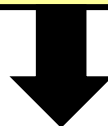


ORIENTAMENTO CONSAPEVOLE 2021-2022

CORSO DI CHIMICA

1ª PARTE: STRUTTURA E PROPRIETA' DELLA MATERIA,
I LEGAMI CHIMICI, LE REAZIONI CHIMICHE

**LINK DI ACCESSO PER POTER ACCEDERE AI TEST DI AMMISSIONE
DEGLI ANNI PRECEDENTI PER IL CORSO DI LAUREA IN MEDICINA E
CHIRURGIA E PER QUELLO DI ODONTOIATRIA E PROTESI DENTARIA**



https://accessoprogrammato.miur.it/2021/ME_HP.html

ELEMENTI, COMPOSTI, MISCELE

Metodo fisico:
Filtrazione



(qualsiasi cosa che occupa spazio e possiede una massa)

materia

sostanze pure

miscele

separate con metodi fisici

composti

elementi

omogenee

eterogenee

separati con
metodi chimici

(es. rame, oro, ferro)

(es. acqua,
cloruro di
sodio, ammoniaca)

Una **MISCELA** è un campione di materia costituito da due o più sostanze.

I **COMPOSTI** sono sostanze più complesse formate da atomi differenti che per mezzo di reazioni chimiche si decompongono in elementi.

Gli **ELEMENTI** sono sostanze formate da atomi dello stesso tipo.

L' **ATOMO** è la più piccola parte dell'elemento che conserva tutte le caratteristiche strutturali per l'identificazione dell'elemento a cui appartiene.

Def. di FASE

Per fase si deve intendere una porzione di materia che presenta una composizione omogenea e costante senza alcuna superficie di separazione.

Una miscela in cui è presente una sola fase è detta **omogenea**. Tipico esempio sono le soluzioni (sale sciolto in acqua). Una miscela in cui è possibile evidenziare più di una fase è detta **eterogenea** o **miscuglio**.

Esempi di miscele:

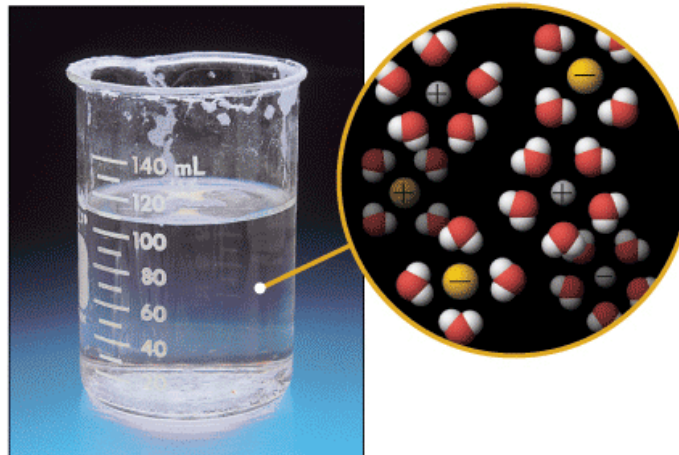
**miscela
eterogenea
liquido-liquido**

**Miscela
eterogenea
solido-liquido**

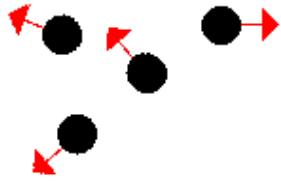
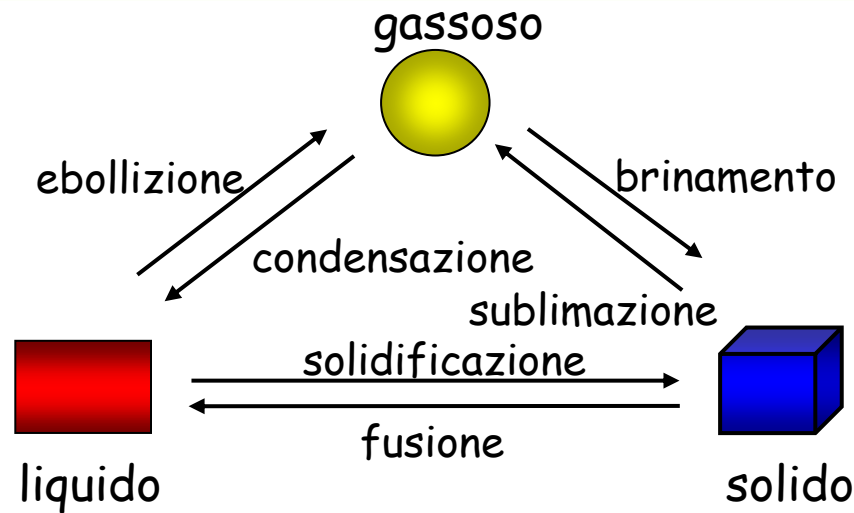
Se il diametro della particella dispersa è $< 1 \text{ nm}$ → Soluzioni



**Sale in acqua:
miscela omogenea**



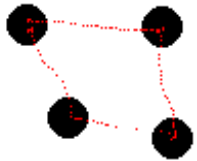
Stati di aggregazione della materia e passaggi di stato



assenza di legami

Stato gassoso: la materia è presente sotto forma di particelle in continuo movimento che occupano in modo omogeneo tutto il volume del recipiente di cui assumono la forma.

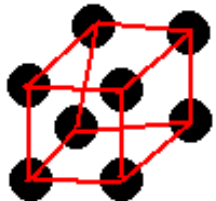
diminuizione di T ↓ ↓ aumento di P



legami deboli

Stato liquido: la materia è presente sotto forma di particelle tra le quali si esercitano forze di coesione che prevalgono su quelle di movimento che tendono ad allontanarle; pertanto i liquidi assumono la forma del recipiente ma hanno volume proprio.

diminuizione di T ↓ ↓ aumento di P



legami forti

Stato solido: la materia è formata da particelle legate da forze attrattive o di coesione per cui le sostanze solide assumono una disposizione obbligata nello spazio avendo forma e volume propri.

