LE ZONE DELLO SPAZIO** dove **E' PROBABILE** trovare l'elettrone

Hanno strane forme!!

ELETTRONI E PROPRIETÀ DEGLI ATOMI

- La **REATTIVITÀ** di ogni elemento dipende dal suo **numero di elettroni**
- **Gli elettroni si dispongono** in specifiche zone dello spazio intorno al nucleo dette **ORBITALI**
- **Ogni orbitale** ha una **ENERGIA caratteristica**
- Ogni elettrone è caratterizzato da **4 NUMERI QUANTICI**: i primi 3 definiscono il suo **orbitale** (e quindi la sua **energia**), il quarto definisce la direzione di rotazione sul suo asse (**SPIN**)



L'**energia** associata agli orbitali atomici **aumenta con** l'aumentare dei primi 2 numeri quantici che indicano il **LIVELLO** e il **SOTTOLIVELLO energetico**

ELETTRONI E PROPRIETÀ DEGLI ATOMI

- La **REATTIVITÀ** e di ogni elemento dipende dal suo **numero di elettroni**
- **Gli elettroni si dispongono** in specifiche zone dello spazio intorno al nucleo dette **ORBITALI**
- **Ogni orbitale** ha una **ENERGIA** caratteristica
- Ogni elettrone e' caratterizzato da **4 NUMERI QUANTICI**: i **primi 3** definiscono il suo **orbitale** (e quindi la sua **energia**), il **quarto** definisce la direzione di rotazione sul suo asse (**SPIN**)

Nome	Simbolo	Valori	Indica	Specifica
Numero quantico principale	n	1, 2, 3, 4, 5,.....	Il livello energetico: K, L, M, N, O,.....	la dimensione degli orbitali
Numero quantico angolare	l	0, 1, 2,.....,n-1	il sottolivello energetico: s, p, d,.....	la forma degli orbitali
Numero quantico magnetico	m_l	-l, -l+1, -l+2,....,+l	il numero di orbitali di un sottolivello energetico	la direzione nello spazio degli orbitali
Numero quantico di spin	m_s	-1/2, +1/2	lo spin dell'elettrone	il verso dello spin

COSTRUIAMO INSIEME GLI ORBITALI ATOMICI

Nome	Simbolo	Valori	Indica
Numero quantico principale	n	1, 2, 3, 4, 5,.....	Il livello energetico: K, L, M, N, O,.....
Numero quantico angolare	l	0, 1, 2,.....,n-1	il sottolivello energetico: s, p, d,.....
Numero quantico magnetico	m_l	-l, -l+1, -l+2,....,+l	il numero di orbitali di un sottolivello energetico
Numero quantico di spin	m_s	-1/2, +1/2	lo spin dell'elettrone

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

Livello
energetico

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

Sottolivello
energetico

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

Orbitale

COSTRUIAMO INSIEME GLI ORBITALI ATOMICI

Nome	Simbolo	Valori	Indica
Numero quantico principale	n	1, 2, 3, 4, 5,.....	Il livello energetico: K, L, M, N, O,.....
Numero quantico angolare	l	0, 1, 2,.....,n-1	il sottolivello energetico: s, p, d,.....
Numero quantico magnetico	m_l	-l, -l+1, -l+2,....,+l	il numero di orbitali di un sottolivello energetico
Numero quantico di spin	m_s	-1/2, +1/2	lo spin dell'elettrone

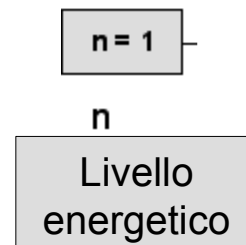
$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

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

Il primo orbitale:

$$n = 1, l = ?$$



COSTRUIAMO INSIEME GLI ORBITALI ATOMICI

Nome	Simbolo	Valori	Indica
Numero quantico principale	n	1, 2, 3, 4, 5,.....	Il livello energetico: K, L, M, N, O,.....
Numero quantico angolare	l	0, 1, 2,.....,n-1	il sottolivello energetico: s, p, d,.....
Numero quantico magnetico	m_l	-l, -l+1, -l+2, ..., +l	il numero di orbitali di un sottolivello energetico
Numero quantico di spin	m_s	-1/2, +1/2	lo spin dell'elettrone

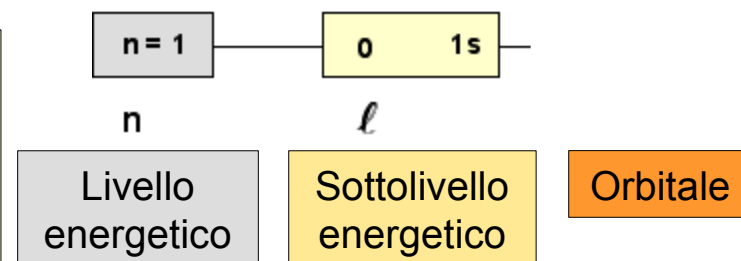
$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

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

Il primo orbitale:

$$n = 1, l = 0, m_l = ?$$



COSTRUIAMO INSIEME GLI ORBITALI ATOMICI

Nome	Simbolo	Valori	Indica
Numero quantico principale	n	1, 2, 3, 4, 5,.....	Il livello energetico: K, L, M, N, O,.....
Numero quantico angolare	l	0, 1, 2,.....,n-1	il sottolivello energetico: s, p, d,.....
Numero quantico magnetico	m_l	-l, -l+1, -l+2, ..., +l	il numero di orbitali di un sottolivello energetico
Numero quantico di spin	m_s	-1/2, +1/2	lo spin dell'elettrone

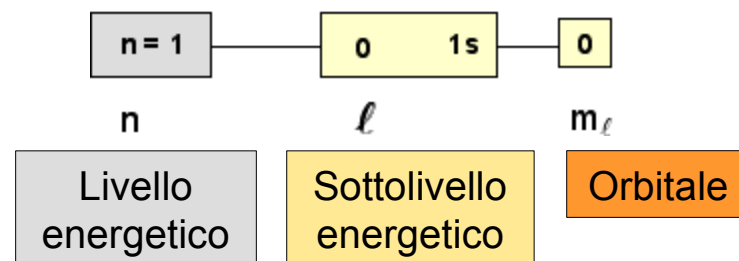
$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

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

Il primo orbitale:

$$n = 1, l = 0, m_l = 0$$



COSTRUIAMO INSIEME GLI ORBITALI ATOMICI

Nome	Simbolo	Valori	Indica
Numero quantico principale	n	1, 2, 3, 4, 5,.....	Il livello energetico: K, L, M, N, O,.....
Numero quantico angolare	l	0, 1, 2,.....,n-1	il sottolivello energetico: s, p, d,.....
Numero quantico magnetico	m_l	-l, -l+1, -l+2, ..., +l	il numero di orbitali di un sottolivello energetico
Numero quantico di spin	m_s	-1/2, +1/2	lo spin dell'elettrone

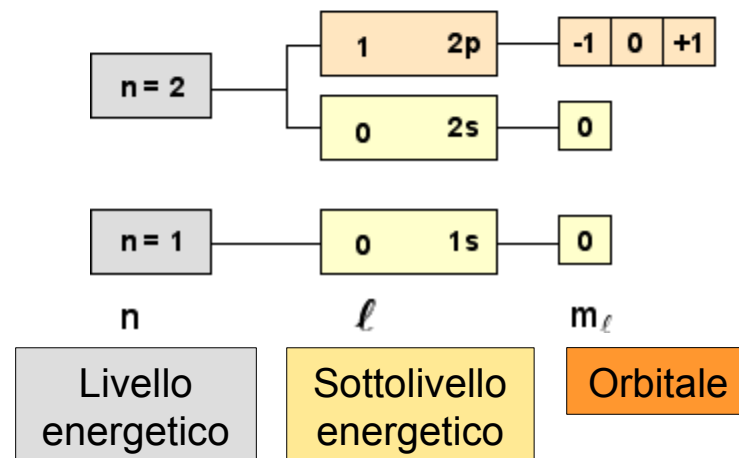
$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

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

Il secondo livello:

$$n=2, l=0, 1 \quad m_0=0 \quad m_1=-1, 0, 1$$



COSTRUIAMO INSIEME GLI ORBITALI ATOMICI

Nome	Simbolo	Valori	Indica
Numero quantico principale	n	1, 2, 3, 4, 5,.....	Il livello energetico: K, L, M, N, O,.....
Numero quantico angolare	l	0, 1, 2,.....,n-1	il sottolivello energetico: s, p, d,.....
Numero quantico magnetico	m_l	-l, -l+1, -l+2,....,+l	il numero di orbitali di un sottolivello energetico
Numero quantico di spin	m_s	-1/2, +1/2	lo spin dell'elettrone

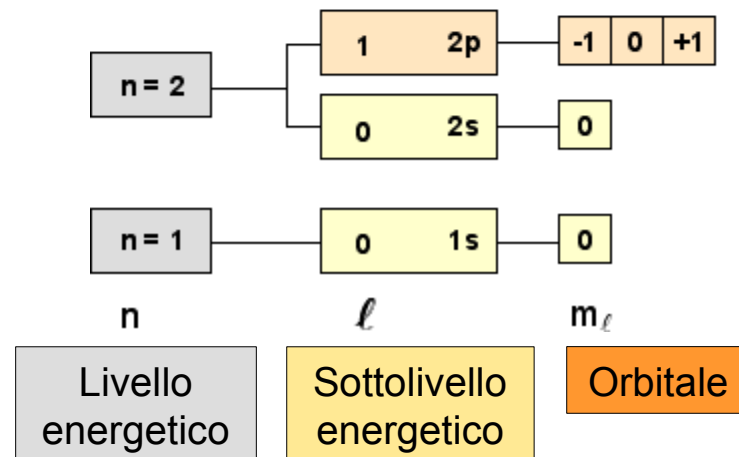
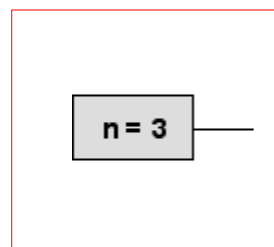
$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

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

Costruite gli orbitali per:

$$n = 3$$



COSTRUIAMO INSIEME GLI ORBITALI ATOMICI

Nome	Simbolo	Valori	Indica
Numero quantico principale	n	1, 2, 3, 4, 5,.....	Il livello energetico: K, L, M, N, O,.....
Numero quantico angolare	l	0, 1, 2,.....,n-1	il sottolivello energetico: s, p, d,.....
Numero quantico magnetico	m_l	-l, -l+1, -l+2, ..., +l	il numero di orbitali di un sottolivello energetico
Numero quantico di spin	m_s	-1/2, +1/2	lo spin dell'elettrone

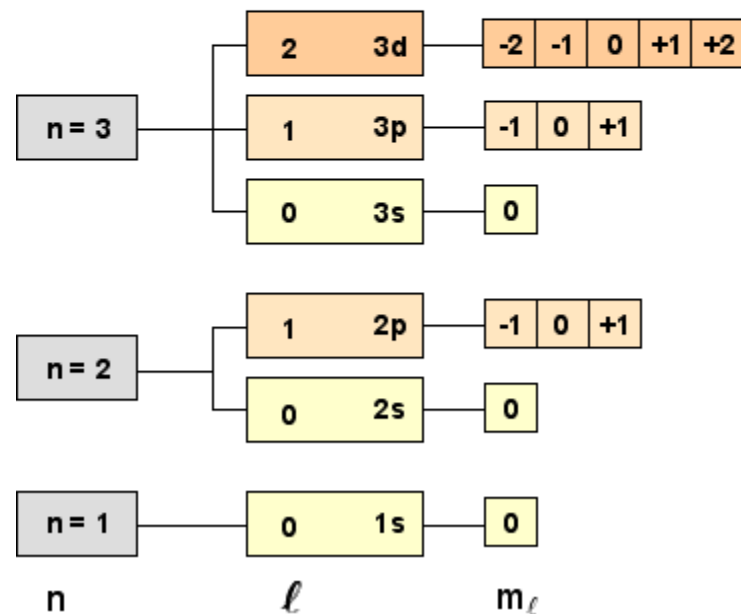
$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

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

Il terzo livello:

$$n=2, l=0, 1, 2 \quad m_0 \dots m_2 = -2, -1, 0, 1, 2$$



Livello energetico

Sottolivello energetico

Orbitale

COSTRUIAMO INSIEME GLI ORBITALI ATOMICI

Nome	Simbolo	Valori	Indica
Numero quantico principale	n	1, 2, 3, 4, 5,.....	Il livello energetico: K, L, M, N, O,.....
Numero quantico angolare	l	0, 1, 2,.....,n-1	il sottolivello energetico: s, p, d,.....
Numero quantico magnetico	m_l	-l, -l+1, -l+2, ..., +l	il numero di orbitali di un sottolivello energetico
Numero quantico di spin	m_s	-1/2, +1/2	lo spin dell'elettrone

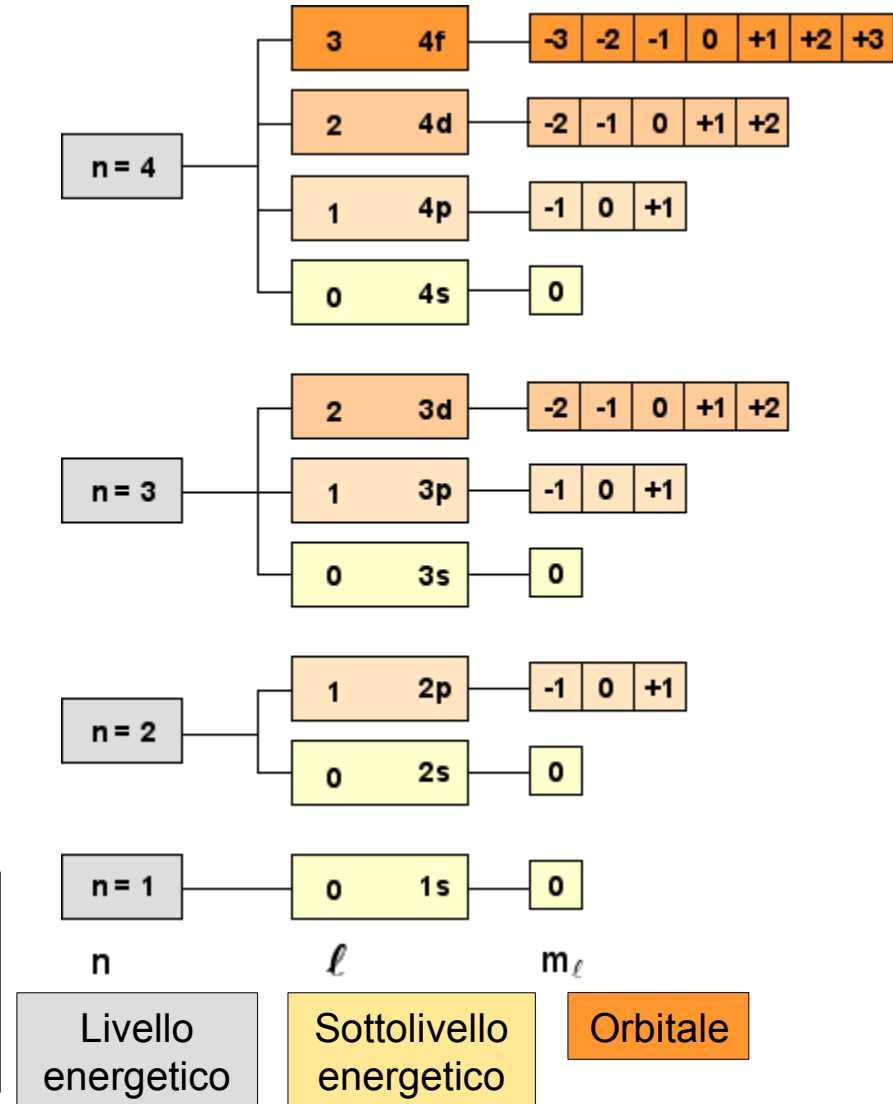
$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

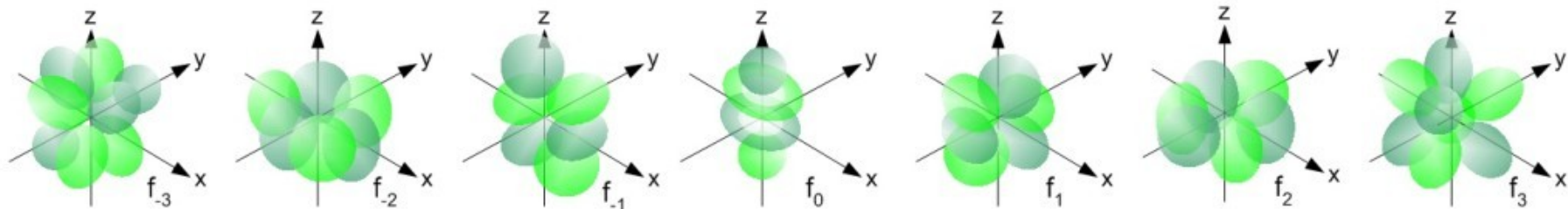
$$m_l = -l, \dots, +l$$

Il quarto livello:

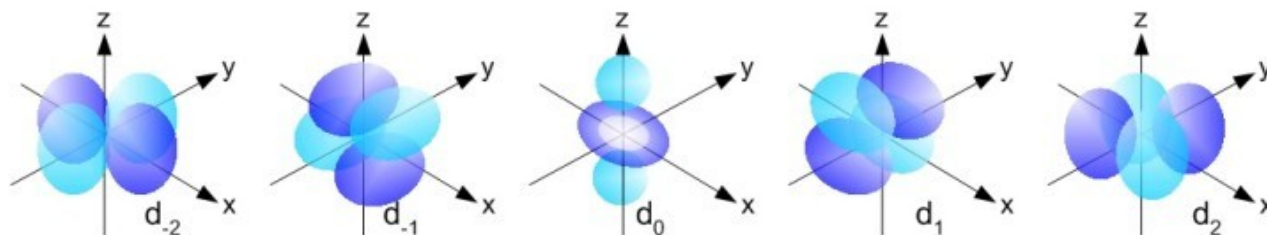
$$n=4, l=0, \dots, 3 \quad m_0 \dots m_l = -3, -2, \dots, 2, 3$$



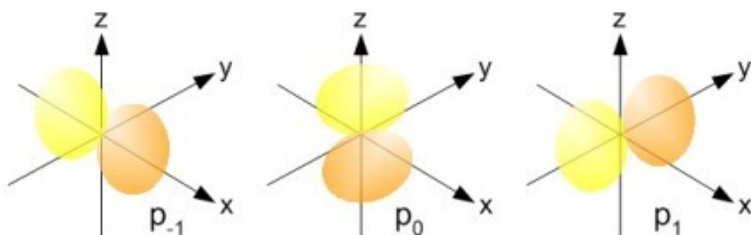
GLI ORBITALI ATOMICI HANNO FORMA ED ENERGIA DIVERSE



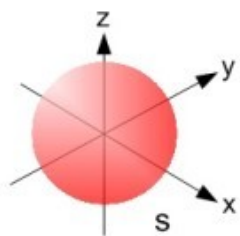
Orbitali f $l = 3$



Orbitali d $l = 2$



Orbitali p $l = 1$



Orbitali s $l = 0$

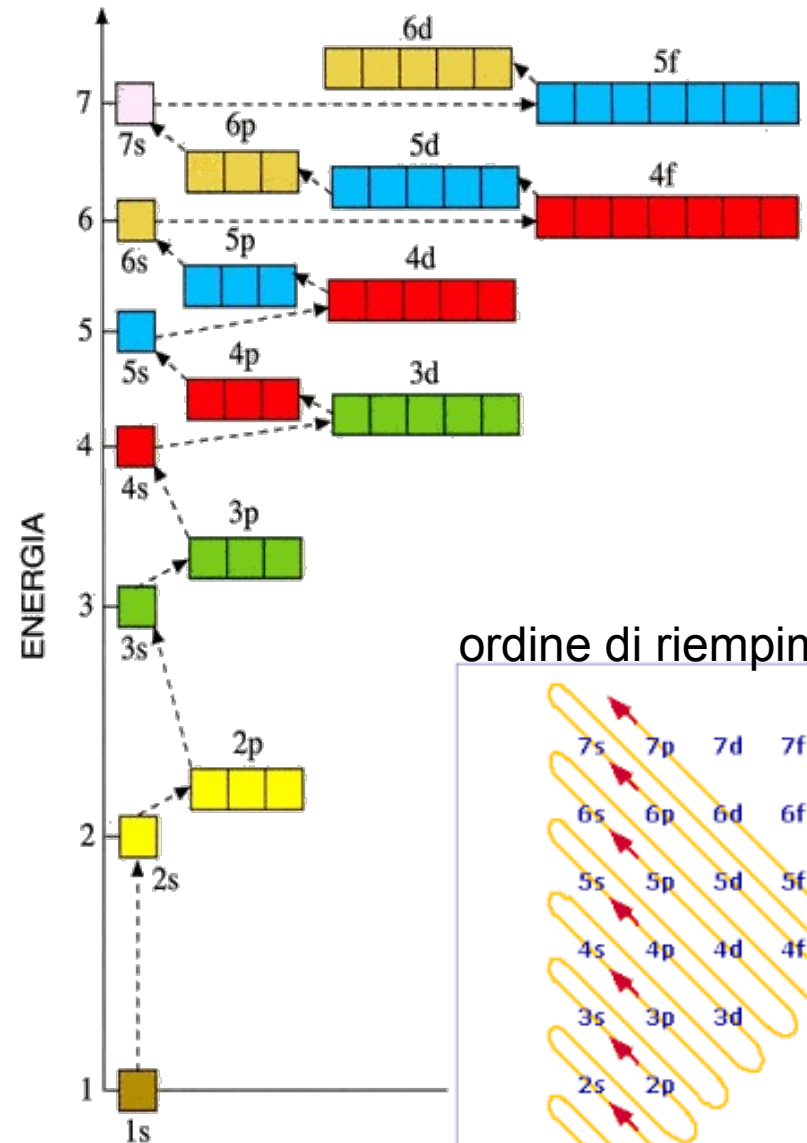
RIEMPIMENTO DEGLI ORBITALI E CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

! Principio di minore energia:
L'elettrone si dispone sul **primo orbitale libero a minore energia**

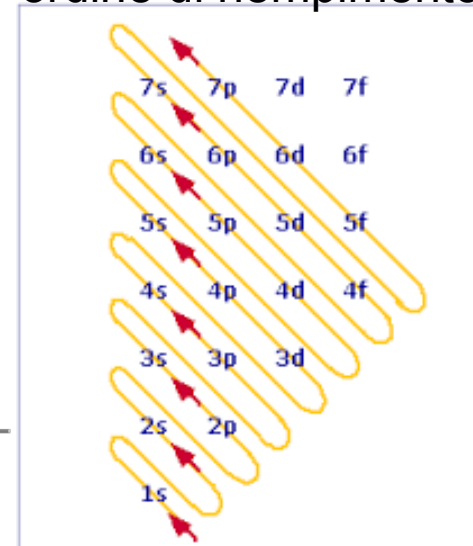
Regola di HUND o della massima molteplicità:

Quando gli elettroni devono essere disposti in una **serie di orbitali di uguale energia**, detti orbitali degeneri, **si occupa il maggior numero di orbitali possibile** per avere il minor numero di elettroni appaiati.

Principio di esclusione di PAULI:
In un atomo **non possono esistere due elettroni aventi tutti e quattro i numeri quantici uguali**. Ovvero soltanto **due elettroni possono essere descritti dallo stesso orbitale** e, in tal caso, devono avere spin opposti.



ordine di riempimento



ASSOCIAZIONI DI IDEE..... PER RICORDARE I CONCETTI

Ogni **ATOMO** e' come un **ALBERGO**. Ad ogni piano corrisponde un livello energetico (valore di n). I **clienti (elettroni)** si sistemano nelle **stanze (orbitali)**, che sono solo **doppie**.

Il **prezzo** delle stanze (**energia** dell'orbitale) dipende dal piano e dalla **tipologia della stanza (sottolivello energetico, valore di l)**.

Al primo piano ($n=1$) c'è solo 1 sola stanza di tipo **Standard** (orbitale 1s); al secondo piano ($n=2$) ci sono 1 **Standard** (orbitale 2s) e 3 stanze **Plus** (orbitali 2p); al terzo piano ($n=3$) ci sono la **Standard** (orbitale 3s), le 3 stanze **Plus** (orbitali 3p) e 5 stanze **Delux** (orbitali 3d); etc...

I clienti scelgono sempre le stanze più economiche disponibili (**Ricorda**: la stanza **Standard** al 4 piano consta meno delle stanze **Delux** del 3 piano!!!).

La **distribuzione dei clienti nelle stanze** corrisponde alla **configurazione elettronica**. L'albergatore e' felice ogni volta che ha un intero **piano al completo (configurazione elettronica stabile).....**

Ricapitolando:

1 piano: 1 stanza: 2 posti letto
2 piano: 4 stanze: 8 posti letto
3 piano: 9 stanze: 18 posti letto
Etc...

**TO BE
CONTINUED**



RIEMPIMENTO DEGLI ORBITALI E CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

Principio di minore energia:

Si parte dal basso

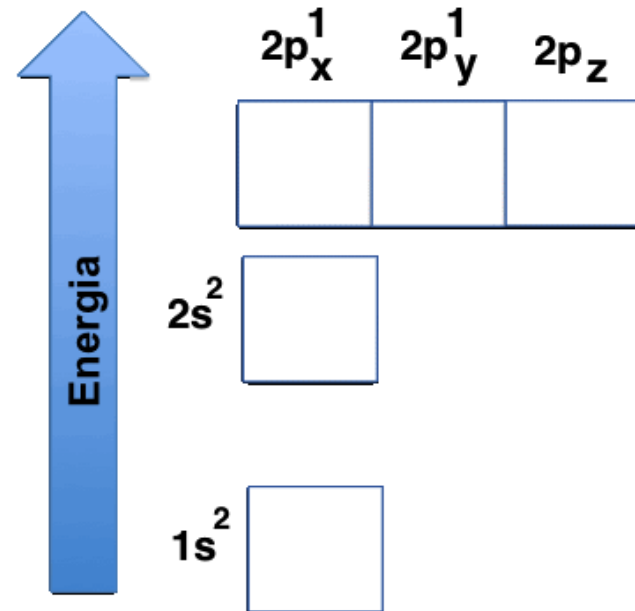
Principio di esclusione di PAULI:

Massimo 2 elettroni per orbitale

Regola di HUND o della massima molteplicità:

Stare il più larghi possibile

Es. Posizioniamo i **6 elettroni del Carbonio:**



RIEMPIMENTO DEGLI ORBITALI E CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

Principio di minore energia:

Si parte dal basso

Principio di esclusione di PAULI:

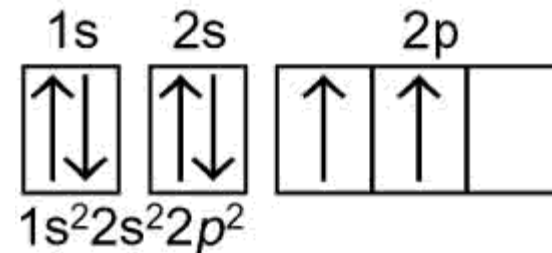
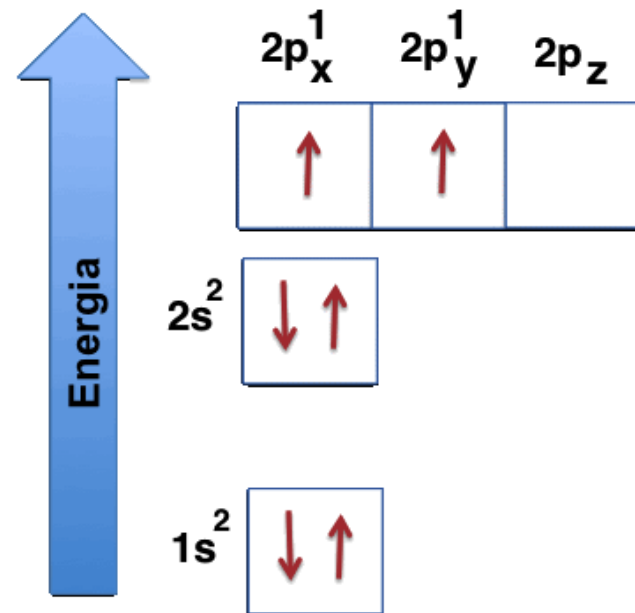
Massimo 2 elettroni per orbitale