LEGGE DEI GAS IDEALI

Legge di Boyle

$$V \propto (1/P)$$

(T, n costanti)

Legge di Charles

$$V \propto T$$

(P, n costanti)

Ipotesi di Avogadro

$$V \propto n$$

(P, T costanti)

Combinando le tre leggi avremo che: $V \propto nT/P$

Questo risultato può essere espresso per mezzo di una equazione matematica introducendo una costante **R** (0.082057 L x atm/K x mol), indicata come **costante universale dei gas**, che serve a collegare tra loro le proprietà dei gas. Quindi avremo:

$$V = R(nT/P)$$

oppure:

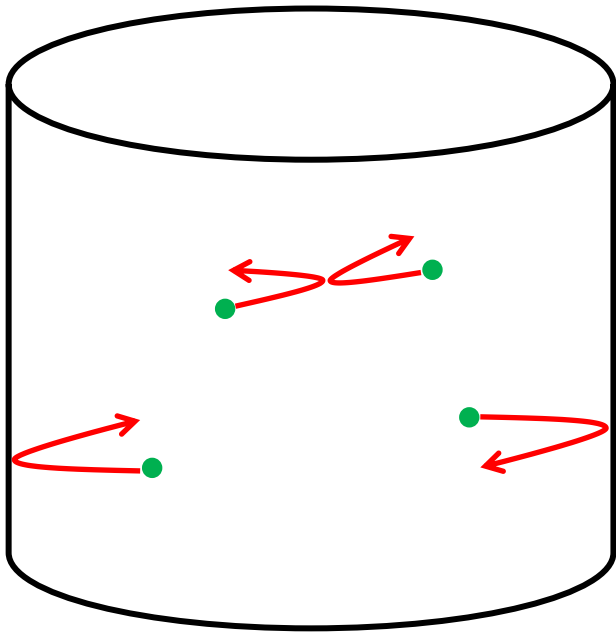
$$PV = nRT$$

LEGGE DEI GAS IDEALI

COMPORAMENTO NON IDEALE: I GAS REALI

Un gas per essere considerato ideale deve avere queste caratteristiche:

- Il volume occupato da una singola molecola di gas deve essere molto piccolo rispetto al volume a disposizione.
- L'urto tra le molecole deve essere elastico (non devono essere presenti forze attrattive intermolecolari), in modo tale che l'energia cinetica totale rimanga costante.



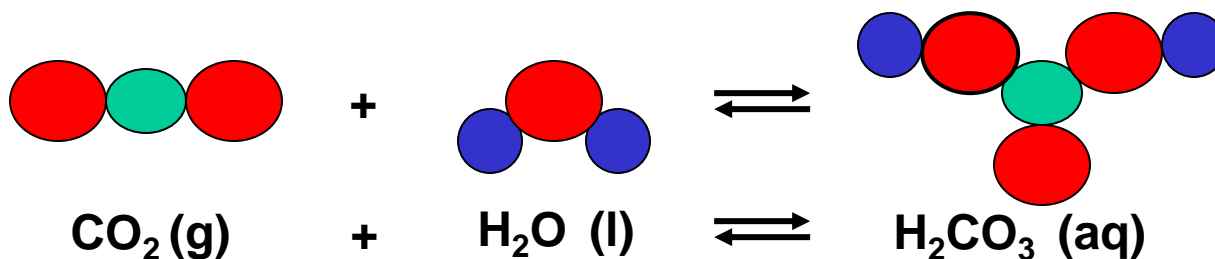
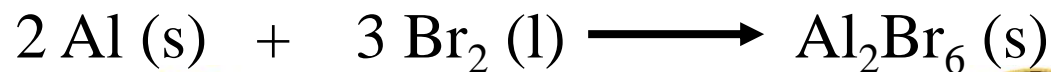
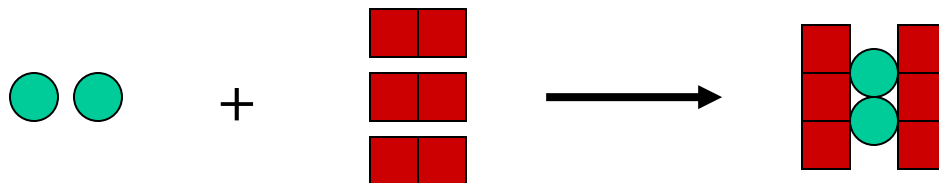
Alte pressioni e basse temperature non consentono un comportamento ideale di un gas e quindi la legge dei gas ideali non può a rigore essere utilizzata.

La legge dei gas ideali è rigorosamente valida a temperature vicine a quella ambiente (25°C) e a pressioni di 1 atm o più basse.

LEGGE DELLA CONSERVAZIONE DELLA MASSA

(Lavoisier)

La somma delle masse delle sostanze reagenti è identica alla somma delle masse delle sostanze prodotte.



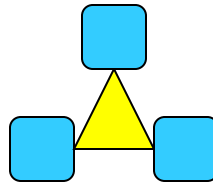
Tale legge non è tuttavia valida per le reazioni nucleari, dove massa ed energia secondo Einstein sono interconvertibili.

LEGGE DELLE PROPORZIONI DEFINITE (Proust)

Un particolare composto contiene sempre gli stessi elementi nel medesimo rapporto di massa.

Composto


pesa 17,0




rapporto H/N nell'ammoniaca (NH₃) → 3:1

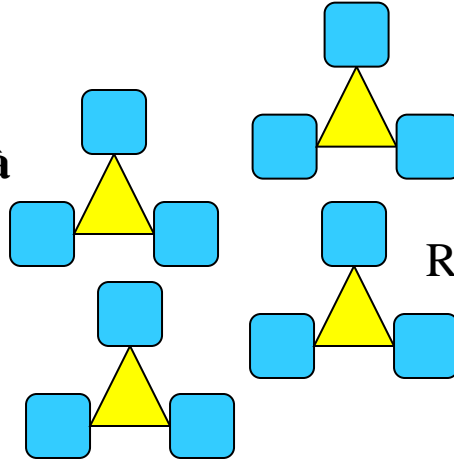
Rapporto di massa → $(1,0 \times 3)/14 = 0,214$

Elementi:

H  → pesa 1,0

N  → pesa 14,0

Prendiamo ora una quantità incognita dello stesso composto di cui si conosce il contenuto di H pari a 12g



H/N → 3:1

Rapporto di massa → $(1,0 \times 3)/14 = 0,214$

Dal momento che il rapporto di massa tra gli elementi che formano un composto non cambia, nel nostro caso **0,214**, si può ricavare facilmente la massa (x) di N:


$$12/x = 0,214 \Rightarrow 12/0,214 = x \Rightarrow x = 56 \text{ g di N} \Rightarrow \text{massa totale} = 12 \text{ g} + 56 \text{ g} = 68 \text{ g}$$


Al contrario, noto il peso di una certa quantità di composto, considerando la sua formula minima e i pesi dei singoli elementi, con tale legge si possono facilmente ottenere le masse degli elementi da cui è formato.

LEGGE DELLE PROPORZIONI MULTIPLE (Dalton)

Quando due elementi formano due diversi composti il rapporto tra le masse in un composto rispetto al rapporto tra le masse nell'altro è un numero piccolo intero.

Elementi:


O  → pesa 16,0


C  → pesa 12,0



$$32,0/12,0 = \mathbf{2,66} \leftarrow \text{rapporti} \rightarrow 16,0/12,0 = \mathbf{1,33}$$

$$\text{Relazione tra i rapporti} \rightarrow \mathbf{2,66/1,33 = 2}$$

O  → pesa 16,0

N  → pesa 14,0



$$32,0/14,0 = \mathbf{2,29} \leftarrow \text{rapporti} \rightarrow 16,0/14,0 = \mathbf{1,14}$$

$$\text{Relazione tra i rapporti} \rightarrow \mathbf{2,29/1,14 = 2}$$

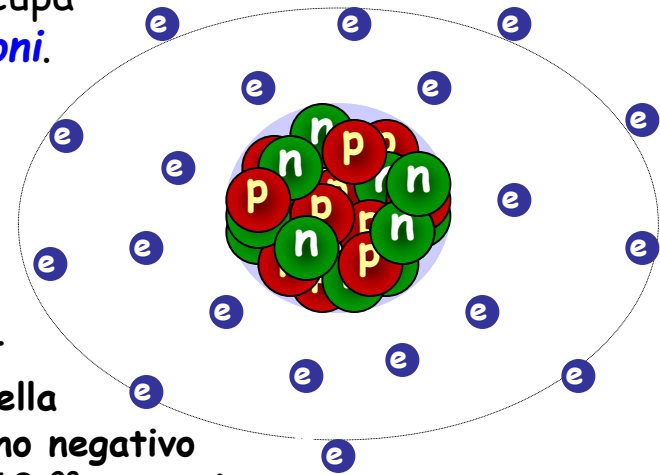
VISIONE SEMPLIFICATA DELL'ATOMO

Un atomo può essere assimilato ad una minuscola sfera che occupa la parte centrale (**il nucleo**), circondata da una **nube di elettroni**.

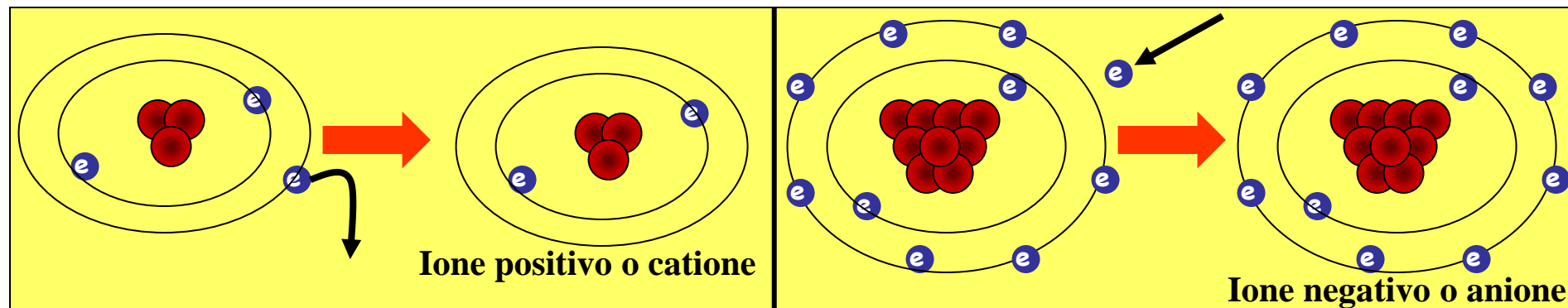
nucleo → **P Protone:** ha carica elettrica positiva (+) e presenta una massa pari a 1.672×10^{-24} grammi.

n Neutrone: non ha carica elettrica ma presenta una massa pari a 1.674×10^{-24} grammi.

e Elettrone: ha carica elettrica con valore uguale a quella del protone (1.602×10^{-19} C) ma con segno negativo (-) e possiede una massa pari a 9.109×10^{-28} grammi (circa 1840 volte inferiore rispetto a quella del protone).



Un atomo deve essere neutro, cioè presenta un uguale numero di protoni ed elettroni:



Numero atomico (Z): n.º dei protoni

Numero di massa (A): n.º dei protoni + n.º dei neutroni

Le proprietà chimiche di un atomo e quindi il suo comportamento, dipendono dalla configurazione dello strato più esterno di elettroni appartenenti ad esso.

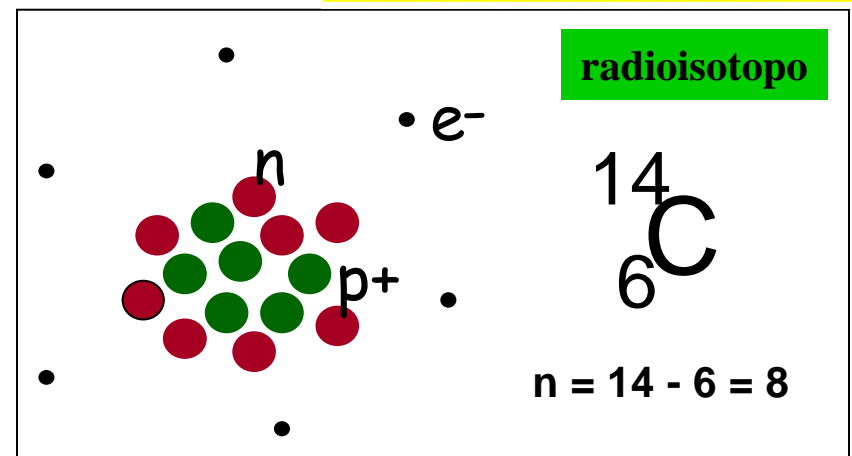
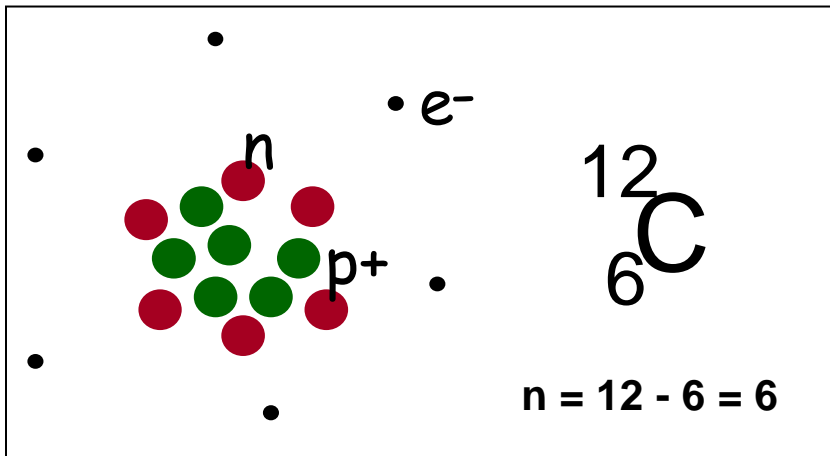
Si definiscono **ISOTOPI** o **NUCLIDI** di un elemento, atomi che hanno lo stesso numero atomico Z , ma differiscono per il numero di massa A .