Regola di HUND o della massima molteplicità:

Stare il più larghi possibile

Es. Posizioniamo i **6 elettroni del Carbonio:**

La **CONFIGURAZIONE ELETTRONICA** del Carbonio è:



RIEMPIMENTO DEGLI ORBITALI E CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

Principio di minore energia:

Si parte dal basso

Principio di esclusione di PAULI:

Massimo 2 elettroni per orbitale

Regola di HUND o della massima molteplicità:

Stare il più larghi possibile

**Scrivete la CONFIGURAZIONE
ELETTRONICA dello Zolfo:**



RIEMPIMENTO DEGLI ORBITALI E CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

Principio di minore energia:

Si parte dal basso

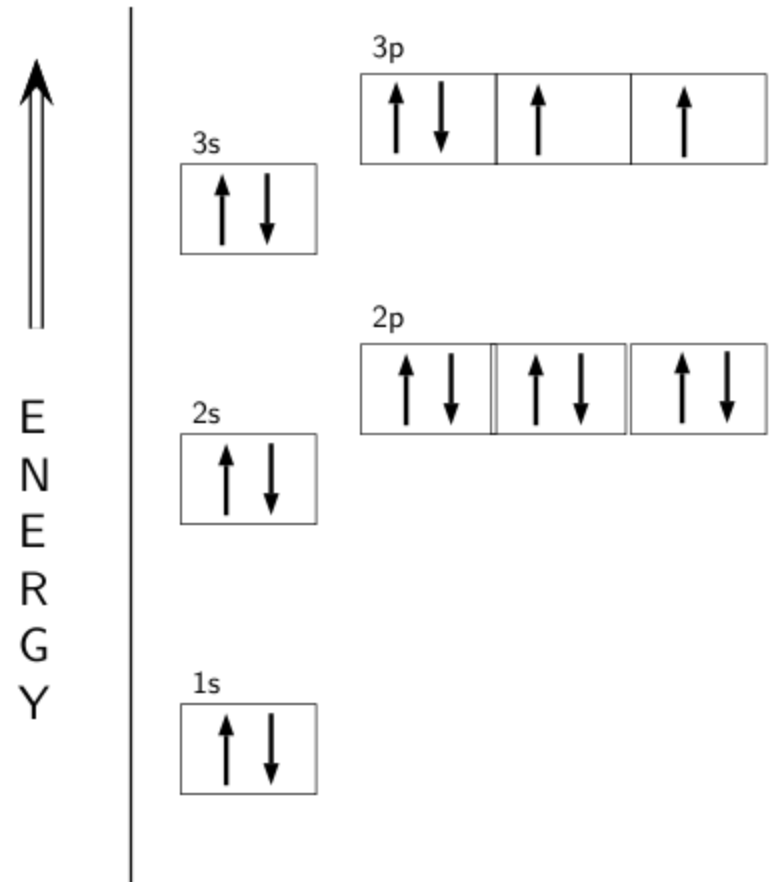
Principio di esclusione di PAULI:

Massimo 2 elettroni per orbitale

Regola di HUND o della massima molteplicità:

Stare il più larghi possibile

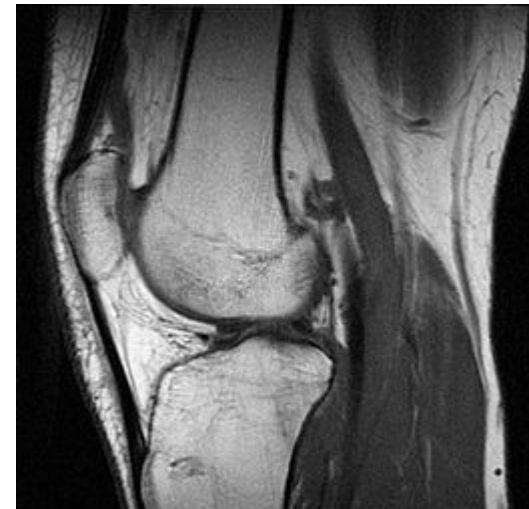
**Scrivete la CONFIGURAZIONE
ELETTRONICA dello Zolfo:**



Risonanza Magnetica Nucleare (NMR)

CURIOSITÀ

Gli atomi o composti che **hanno orbitali contenenti un solo elettrone** sono detti **paramagnetici**, poiché possiedono un momento di dipolo magnetico. Essi **sono attratti da un campo magnetico** (magneticamente attivi). Questa proprietà viene sfruttata nelle tecniche di **imaging basate sulla risonanza magnetica nucleare**



NON TUTTI GLI ELETTRONI SONO UGUALI: elettroni di valenza

Gli elettroni possono essere suddivisi in **due gruppi**:

elettroni **INTERNI**:

Non sono coinvolti nelle reazioni chimiche



elettroni **DI VALENZA**:

Si trovano negli orbitali più esterni. Sono coinvolti nelle reazioni chimiche e quindi determinano le proprietà chimiche dell'atomo.

NON TUTTI GLI ELETTRONI SONO UGUALI: elettroni di valenza

Gli elettroni possono essere suddivisi in **due gruppi**:

elettroni INTERNI:

Non sono coinvolti nelle reazioni chimiche

elettroni DI VALENZA:

Si trovano negli orbitali più esterni. Sono coinvolti nelle reazioni chimiche e quindi determinano le proprietà chimiche dell'atomo.



In una reazione chimica **gli atomi** coinvolti tendono a **CEDERE, ACQUISTARE o CONDIVIDERE** gli **elettroni di valenza** per arrivare ad una **configurazione elettronica più stabile** di quella di partenza.

NON TUTTI GLI ELETTRONI SONO UGUALI: elettroni di valenza

Gli elettroni possono essere suddivisi in **due gruppi**:

elettroni INTERNI:

Non sono coinvolti nelle reazioni chimiche

elettroni DI VALENZA:

Si trovano negli orbitali più esterni. Sono coinvolti nelle reazioni chimiche e quindi determinano le proprietà chimiche dell'atomo.

In una reazione chimica **gli atomi** coinvolti tendono a **CEDERE, ACQUISTARE o CONDIVIDERE** gli **elettroni di valenza** per arrivare ad una **configurazione elettronica più stabile** di quella di partenza.



REGOLA DELL'OTTETTO: quando un **atomo possiede il livello elettronico esterno completo** (detto "**guscio di valenza**"), in genere costituito da **otto elettroni**, esso è in una condizione di **stabilità energetica**, e tende a non reagire.

METTIAMO ORDINE: TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

! Il modo più semplice per classificarli e' in ordine CRESCENTE di NUMERO ATOMICO (Numero crescente di ELETTRONI)

Quale altro parametro potrei considerare?

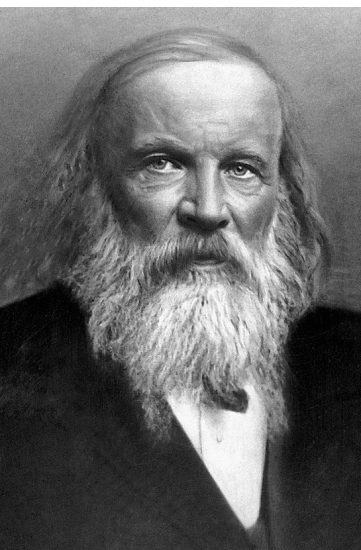


METTIAMO ORDINE: TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

Il modo più semplice per classificarli e' in ordine CRESCENTE di NUMERO ATOMICO (Numero crescente di ELETTRONI)

! In ordine di LIVELLO e SOTTOLIVELLO energetico

Tavola periodica presentata da **Dmitrij Mendeleev** nel 1869



Reihen	Gruppo I. — R ⁰	Gruppo II. — R ⁰	Gruppo III. — R ⁰ ³	Gruppo IV. RH ⁴ R ⁰ ⁴	Gruppo V. RH ⁵ R ⁰ ⁵	Gruppo VI. RH ⁶ R ⁰ ⁶	Gruppo VII. RH R ⁰ ⁷	Gruppo VIII. — R ⁰ ⁴
1	II=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	So=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Su=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Co=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

METTIAMO ORDINE: TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

GRUPPO 1	1,008 1 H Idrogeno 2,1 ±1 1s ¹	GRUPPO 2	6,941 3 Li Litio 1,0 1 1s ² 2s ¹	9,012 4 Be Berillio 1,5 2 1s ² 2s ²	
22,990 11 Na Sodio 0,9 1 (Ne)3s ¹	24,305 12 Mg Magnesio 1,2 2 (Ne)3s ²	39,098 19 K Potassio 0,8 1 (Ar)4s ¹	40,078 20 Ca Calcio 1,0 2 (Ar)4s ²	85,468 37 Rb Rubidio 0,7 1 (Kr)5s ¹	87,62 38 Sr Stronzio 1,0 2 (Kr)5s ²
132,905 55 Cs Cesio 0,7 1 (Xe)6s ¹	137,327 56 Ba Bario 0,9 2 (Xe)6s ²	174,967 71 Lu Lutezio 1,2 3 (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	178,49 72 Hf Afnio 1,3 4 (Xe)4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	180,948 73 Ta Tantalio 1,5 5,4 (Xe)4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²	183,84 74 W Tungsteno 1,7 6,5,4,3,2 (Xe)4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²
(223) 87 Fr* Francio 0,7 1 (Rn)7s ¹	(226) 88 Ra* Radio 0,9 2 (Rn)7s ²	(282) 103 Lr** Laurenzio (Rn)5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	(281) 104 Rf** Rutherfordio (Rn)5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	(282) 105 Db** Dubnio (Rn)5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²	(286) 106 Sg** Seaborgio (Rn)5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²

Massa atomica (1) (98) 43

Simbolo **Tc****

Elettronegatività secondo Pauling 1,9

Configurazione elettronica (Kr)4d⁵5s¹

Numero atomico 43

Radioattivo (*)

Artificiale (*)

Nome elemento (2) Technetium

Numeri di ossidazione 7

Non metalli

Idrogeno

Semimetalli

Alogeni

Gas nobili

Altri non metalli

Metalli

Metalli alcalini

Metalli alcalino-terrosi

Metalli di transizione

Altri metalli

Stato di aggregazione

Liquido

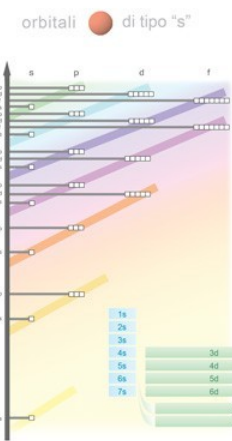
Gassoso

Solido

a pressione e temperatura standard P=1bar, T=25°C

GRUPPO 3	GRUPPO 4	GRUPPO 5	GRUPPO 6	GRUPPO 7	GRUPPO 8	GRUPPO 9	GRUPPO 10	GRUPPO 11	GRUPPO 12
44,956 21 Sc Scandio 1,3 3 (Ar)3d ¹ 4s ²	47,867 22 Ti Titanio 1,5 4,3 (Ar)3d ² 4s ²	50,942 23 V Vanadio 1,6 5,4,3,2 (Ar)3d ³ 4s ²	51,996 24 Cr Cromo 1,6 6,3,2 (Ar)3d ⁴ 4s ¹	54,938 25 Mn Manganese 1,5 7,6,4,2,3 (Ar)3d ⁵ 4s ²	55,845 26 Fe Ferro 1,8 2,3 (Ar)3d ⁶ 4s ²	58,933 27 Co Cobalto 1,8 2,3 (Ar)3d ⁷ 4s ²	58,693 28 Ni Nichel 1,8 2,3 (Ar)3d ⁸ 4s ²	63,546 29 Cu Rame 1,9 2,1 (Ar)3d ¹⁰ 4s ¹	65,409 30 Zn Zinco 1,6 2 (Ar)3d ¹⁰ 4s ²
88,906 39 Y Ittrio 1,3 3 (Kr)4d ¹ 5s ²	91,224 40 Zr Zirconio 1,4 4 (Kr)4d ² 5s ²	92,906 41 Nb Niobio 1,6 5,3,4 (Kr)4d ⁴ 5s ¹	95,94 42 Mo Molibdeno 1,8 6,5,4,3,2 (Kr)4d ⁵ 5s ¹	(98) 43 Tc** Tecnezio 1,9 7 (Kr)4d ⁵ 5s ¹	101,07 44 Ru Rutenio 2,2 2,3,4,6,8 (Kr)4d ⁷ 5s ¹	102,906 45 Rh Rodio 2,2 2,3,4 (Kr)4d ⁸ 5s ¹	106,42 46 Pd Palladio 2,2 2,4 (Kr)4d ¹⁰	107,868 47 Ag Argento 1,9 1 (Kr)4d ¹⁰ 5s ¹	112,41 48 Cd Cadmio 1,7 2 (Kr)4d ¹⁰ 5s ²
137,905 55 Cs Cesio 0,7 1 (Xe)6s ¹	137,327 56 Ba Bario 0,9 2 (Xe)6s ²	174,967 71 Lu Lutezio 1,2 3 (Xe)4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	178,49 72 Hf Afnio 1,3 4 (Xe)4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	180,948 73 Ta Tantalio 1,5 5,4 (Xe)4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²	183,84 74 W Tungsteno 1,7 6,5,4,3,2 (Xe)4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	186,21 75 Re Renio 1,9 1,7,6,4,2 (Xe)4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	190,23 76 Os Osmio 2,2 2,3,4,6,8 (Xe)4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	192,22 77 Ir Iridio 2,2 2,3,4,6 (Xe)4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	195,078 78 Pt Platino 2,2 2,4 (Xe)4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹
(223) 87 Fr* Francio 0,7 1 (Rn)7s ¹	(226) 88 Ra* Radio 0,9 2 (Rn)7s ²	(282) 103 Lr** Laurenzio (Rn)5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	(281) 104 Rf** Rutherfordio (Rn)5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	(282) 105 Db** Dubnio (Rn)5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²	(286) 106 Sg** Seaborgio (Rn)5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²	(264) 107 Bh** Bohrio (Rn)5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²	(269) 108 Hs** Assio (Rn)5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ²	(268) 109 Mt** Meitnerio (Rn)5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²	(271) 110 Uun** Ununnilio (Rn)5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²