numero di massa $\longrightarrow A$
numero atomico $\longrightarrow Z$

X \longleftarrow simbolo dell'elemento

ISOTOPI DEL CARBONIO

L'uomo del Similaun

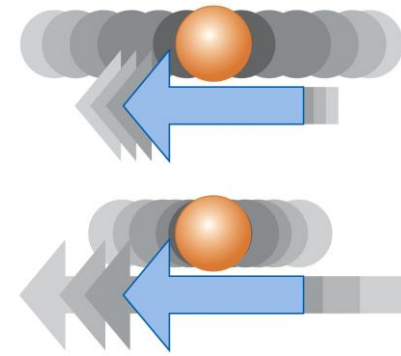


Alcuni isotopi sono stabili, altri (*i radioisotopi*) sono instabili e tendono alla stabilità emettendo radiazioni (α , β o γ) disintegrandosi in elementi stabili.

Principio di indeterminazione di Heisenberg

L'incertezza della posizione (Δx) e quella della quantità di moto (Δmv) di una particella deve soddisfare la seguente relazione:

$$\Delta x \times \Delta mv \geq h/4\pi$$



Tale principio afferma in pratica che, per una particella di massa subatomica, ad esempio l'elettrone, non è possibile conoscere contemporaneamente e con pari esattezza, la posizione e la velocità di tale particella.



CONSEGUENZE

Non è possibile descrivere da quanto detto il moto di particelle piccole come l'elettrone tramite una precisa realtà fisica come un'orbita o una traiettoria.

Il moto dell'elettrone intorno al nucleo deve piuttosto essere descritto per mezzo di una funzione matematica detta **FUNZIONE D'ONDA**.

La funzione d'onda che descrive il moto dell'elettrone intorno al nucleo è data da una **equazione differenziale** che fu impostata e risolta per la prima volta da Erwin Schrodinger

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \cdot \frac{d^2\psi}{dx^2} + V(x)\psi = E\psi$$

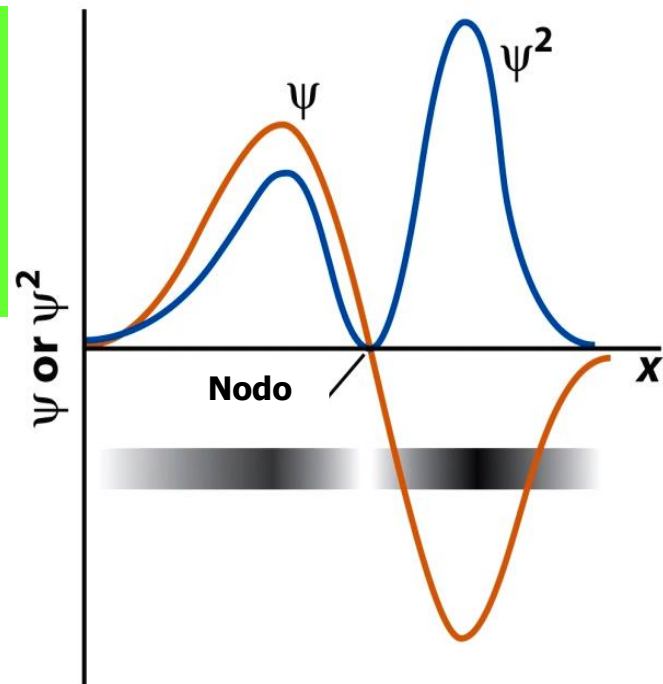
Equazione
di
Schrodinger

Le soluzioni possibili dell'equazione di Schrodinger sono ottenute attribuendo dei valori interi a certi parametri presenti nell'espressione della funzione d'onda

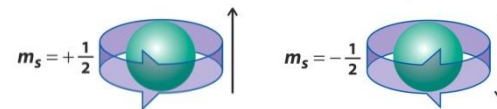
➔ I parametri sono **3** e sono detti **numeri quantici** ⬅

La funzione d'onda descritta da ben definiti numeri quantici è chiamata **ORBITALE**, che rappresenta la regione dello spazio dove si ha la massima probabilità di trovare un elettrone con una certa energia

- n (numero quantico principale)
- l (numero quantico secondario)
- m (numero quantico magnetico)

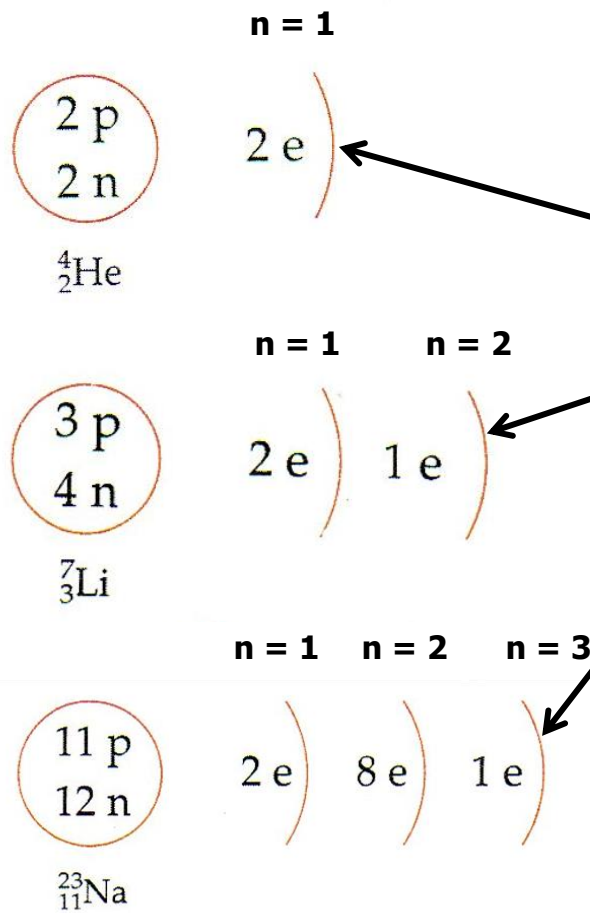


Esiste un quarto numero quantico (**numero quantico di spin, m_s**) legato alla rotazione dell'elettrone intorno al suo asse. L'elettrone si comporta quindi come un micromagnete allineandosi o meno ad un eventuale campo magnetico esterno.