GRUPPO 13	GRUPPO 14	GRUPPO 15	GRUPPO 16	GRUPPO 17	GRUPPO 18
10,811 5 B Boro 2,0 3 1s ² 2s ² 2p ¹	12,011 6 C Carbonio 2,5 ±4,2 1s ² 2s ² 2p ²	14,007 7 N Azoto 3,0 ±3,5,4,2,1 1s ² 2s ² 2p ³	15,999 8 O Ossigeno 3,5 -2,-1 1s ² 2s ² 2p ⁴	18,998 9 F Fluoro 4,0 -1 1s ² 2s ² 2p ⁵	4,003 2 He Elio 1s ¹
26,982 13 Al Alluminio 1,5 3 (Ne)3s ² 3p ¹	28,086 14 Si Silicio 1,8 4 (Ne)3s ² 3p ²	30,974 15 P Fosforo 2,1 ±3,5 (Ne)3s ² 3p ³	32,066 16 S Zolfo 2,5 -2,-1,6,4 (Ne)3s ² 3p ⁴	35,453 17 Cl Cloro 3,0 ±1,3,5,7 (Ne)3s ² 3p ⁵	20,180 10 Ne Neone 1s ² 2s ² 2p ⁶
69,723 31 Ga Gallio 1,6 3 (Zn)4p ¹	72,64 32 Ge Germanio 1,8 4 (Zn)4p ²	74,922 33 As Arsenico 2,0 ±3,5 (Zn)4p ³	78,96 34 Se Selenio 2,4 -6,4,-2 (Zn)4p ⁴	79,904 35 Br Bromo 2,8 ±1,3,5 (Zn)4p ⁵	39,948 18 Ar Argon (Ne)3s ² 3p ⁶
114,818 49 In Indio 1,7 3 (Cd)5p ¹	118,711 50 Sn Stagno 1,8 4,2 (Cd)5p ²	121,760 51 Sb Antimonio 1,9 ±3,5 (Cd)5p ³	127,60 52 Te Tellurio 2,1 -2,6,4 (Cd)5p ⁴	126,904 53 I Iodio 2,5 ±1,5,7 (Cd)5p ⁵	131,294 54 Xe Xenon (Cd)5p ⁶
204,383 81 Tl Tallio 1,8 3,1 (Hg)6p ¹	207,2 82 Pb Piombo 1,8 4,2 (Hg)6p ²	208,980 83 Bi Bismuto 1,9 3,5 (Hg)6p ³	(209) 84 Po* Polonio 2,0 4,2 (Hg)6p ⁴	(210) 85 At* Astatio 2,2 ±1,3,5,7 (Hg)6p ⁵	(222) 86 Rn* Radon (Hg)6p ⁶
Ununquadio (Uub)7p ¹	Ununquadio (Uub)7p ²	Ununquadio (Uub)7p ³	Ununquadio (Uub)7p ⁴	Ununquadio (Uub)7p ⁵	Ununquadio (Uub)7p ⁶



138,906 57 La Lantanio 1,1 3 (Xe)5d ¹ 6s ²	140,116 58 Ce Cerio 1,1 3,4 (Xe)4f ¹ 5d ¹ 6s ²	140,908 59 Pr Praseodimio 1,1 3,4 (Xe)4f ² 6s ²	144,24 60 Nd Neodimio 1,2 3 (Xe)4f ³ 6s ²	(145) 61 Pm* Promezio 1,2 2 (Xe)4f ⁴ 6s ²	150,36 62 Sm Samario 1,2 2,3 (Xe)4f ⁶ 6s ²	151,964 63 Eu Europio 1,5 2,3 (Xe)4f ⁷ 6s ²	157,25 64 Gd Gadolino 1,1 3 (Xe)4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	158,925 65 Tb Terbio 1,2 3,4 (Xe)4f ⁹ 6s ²	162,500 66 Dy Disprozio 1,2 3 (Xe)4f ¹⁰ 6s ²	164,930 67 Ho Olmio 1,2 3 (Xe)4f ¹¹ 6s ²	167,259 68 Er Erbio 1,2 3 (Xe)4f ¹² 6s ²	168,934 69 Tm Tulio 1,2 2,3 (Xe)4f ¹³ 6s ²	173,04 70 Yb Itterbio 1,2 3,2 (Xe)4f ¹⁴ 6s ²
(227) 89 Ac* Attinio 1,1 3 (Rn)6d ¹ 7s ²	232,038 90 Th Torio 1,3 4 (Rn)6d ² 7s ²	231,036 91 Pa* Protoattinio 1,5 5,4 (Rn)5f ¹ 6d ¹ 7s ²	238,029 92 U Uranio 1,7 6,5,4,3 (Rn)5f ³ 6d ¹ 7s ²	(237) 93 Np** Nettunio 1,3 6,5,4,3 (Rn)5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	(244) 94 Pu** Plutonio 1,3 6,5,4,3 (Rn)5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	(243) 95 Am** Americio 1,3 6,5,4,3 (Rn)5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	(247) 96 Cm** Curio (Rn)5f ⁸ 6d ¹ 7s ²	(247) 97 Bk** Berkelio (Rn)5f ⁹ 6d ¹ 7s ²	(251) 98 Cf** Californio (Rn)5f ¹⁰ 6d ¹ 7s ²	(252) 99 Es** Einsteinio (Rn)5f ¹¹ 7s ²	(257) 100 Fm** Fermio (Rn)5f ¹² 7s ²	(258) 101 Md** Mendelevio (Rn)5f ¹³ 7s ²	(259) 102 No** Nobelio (Rn)5f ¹⁴ 7s ²

(1) Secondo le raccomandazioni IUPAC 2001. Per gli elementi instabili si è riportato tra le parentesi il peso atomico dell'isotopo più longevo.
 (2) Per gli elementi fino al 109 si è adottata la denominazione suggerita dall'IUPAC, sebbene non sia ancora ufficiale.
 (3) L'elio viene collocato nell'ultima colonna poiché il suo livello esterno è completo: ciò fa di questo elemento un gas nobile. Tuttavia i suoi elettroni non riempiono l'orbitale p: lo si dovrebbe immaginare nella seconda colonna, nel blocco 1s.
 - I gruppi sono numerati secondo le raccomandazioni IUPAC, nonostante sia ancora diffusa la denominazione tradizionale.
 - I due colori degli orbitali riflettono il segno della funzione d'onda; non esprimono la separazione tra i due elettroni correlati.
 - I lantanoidi in senso stretto sono i 14 elementi che seguono il lantanio, dunque includono il lutezio. Talvolta anche il lantanio viene considerato un lantanide. Idem per gli attinoidi: in senso lato comprendono gli elementi dell'attinio al laurenzio.

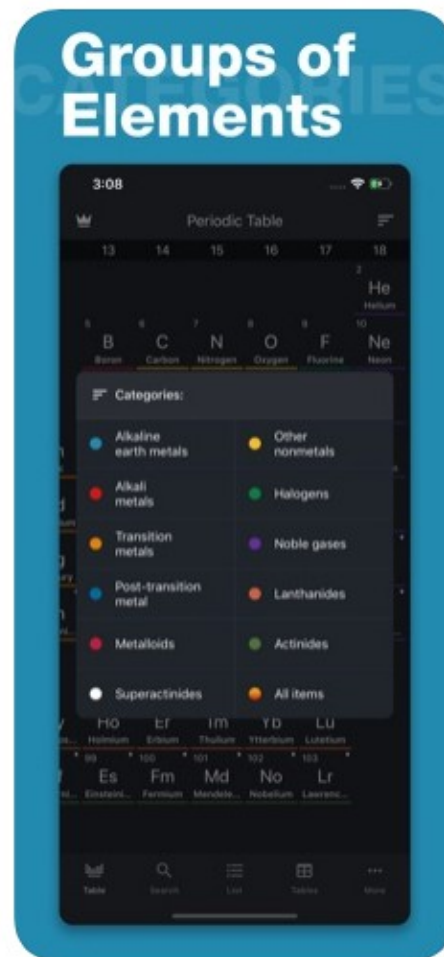
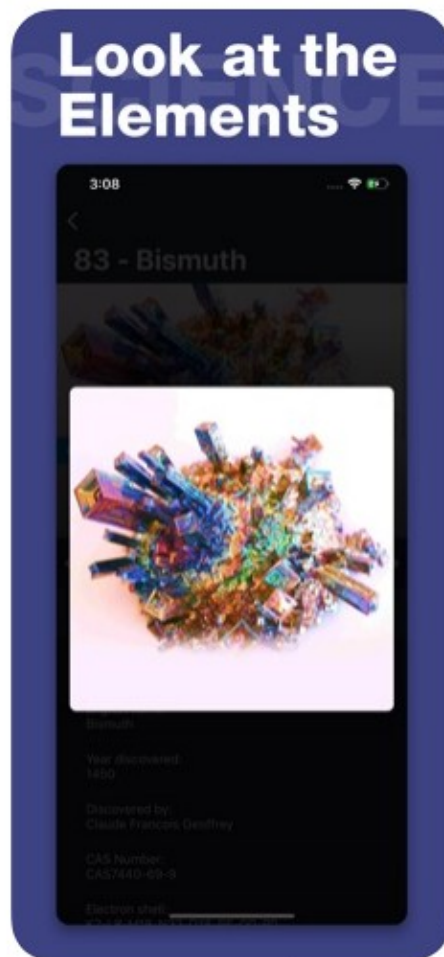


Scaricate una delle tante applicazioni disponibili....

Io uso *TAVOLA PERIODICA*



Attenzione: il docente non è stato pagato per mostrarvi questa slide



METTIAMO ORDINE: TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI



PERIODI (*righe orizzontali*):

Elementi facenti parte di **uno stesso livello energetico**.

Proprietà chimiche molto diverse

1	1.008	1																	4.0026	2																
	H																		He																	
2	6.941	3	9.012	4											10.811	5	12.011	6	14.007	7	15.999	8	18.998	9	20.179	10										
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																		
3	22.99	11	24.31	12											26.98	13	28.086	14	30.97	15	32.065	16	35.452	17	39.948	18										
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																		
4	39.10	19	40.08	20	44.96	21	47.87	22	50.94	23	52.00	24	54.94	25	55.85	26	58.93	27	58.69	28	63.55	29	65.38	30	69.72	31	72.63	32	74.92	33	78.96	34	79.904	35	83.80	36
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																		
5	85.47	37	87.62	38	88.91	39	91.22	40	95.96	41	92.91	42	97.907	43	101.1	44	102.9	45	106.4	46	107.9	47	112.4	48	114.8	49	118.7	50	121.8	51	127.6	52	126.905	53	131.29	54
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																		
6	132.9	55	137.3	56	57-71	178.5	72	183.8	73	180.9	74	186.2	75	190.2	76	192.2	77	195.1	78	197.0	79	200.6	80	204.383	81	207.2	82	209.0	83	[209]	84	[210]	85	[222]	86	
	Cs	Ba	+	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																		
7	[223]	87	226.025	88	89-103	[261]	104	[268]	105	[271]	106	[267]	107	[269]	108	[276]	109	[281]	110	[281]	111	[285]	112	[284]	113	[289]	114	[288]	115	[293]	116	[294]	117	[294]	118	
	Fr	Ra	+	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo																		
8	[316]	119	[320]	120																																
	Uue	Ubn																																		


Lanthanide	+	138.906	57	140.115	58	140.908	59	144.24	60	144.913	61	150.36	62	151.965	63	157.25	64	158.925	65	162.50	66	164.93	67	167.26	68	168.934	69	173.04	70	174.967	71
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu															
		Lanthanum	Cerium	Praseodymium	Neodymium	Promethium	Samarium	Europium	Gadolinium	Terbium	Dysprosium	Holmium	Erbium	Thulium	Ytterbium	Lutetium															
Actinide	+	227.028	89	232.038	90	231.036	91	238.029	92	237.048	93	244.064	94	243.061	95	247.07	96	247.07	97	251.08	98	252.083	99	257.095	100	258.1	101	259.1	102	262.11	103
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr															
		Actinium	Thorium	Protactinium	Uranium	Neptunium	Plutonium	Americium	Curium	Berkelium	Californium	Einsteinium	Fermium	Mendelevium	Nobelium	Lawrencium															

Gli ELEMENTI DELLA VITA

I più importanti ed abbondanti sono sicuramente gli elementi “**SPONCH**”

Zolfo (S), Fosforo (P), Ossigeno (O), Azoto (N), Carbonio (C) e Idrogeno (H)

		Essential for humans																Suggested to be essential for humans		Nonessential for humans														
1	1																	2	18															
1	H																	2	He															
2	3	4																	5	6	7	8	9	10										
2	Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne										
3	11	12																	13	14	15	16	17	18										
3	Na	Mg																	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86																
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115																			
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Uu	Uup																			



CHIMICA: interazione tra atomi

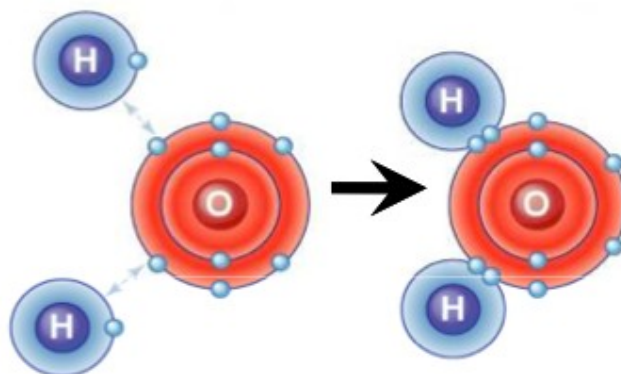




Atomi



Molecole



Per interpretare le proprietà di una sostanza chimica bisogna riconoscere e capire la sua **struttura** e la maniera in cui si formano i **legami**