Il quadrato della funzione d'onda Ψ , cioè $\Psi^2 \Delta v$, indica la densità di probabilità elettronica in un punto di coordinate x, y, z , ossia **la probabilità che l'elettrone si trovi nel volume infinitesimo Δv intorno ad un punto di coordinate x, y, z**

Distribuzione a strati e sottostrati (livelli e sottolivelli) degli elettroni intorno al nucleo

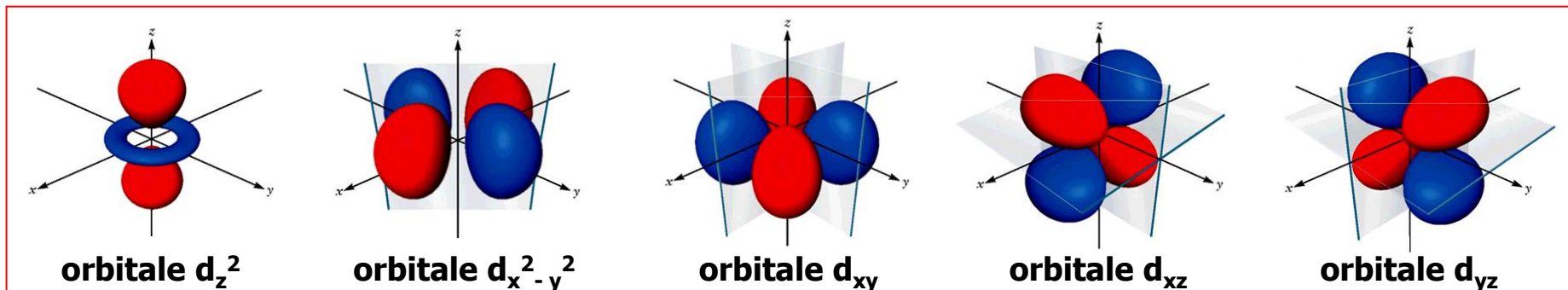
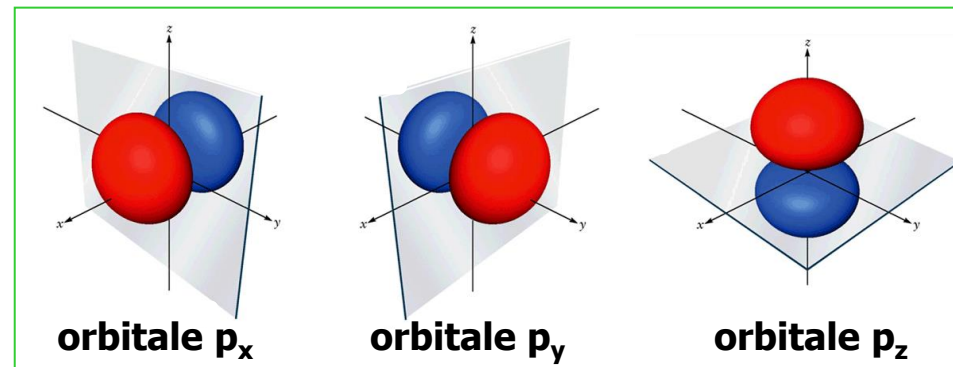


Gli elettroni presenti nel livello n più lontano dal nucleo (strato di valenza) sono denominati **elettroni di valenza** e sono quelli coinvolti nella formazione dei legami chimici.

NUMERI QUANTICI E ORBITALI

- numero quantico principale (n)**: indica il livello energetico dell'orbitale (che va da valori negativi a valori sempre meno negativi via via che ci si allontana dal nucleo) e la sua distanza media dal nucleo; (n può variare da 1 fino ad ∞)
- numero quantico secondario o azimutale (l)**: indica la forma dell'orbitale e fornisce una misura della velocità con cui l'elettrone si muove intorno al nucleo (l può variare da 0 ad $n-1$)
- numero quantico magnetico (m)**: indica l'orientazione dell'orbitale nello spazio; (m può variare da $-l$ a $+l$ incluso lo zero)

n	l (simbolo)	m	numero di orbitali per livello (n^2)
1	0 s	0	1
2	0 s	0	4
	1 p	-1, 0, +1	
3	0 s	0	9
	1 p	-1, 0, +1	
	2 d	-2, -1, 0, +1, +2	
4	0 s	0	16
	1 p	-1, 0, +1	
	2 d	-2, -1, 0, +1, +2	
	3 f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	

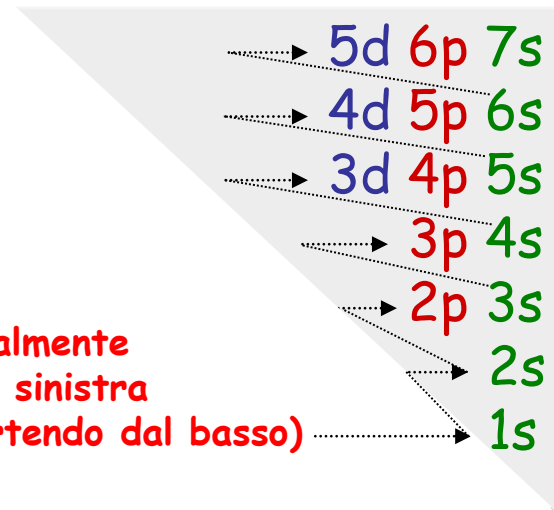


CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEGLI ELEMENTI

Principio di Aufbau

Gli elettroni di ciascun atomo si configurano negli orbitali secondo un ordine di energia crescente secondo la somma $n + l$. Se due sottostrati hanno lo stesso valore si riempie per primo quello che ha il valore più basso di n .

Ordine energetico di riempimento degli orbitali



(si sale orizzontalmente
incominciando da sinistra
verso destra partendo dal basso)

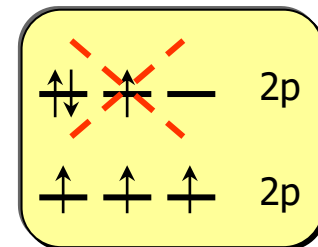


Principio di esclusione di Pauli

In un atomo non possono esistere due elettroni aventi gli stessi quattro numeri quantici, ma devono differire almeno per il numero quantico di spin.