- **struttura** = come gli atomi sono disposti nello spazio
- **legame** = forza che tiene insieme gli atomi



MOLECOLA

E' un'entità **elettricamente neutra** composta **da due o più atomi, dello stesso elemento o di elementi diversi**, uniti fra loro da un **legame chimico** covalente

O₂ =Molecola di ossigeno = formata da 2 atomi di ossigeno

N₂ =Molecola di azoto = formata da 2 atomi di azoto

H₂O =Molecola di acqua = formata da 2 atomi di idrogeno e 1 di ossigeno

MOLECOLA

E' un'entità **elettricamente neutra** composta **da due o più atomi, dello stesso elemento o di elementi diversi**, uniti fra loro da un **legame chimico** covalente

O_2 = **Molecola di ossigeno** = formata da 2 atomi di ossigeno

N_2 = **Molecola di azoto** = formata da 2 atomi di azoto

H_2O = **Molecola di acqua** = formata da 2 atomi di idrogeno e 1 di ossigeno



LEGAME CHIMICO

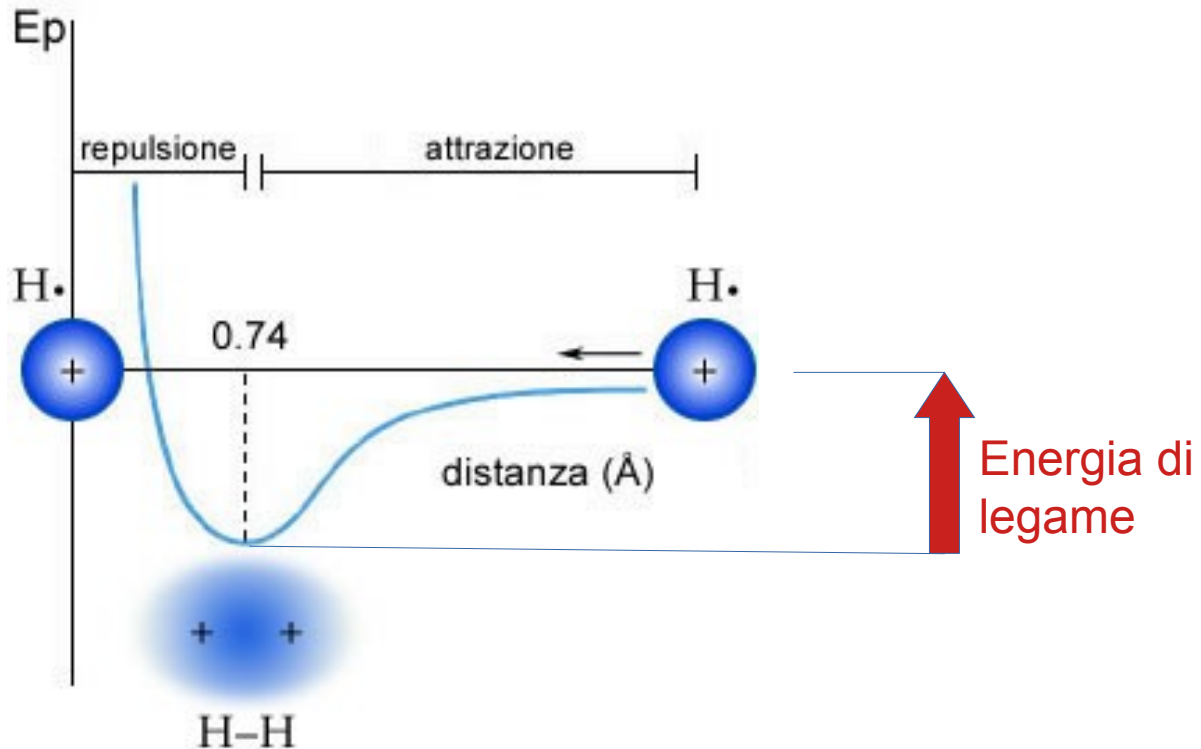
E' una **forza di natura elettrostatica** tiene uniti:

- **più atomi in una molecola** (legami **forti**, o primari o intramolecolari)
- **più molecole** in una sostanza allo **stato condensato** (legami **deboli**, o secondari o intermolecolari)



ENERGIA DI LEGAME

L'energia di un legame chimico è pari all'energia necessaria per separare i 2 atomi. **Gli atomi legati hanno un'energia potenziale inferiore alla somma dei 2 atomi isolati**, ed è per tale motivo che le restano uniti.



MOLECOLE

Ogni molecola e' caratterizzata da un **peso molecolare** (la **somma delle masse degli atomi che la compongono**) e da varie proprietà chimico-fisiche (T di fusione; T di ebollizione: etc..). Possiamo descrivere le molecole in vari modi:



Formula molecolare: numero e tipologia di atomi che la compongono

Formula di struttura: include i legami chimici (**connettività**), può essere 2D o 3D

Smile: acronimo di Simplified Molecular Input Line Entry System) è un metodo per descrivere la struttura di una molecola usando una breve stringa ASCII

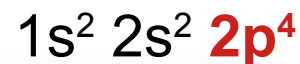
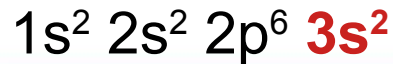
Nome comune	Formula molecolare	Formula di struttura 2D	Formula di struttura 3D	Smile
acqua	H_2O			<chem>O</chem>
Ammoniaca	NH_3			<chem>N</chem>
Etanolo	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$			<chem>CCO</chem>

IONI

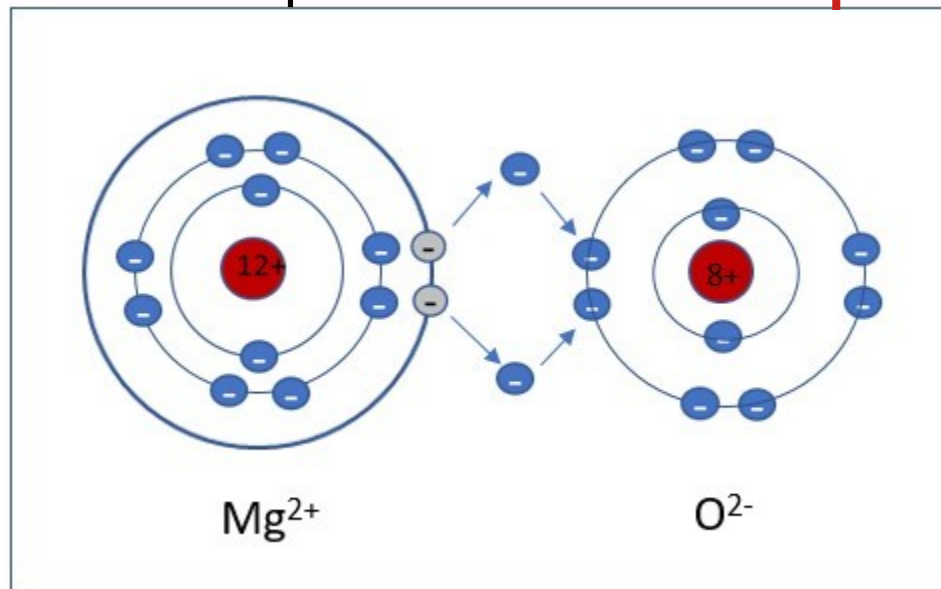
! Gli **IONI** sono **atomi o molecole** che hanno **perso o acquistato elettroni** per ottenere una **conformazione elettronica stabile** (guscio di valenza completo: regola dell'ottetto)

Sono **carichi positivamente (CATIONI)** o **negativamente (ANIONI)**

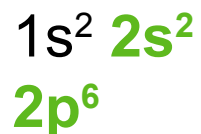
Configurazione
prima della
ionizzazione



Es. Atomi ionici



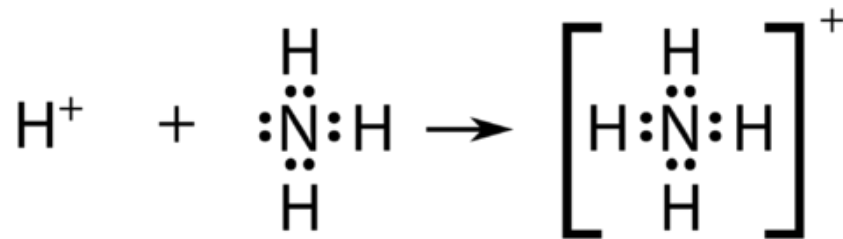
Dopo la
ionizzazione



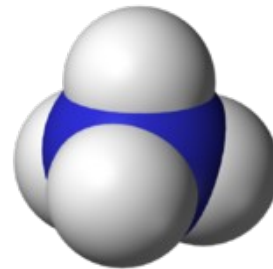
IONI

⚠ Gli **IONI** sono **atomi o composti** che hanno **perso o acquistato elettroni** per ottenere una **conformazione elettronica stabile** (guscio di valenza completo: regola dell'ottetto)

Sono **carichi positivamente (CATIONI)** o **negativamente (ANIONI)**



Es. Molecola ionica



ione Ammonio

Gli **IONI** sono **atomi o composti** che hanno **perso o acquistato elettroni** per ottenere una **conformazione elettronica stabile** (guscio di valenza completo: regola dell'ottetto)

Sono **carichi positivamente (CATIONI)** o **negativamente (ANIONI)**



Ione Idrogeno



Ione Idrossido



Ione Sodio



Ione Cloro



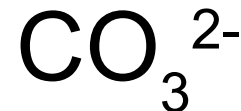
Ione Potassio



Ione Fluoro



Ione Magnesio



Ione Carbonato



Ione Calcio



Ione Solfato



Ione Ammonio



Ione Fosfato



ENERGIA DI IONIZZAZIONE

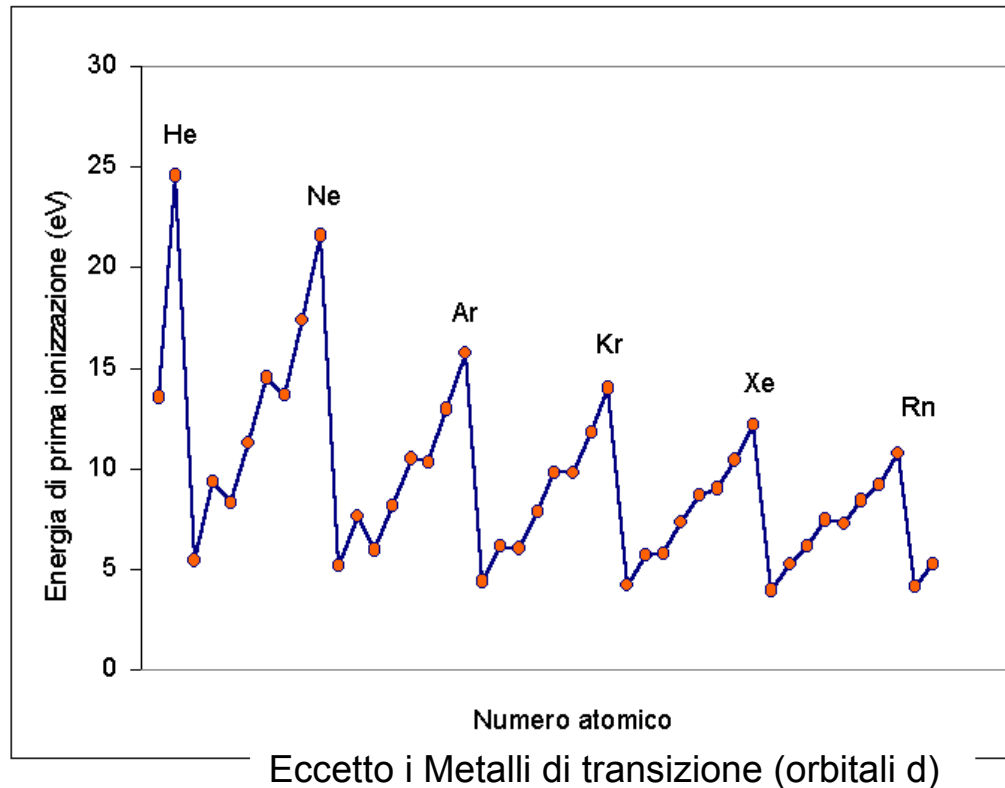
L'**energia** di ionizzazione di un atomo o di una molecola è l'energia **minima richiesta** per allontanare un **elettrone**



ENERGIA DI IONIZZAZIONE

L'**energia** di ionizzazione di un atomo o di una molecola è l'**energia minima richiesta per allontanare un elettrone**

Gli atomi con **pochi elettroni nel guscio esterno** hanno **basse energie di ionizzazione** e tendono a perdere facilmente gli elettroni per diventare cationi (ioni positivi) stabili



I **metalli alcalini** (Gruppo 1) hanno 1 solo elettrone sull'orbitale s più esterno, e **presentano le più basse energie di prima ionizzazione, seguiti dagli alcalino terrosi** (Gruppo 2) che hanno 2 elettroni sull'orbitale s più esterno e basse energie di prima e seconda ionizzazione.

Es.