Regola di Hund o della massima molteplicità

La più stabile disposizione degli elettroni negli orbitali degeneri (isoenergetici) è quella corrispondente al maggior numero di spin paralleli.

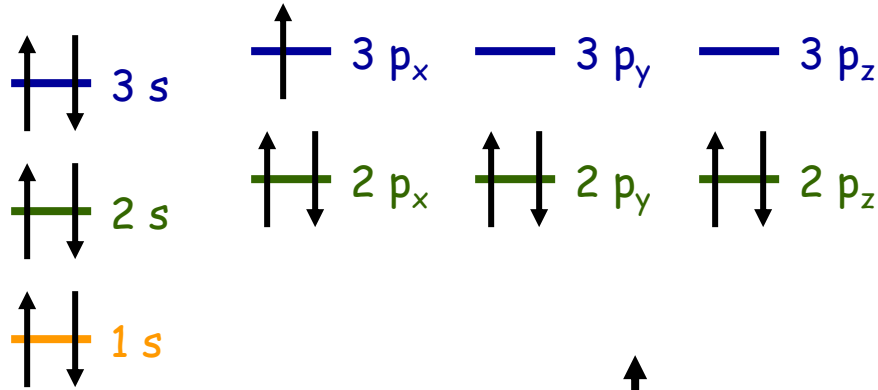


RIEMPIMENTO ELETTRONICO DEGLI ORBITALI

$Z(\text{Al}) = 13$

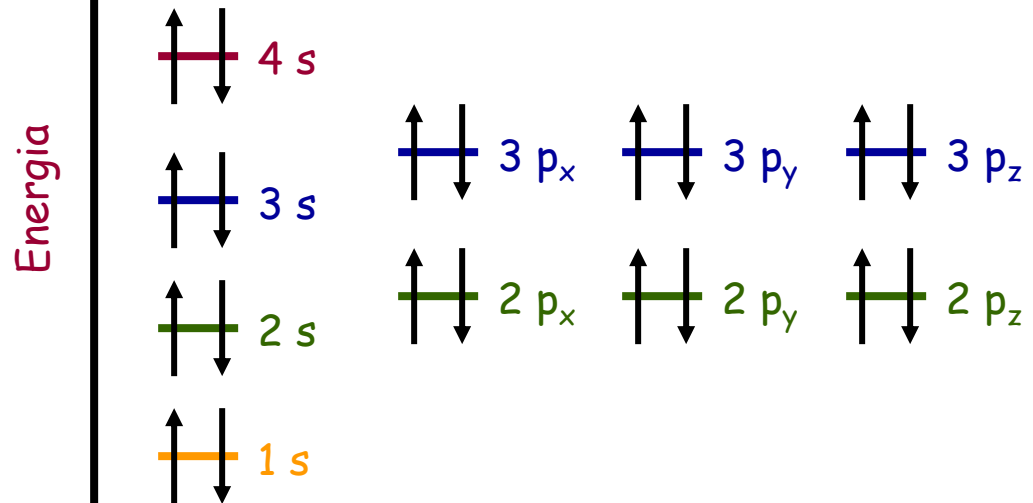
Configurazione elettronica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

— 4 s



$Z(\text{Ca}) = 20$

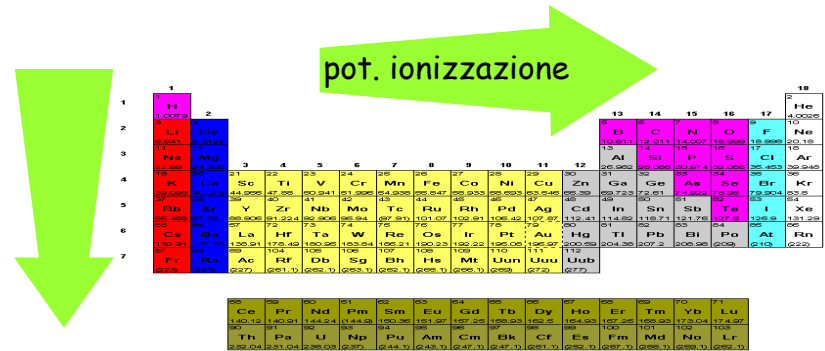
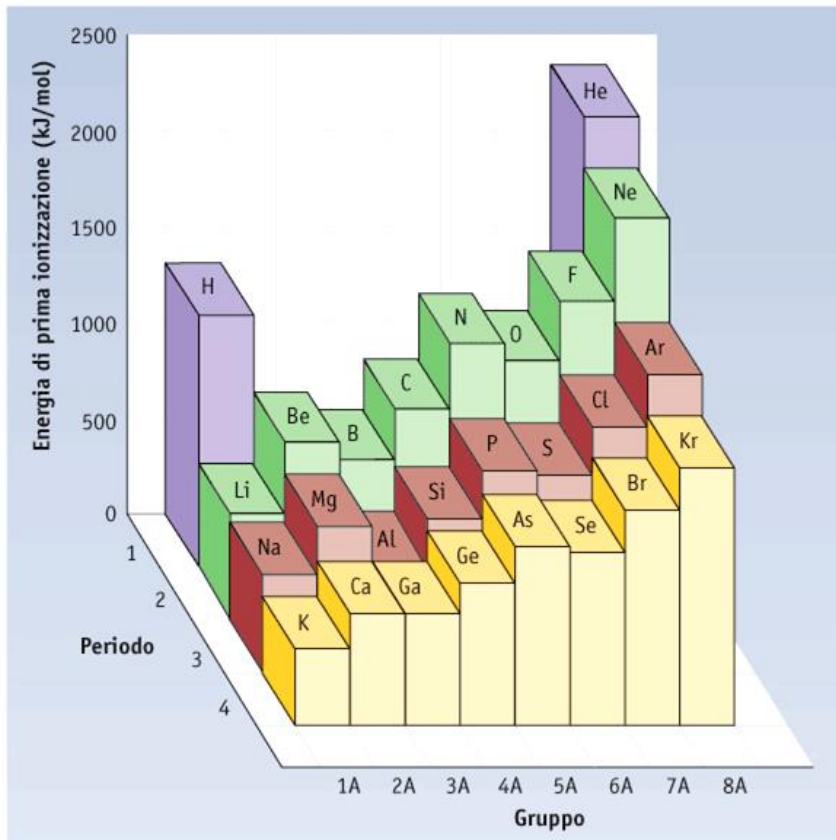
Configurazione elettronica : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$



Proprietà della tavola periodica degli elementi

POTENZIALE DI IONIZZAZIONE

Si definisce potenziale di ionizzazione l'energia richiesta per strappare un elettrone ad un atomo allo stato gassoso.

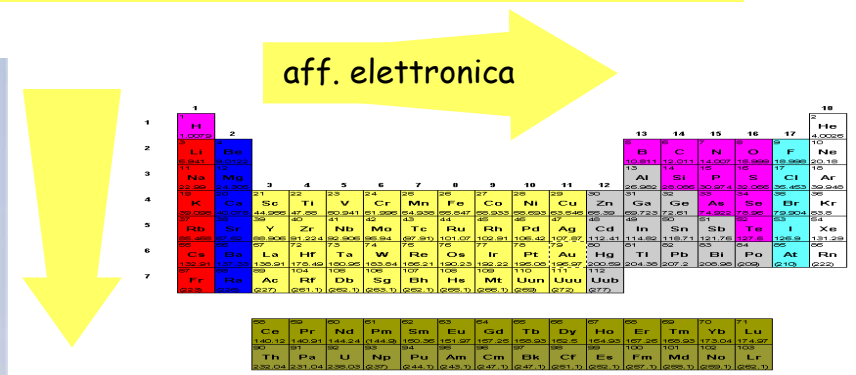
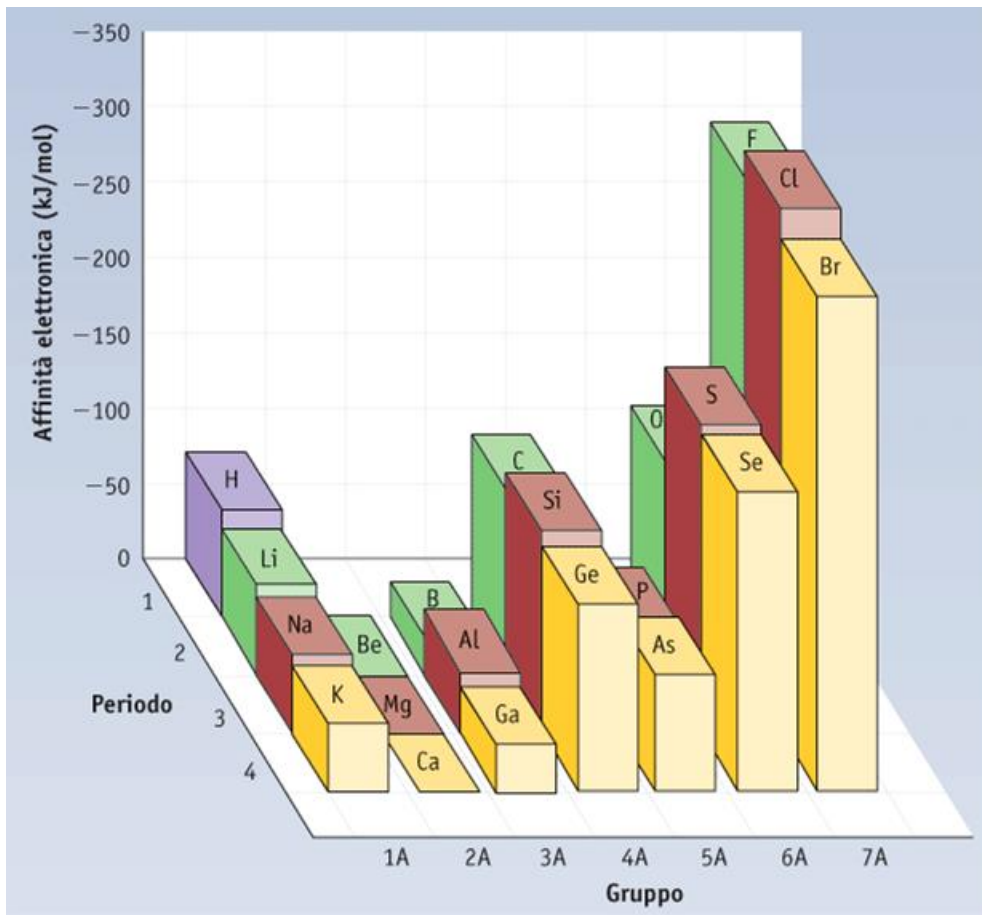


Lungo un periodo all'aumentare del numero atomico la **carica nucleare effettiva** aumenta; ciò comporta un aumento del potenziale di ionizzazione, dal momento che risulta più difficile strappare elettroni ad un nucleo sempre più positivo.

Scendendo lungo un gruppo invece, aumentando il numero quantico principale, diminuisce l'attrazione del nucleo sugli elettroni dello strato più esterno; questi ultimi sono così più facili da strappare e il potenziale di ionizzazione pertanto diminuisce.

AFFINITA' ELETTRONICA

Si definisce affinità elettronica la variazione di energia che si ottiene quando un atomo allo stato gassoso acquista un elettrone formando un anione.