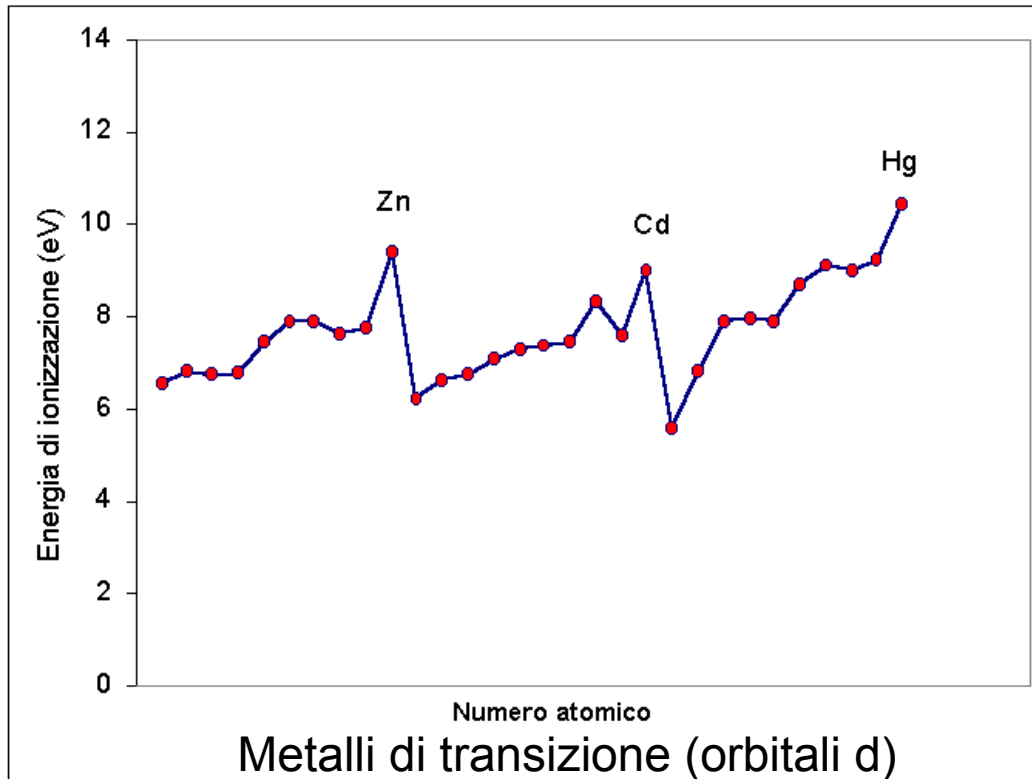




ENERGIA DI IONIZZAZIONE

I **metalli di transizione possono cedere un numero variabile di elettroni** (esistono più cationi stabili dello stesso elemento)

Al contrario i **non metalli NON HANNO** tendenza a perdere gli elettroni



A differenza dei **metalli alcalini e alcalino terrosi**, per i **metalli di transizione** le differenze di **energia di ionizzazione** sono **meno nette**.



AFFINITÀ ELETTRONICA

L'Affinità elettronica e' l'energia liberata o spesa da un atomo o molecola quando **acquisisce un elettrone** per formare uno ione negativo

AFFINITÀ ELETTRONICA

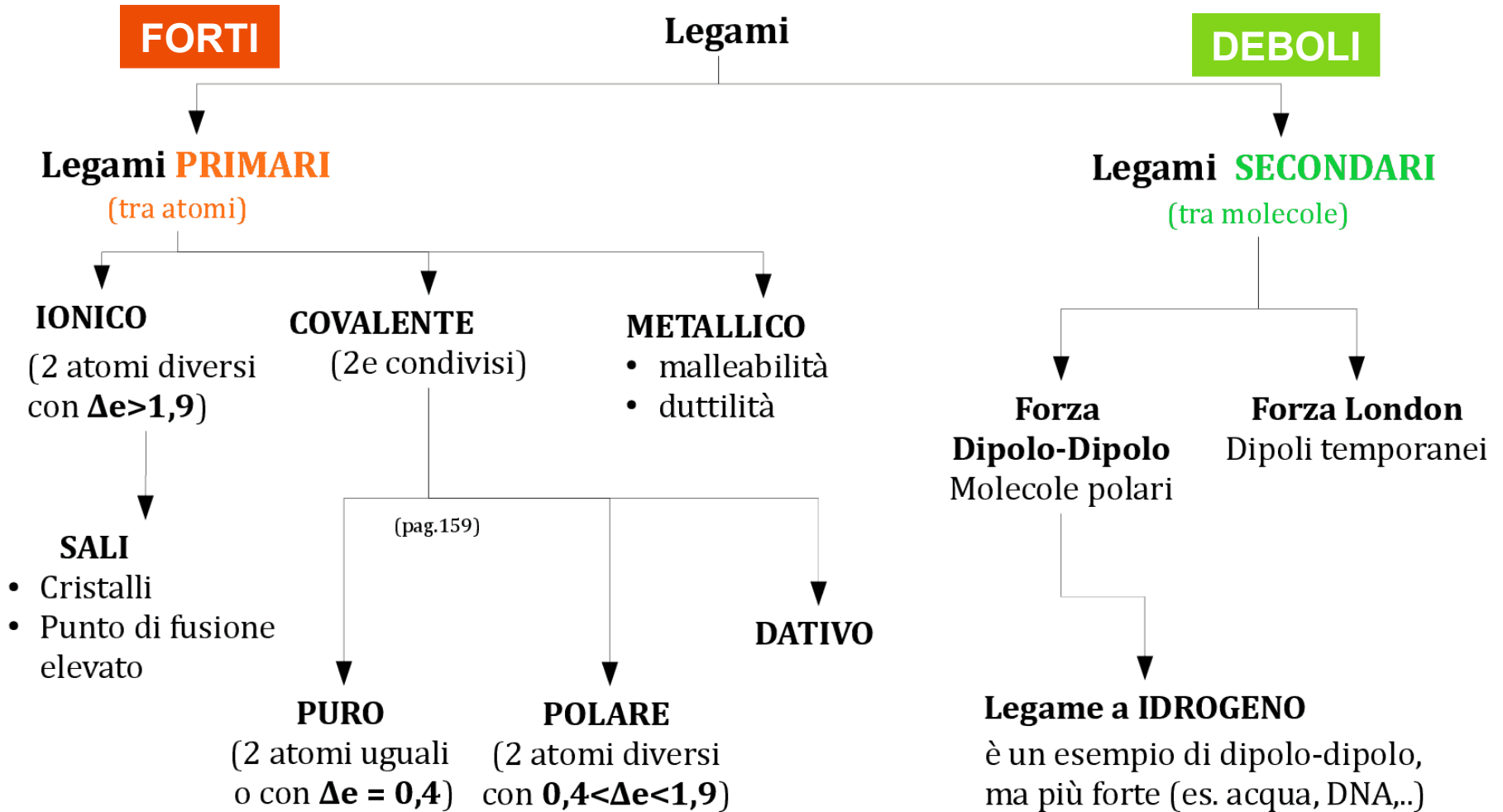
L'Affinità elettronica e' l'energia liberata o spesa da un atomo o molecola quando acquisisce un elettrone per formare uno ione negativo.

Ovviamente gli elementi a cui mancano 1 o 2 elettroni per completare il guscio esterno (VI e VII Gruppo) saranno quelli che presentano la più alta affinità elettronica

	I											III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	H															He		
2	Li	Be										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg										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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra																

⚠ In generale sia l'**affinità elettronica** che l'**energia di ionizzazione** aumentano lungo i periodi e diminuiscono lungo i gruppi

LEGAMI CHIMICI Forti e Deboli



LEGAMI CHIMICI Forti e Deboli

LEGAMI FORTI (o primari):

TENGONO INSIEME GLI ATOMI DI UNA MOLECOLA (INTRAMOLECOLARI)

IL LEGAME IONICO:

È un legame di natura elettrostatica che si forma tra ioni di segno opposto

Es. $\text{Na}^+ - \text{Cl}^-$

IL LEGAME COVALENTE:

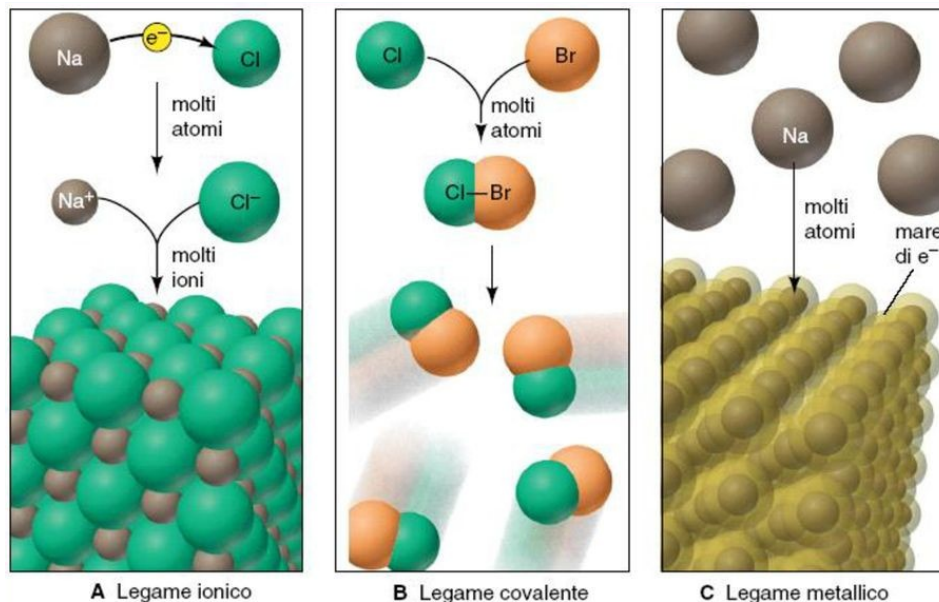
si forma quando due atomi mettono in comune gli elettroni di legame

Es. O-O , H-Cl, H-O-H

IL LEGAME METALLICO:

È un caso particolare di legame che consiste in un'attrazione elettrostatica che si instaura tra gli elettroni di valenza condivisi tra molti atomi (delocalizzati) e gli ioni positivi metallici.

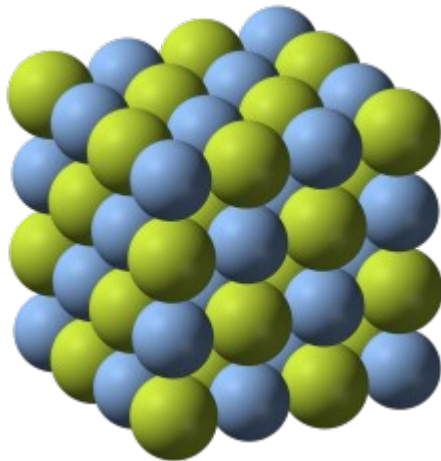
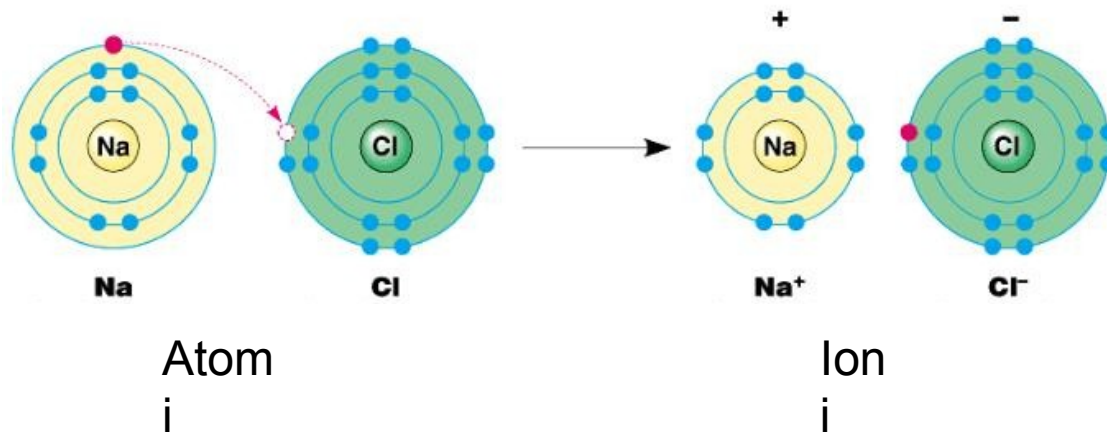
Es. Cu, Fe, Al,



FORTI (intermolecolari):

IL LEGAME IONICO:

È un legame di natura elettrostatica che si forma tra ioni di segno opposto
Es. $\text{Na}^+ - \text{Cl}^-$



NaCl
(Sale
)



Gli **ioni** sono specie chimiche cariche **stabili**.

I **sali** sono formati da ioni.

Nei sali allo stato solido **gli ioni si impacchettano grazie alla forza del legame ionico**

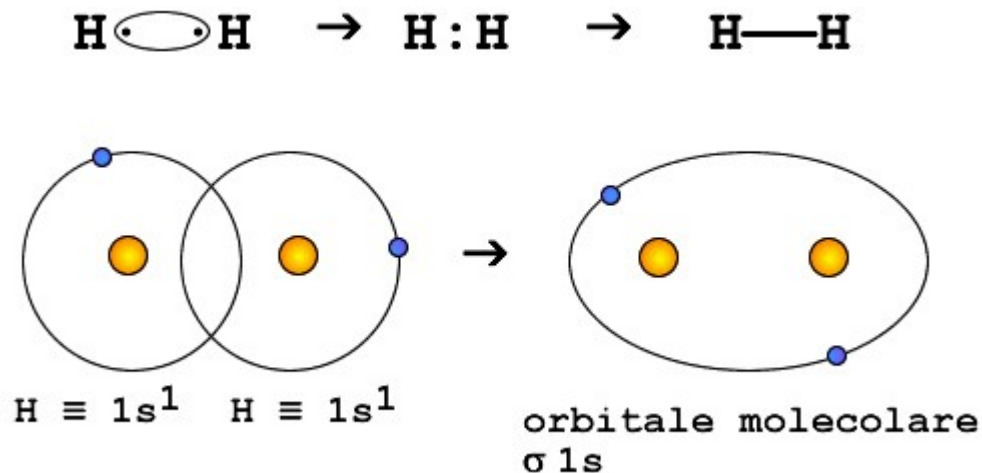
(elettrostatico), ma si **scindono** se si mette il sale in un **solvente polare** (es. acqua)


FORTI (intermolecolari):

IL LEGAME COVALENTE:

si forma quando **due atomi mettono in comune gli elettroni di legame**

Es. **H-H** ; O-O ; H-Cl ; **H-O-H**



Gli elettroni esterni di  valenza possono essere **condivisi tra 2 atomi** in un nuovo orbitale detto **ORBITALE MOLECOLARE** (o di legame) che è **COMUNE ai 2 atomi**

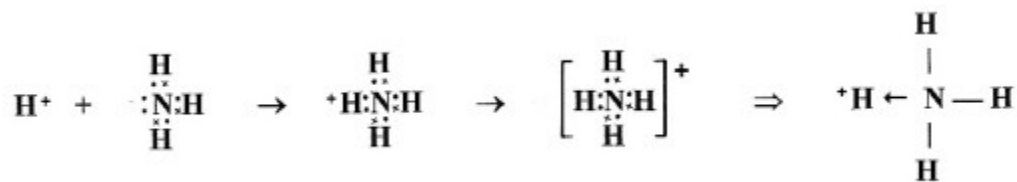
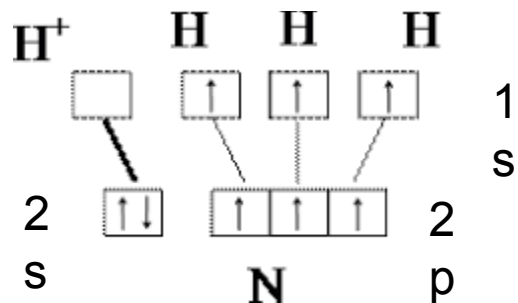
Il legame covalente è molto forte e molto stabile

FORTI (intermolecolari):

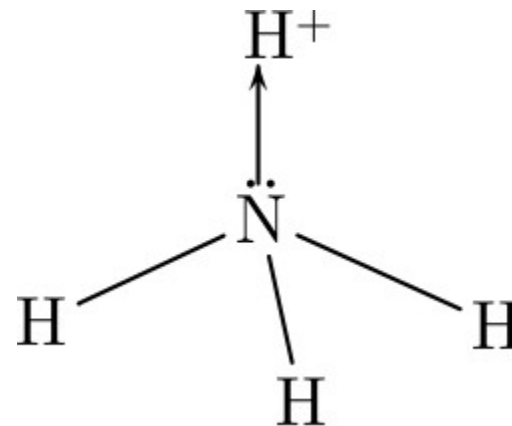
IL LEGAME COVALENTE DATIVO:

si forma quando i **due elettroni di legame appartengono allo STESSO atomo** (donatore) che li condivide con un altro atomo (accettore)

Es. NH_4^+



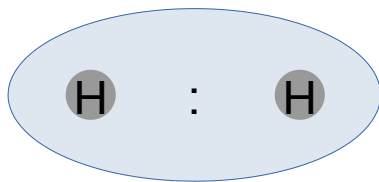
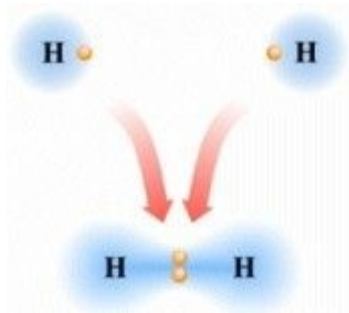
Nello **ione ammonio**,
l'azoto forma **3 legami covalenti** con 3 atomi di idrogeno e **1 dativo** con lo ione idrogeno



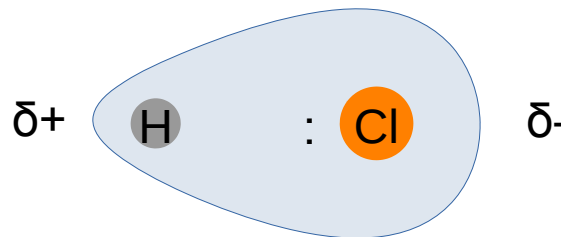
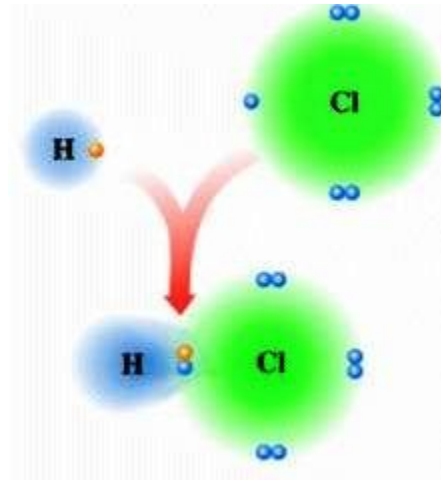
FORTI (intermolecolari):

IL LEGAME COVALENTE (POLARE e NON POLARE):

si forma quando **due atomi mettono in comune gli elettroni di legame**.
Possono essere **singoli (2e)**, **doppi (4e)** e **tripli (6e)**



Legame non polare



Legame polare

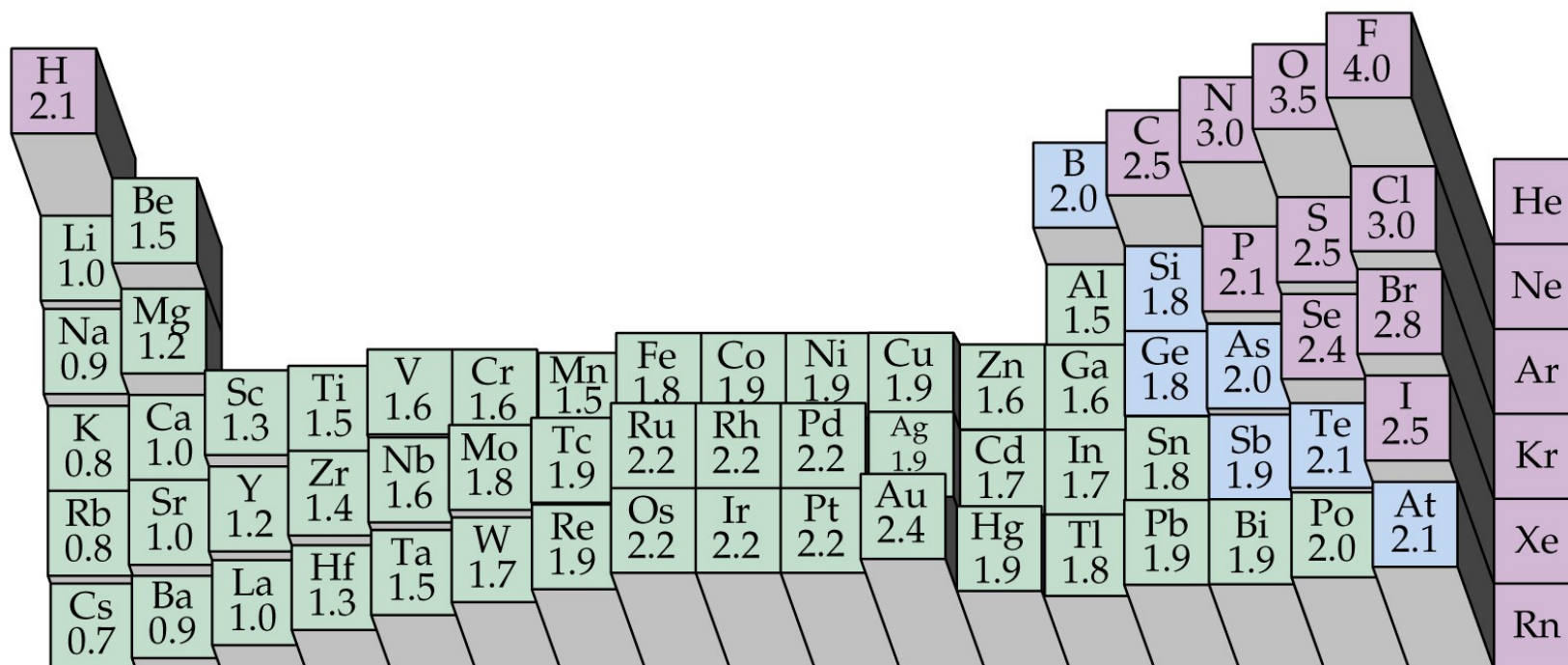
Quando i **2 atomi sono uguali** si parla di **legame covalente puro** (non polarizzato).
Altrimenti si parla di **legame covalente polare** perché uno dei 2 atomi avrà una maggiore tendenza ad attirare a se gli elettroni di legame.



I dipoli molecolari sono alla base dei Legami secondari intermolecolari (deboli)

ELETRONEGATIVITÀ

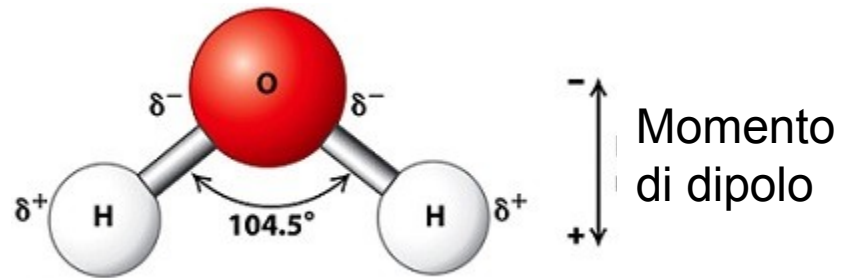
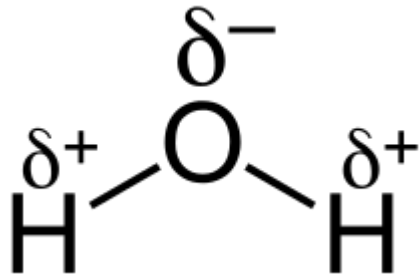
- ! Definiamo Elettronegatività **la capacità che ha un atomo di attrarre a sé gli elettroni**. Viene assegnato il **valore 4** all'elemento più elettronegativo che è il **fluoro (F)** e valori sempre più bassi agli altri elementi.



- ! **Le differenze in elettronegatività sono responsabili della polarizzazione dei legami chimici intramolecolari, che sono alla base dei legami deboli tra le molecole, che a loro volta sono FONDAMENTALI per la vita.**
- Infatti da queste forze dipendono la struttura degli acidi nucleici e delle proteine, ed esse rendono possibile la compartimentalizzazione cellulare.

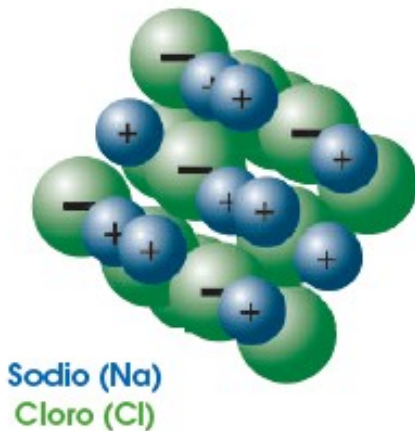
L'ACQUA È UNA MOLECOLA POLARE

- ! Poiché l'ossigeno ha un'elettronegatività più alta dell'idrogeno (3.5 contro 2.1), la molecola d'acqua è polarizzata, con una parziale carica negativa sull'ossigeno.

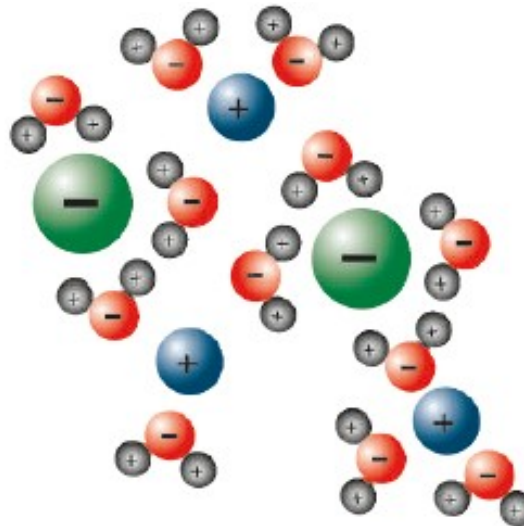


- ! Grazie alla polarizzazione l'acqua può formare legami idrogeno e solubilizzare i sali. L'acqua è il solvente dei sistemi biologici

NaCl
(solido)



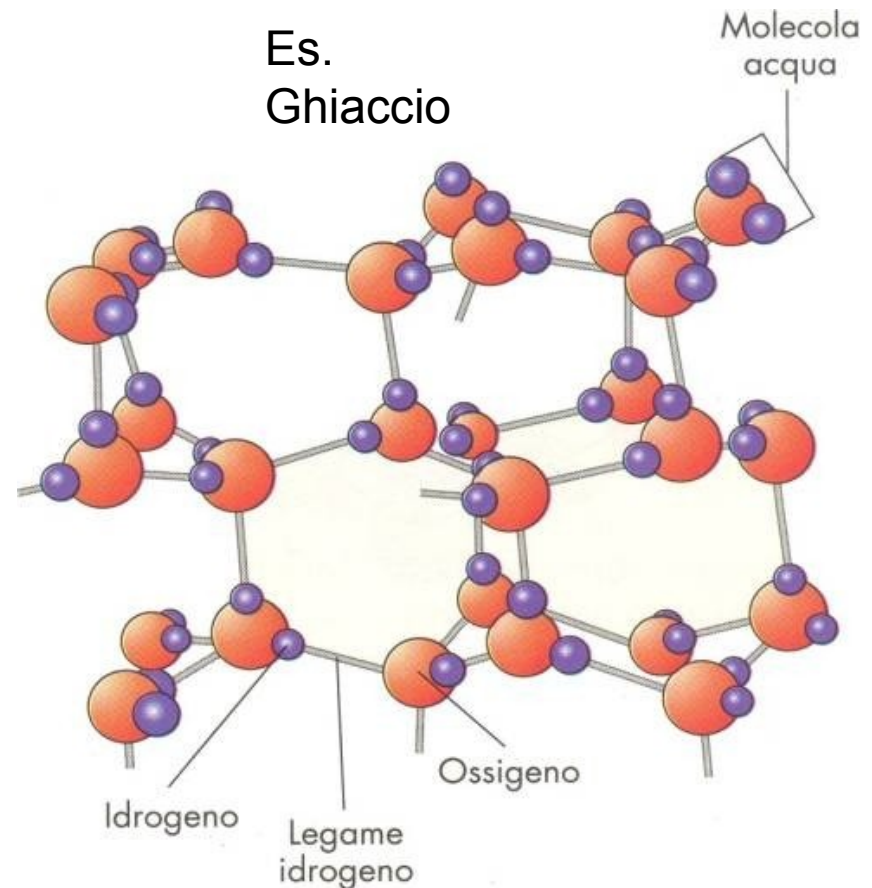
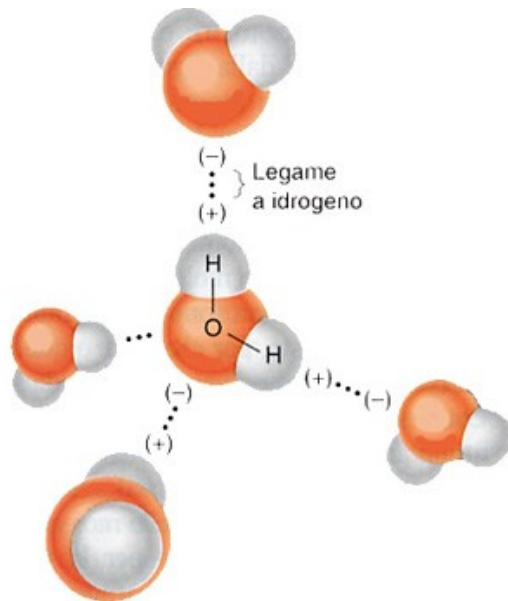
NaCl
(in acqua)



LEGAMI DEBOLI (o secondari):

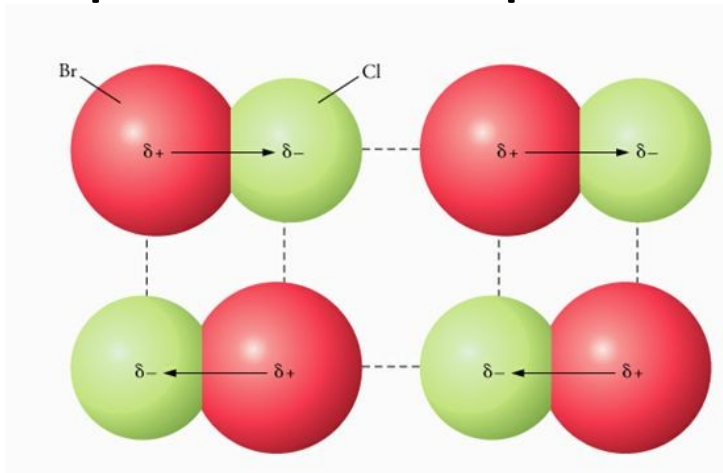


IL LEGAME IDROGENO: è un legame Dipolo-Dipolo e si forma **tra un atomo di idrogeno** coinvolto in un legame covalente polarizzato che lo rende parzialmente positivo ($\delta+$) e **un atomo elettronegativo** (parzialmente negativo $\delta-$) **di una molecola vicina**. Il legame idrogeno è un **legame intermolecolare debole**.



LEGAMI DEBOLI (o secondari):

Forze Dipolo-Dipolo e di Van Der Waals: sono le forze più deboli esistenti tra molecole. Sono di natura elettrostatica, originate dalla polarizzazione dei legami (dipolo-dipolo), oppure dalla fluttuazione degli elettroni che genera una polarizzazione temporanea.



**Interazioni
Dipolo - Dipolo**



**Interazioni
Dipolo istantaneo -
Dipolo indotto
Forze di London**

Sono responsabili della **coesione delle sostanze apolari** (idrofobiche)

CONFRONTIAMO LE ENERGIE DEI VARI LEGAMI:

Ricordiamo che l'energia di legame è uguale alla quantità di energia necessaria per rompere il legame.

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	$[(0,01 - 0,1) \cdot 96,5] \cong 1 - 10$

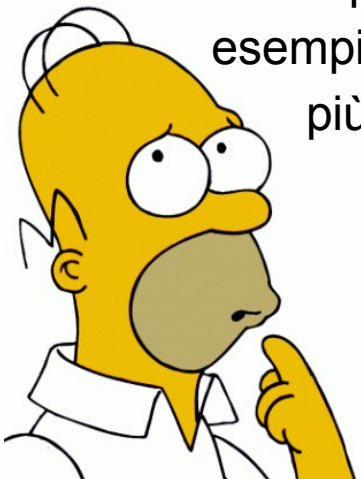
(a) e (b) indicano rispettivamente i legami interatomici e i legami intermolecolari.

Notate l'elevata energia del legame idrogeno (secondario) e l'energia relativamente bassa del legame metallico (primario) rispetto ai legami covalenti e ionici, che è responsabile della duttilità e malleabilità dei metalli.

ASSOCIAZIONI DI IDEE..... PER RICORDARE I CONCETTI (parte2)

Due **ALBERGHI (atomi)** si **accordano** per trovare ai clienti **sistemazioni più economiche**. Ad esempio 1 cliente che si trova da solo al 4 piano in una stanza **Standard** (orbitale 4s) viene invitato ad alloggiare nell'altro albergo in convenzione dove è ancora libero un posto in una **Plus** al 2 piano (orbitale 2p). Il primo albergo sarà felice di poter chiudere il 4 piano, mentre il secondo avrà il piano al completo (i due atomi **sono diventati ioni**).

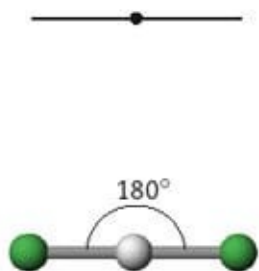
Contenti della collaborazione, i due albergatori decidono di investire comprando il terreno che si trova tra i due alberghi su cui **costruiscono dei bungalow, che appartengono ad entrambi (orbitali di legame)**. Ogni volta che entrambi hanno dei clienti isolati all'ultimo piano, gli offrono la possibilità di alloggiare in coppia nei bungalow ad un prezzo ridotto (**legame covalente**). Se i due alberghi hanno le stesse **attrazioni (elettronegatività)** i clienti del bungalow passeranno, in media lo stesso tempo in entrambi (**legame covalente non polare**). Al contrario se ad esempio uno dispone della piscina e l'altro no, in media, i clienti passeranno più tempo nell'albergo migliore (**legame covalente polarizzato**).



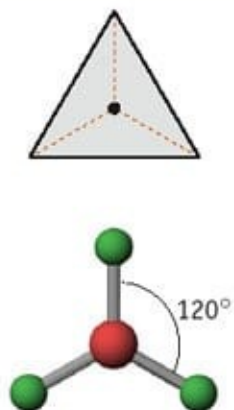
GEOMETRIA DELLE MOLECOLE

La geometria di legame è sempre quella a minor energia cioè quella in cui gli **atomi legati si trovano alla MASSIMA DISTANZA tra di loro**

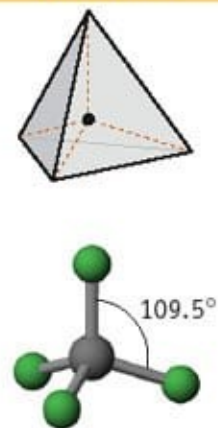
Linear



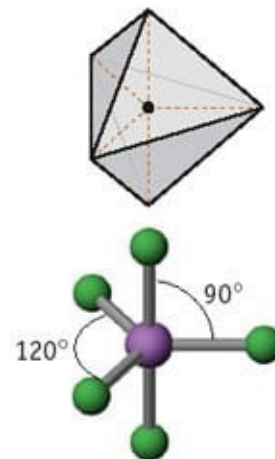
Trigonal-planar



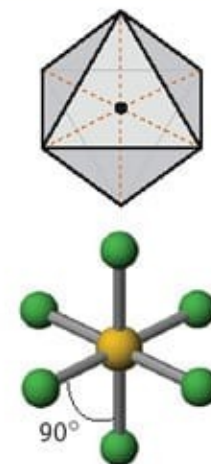
Tetrahedral



Trigonal-bipyramidal



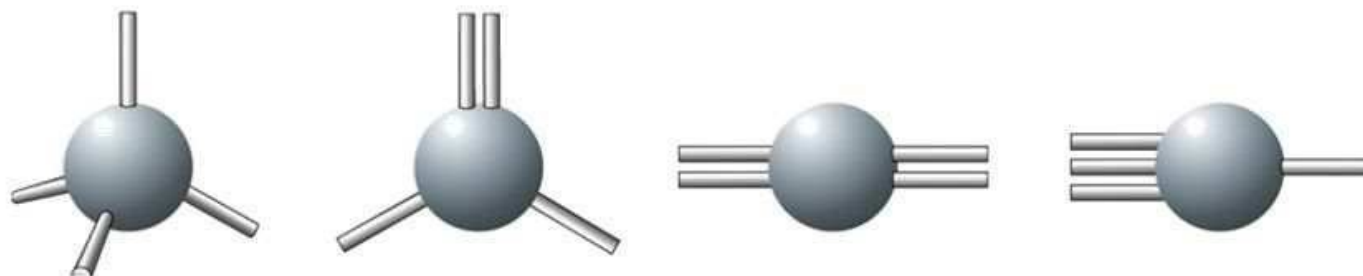
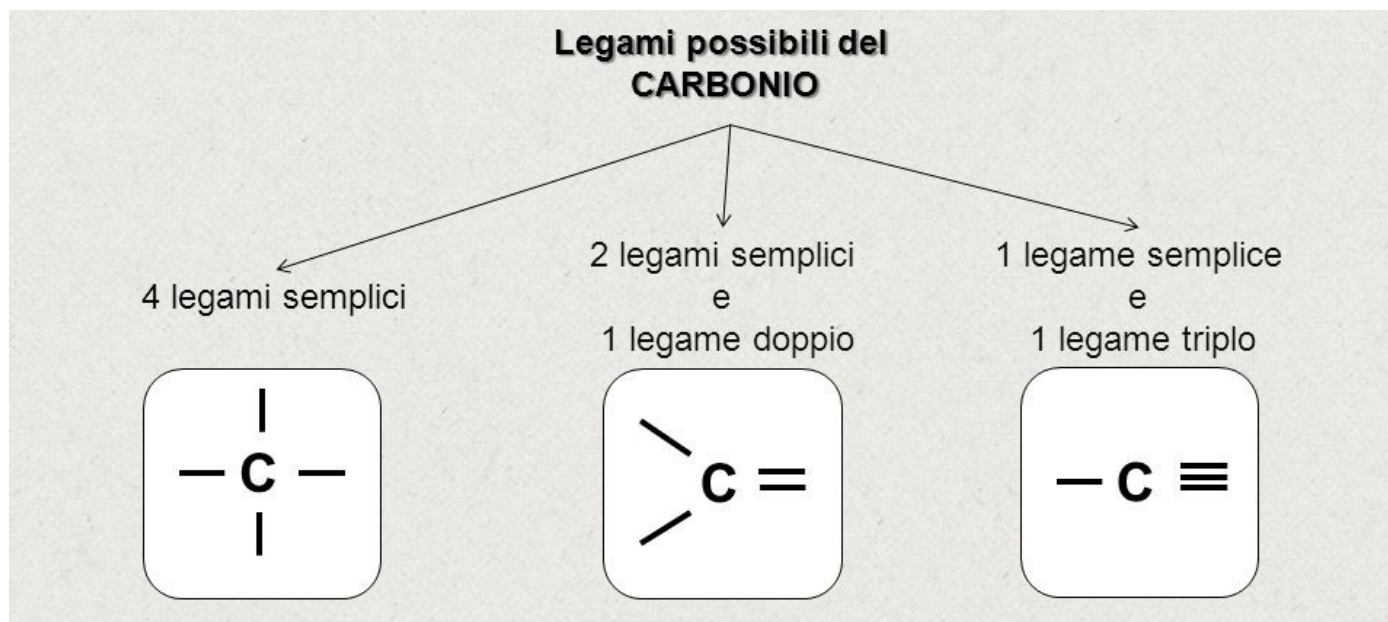
Octahedral



IL CARBONIO È LA IL MATTONI FONDAMENTALE DELLA VITA

Il Carbonio (C) è l'elemento più versatile dal punto di vista strutturale:

- **Forma sempre 4 legami**
- **Forma legami singoli, doppi e tripli**
- **ha una elettronegatività intermedia (2.5), quindi forma legami covalenti con molti altri elementi originando molecole con una grande varietà di proprietà chimiche**
- La chimica del Carbonio si chiama **CHIMICA ORGANICA**



Formule di alcuni composti inorganici di interesse biomedico

ACIDI

cloridrico	HCl	forte, presente nel succo gastrico
nitrico	HNO ₃	forte, caustico
solforico	H ₂ SO ₄	forte, caustico
fosforico	H ₃ PO ₄	debole, presente nel sangue
borico	H ₃ BO ₃	debole, antisettico per uso oftalmico
carbonico	H ₂ CO ₃	debole, presente nel sangue in equilibrio con l'anidride carbonica (CO ₂)
acetico	CH ₃ COOH	debole

BASI

idrossido di sodio	NaOH	base forte, caustico
idrossido di potassio	KOH	base forte, caustico
idrossido di calcio	Ca(OH) ₂	base forte poco solubile, caustico
idrossido di magnesio	Mg(OH) ₂	base forte poco solubile, antiacido
idrossido di alluminio	Al(OH) ₃	base forte poco solubile, antiacido
Ammoniaca	NH ₃	base debole, prodotto metabolismo, tossica

SALI

cloruro di sodio	NaCl	no idrolisi; ubiquitario
cloruro di ammonio	NH ₄ Cl	idrolisi acida
solfo di bario	BaSO ₄	poco solubile, radioopaco, non da idrolisi
carbonato di calcio	CaCO ₃	poco solubile, idrolisi basica
fosfato di calcio	Ca ₃ (PO ₄) ₂	poco solubile, presente nelle ossa
fosfati acidi di sodio	Na ₂ HPO ₄ e NaH ₂ PO ₄	presenti nel sangue
solfo di magnesio	MgSO ₄	poco solubile, lassativo
acetato di sodio	CH ₃ COONa	idrolisi basica
bicarbonato e carbonato di sodio	NaHCO ₃ e Na ₂ CO ₃	idrolisi basica
bromuro di potassio	KBr	no idrolisi, sedativo
ioduro di potassio	KI	no idrolisi, componente della dieta
permanganato di potassio	KMnO ₄	no idrolisi, ossidante