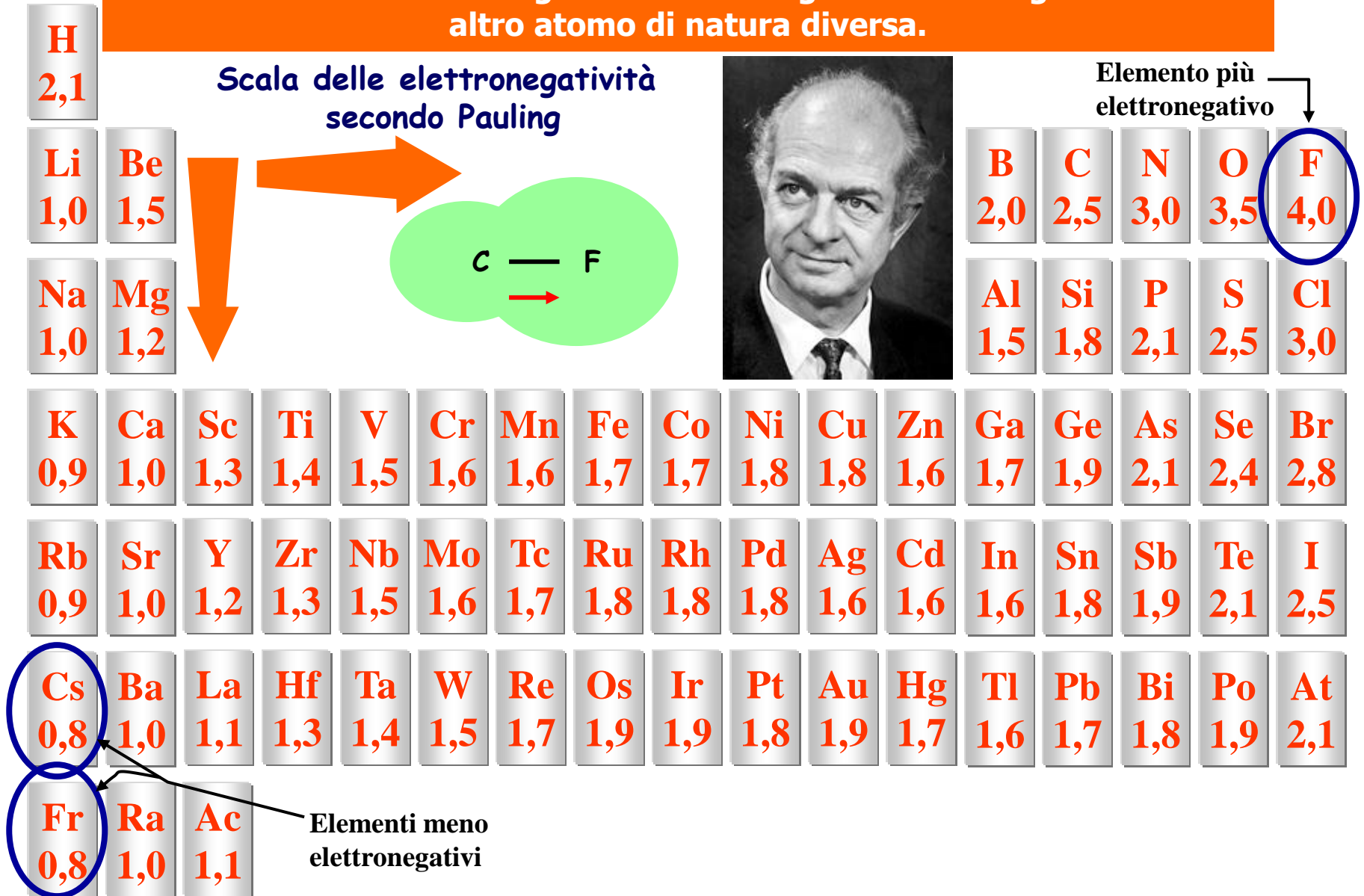


Generalmente la **variazione di energia, ΔE** , che si ottiene è **negativa ossia si libera energia**, e l'andamento dell'affinità elettronica, seppure con alcune eccezioni, è strettamente correlato a quello del potenziale di ionizzazione.

Proprietà della tavola periodica degli elementi

ELETTRONEGATIVITA' (χ)

Si definisce *elettronegatività* la tendenza di un atomo in una molecola ad attrarre verso di sé gli elettroni di legame che lo legano ad un altro atomo di natura diversa.



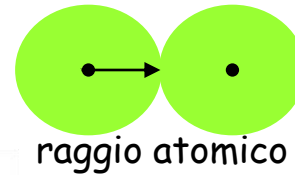
RAGGIO ATOMICO

Malgrado non sia possibile assegnare un limite definito alla nuvola elettronica di un atomo, è possibile tuttavia, considerando gli atomi come sfere, definire il raggio atomico come la minima distanza alla quale si possono avvicinare i nuclei di due atomi gassosi liberi.

raggio atomico

Raggi atomici
in picometri (1×10^{-12} m)

1A H, 37						
1A Li, 152	2A Be, 113	3A B, 83	4A C, 77	5A N, 71	6A O, 66	7A F, 71
Na, 186	Mg, 160	Al, 143	Si, 117	P, 115	S, 104	Cl, 99
K, 227	Ca, 197	Ga, 122	Ge, 123	As, 125	Se, 117	Br, 114
Rb, 248	Sr, 215	In, 163	Sn, 141	Sb, 141	Te, 143	I, 133
Cs, 265	Ba, 217	Tl, 170	Pb, 154	Bi, 155	Po, 167	

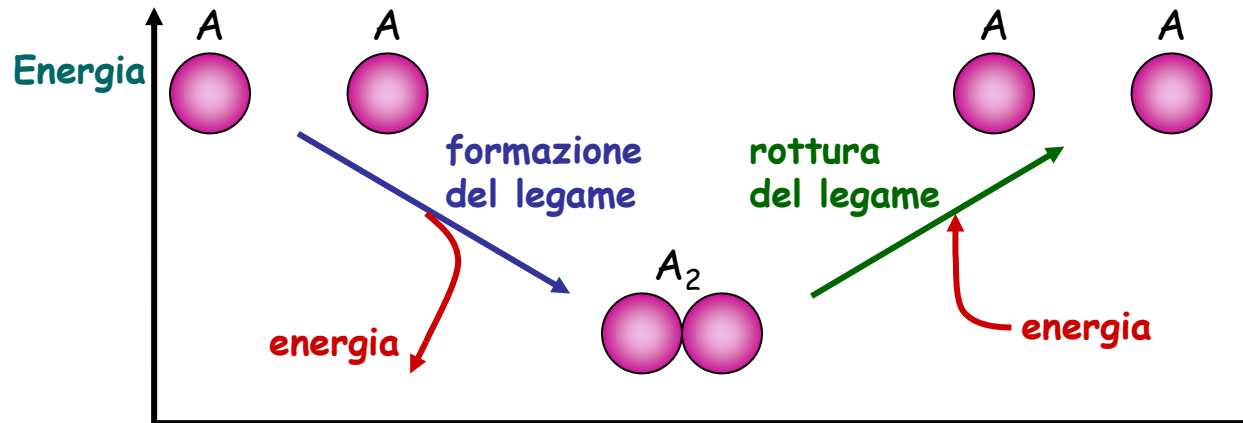


Spostandosi lungo un periodo il raggio atomico diminuisce in quanto aumenta la **carica nucleare effettiva**; di conseguenza la forte attrazione esercitata dal nucleo sugli elettroni porta ad una compressione del raggio atomico.

Scendendo lungo un gruppo il raggio atomico aumenta in virtù del passaggio a numeri quantici principali crescenti e quindi gli elettroni più esterni prendono posto in orbitali via via più lontani dal nucleo.

Legame chimico

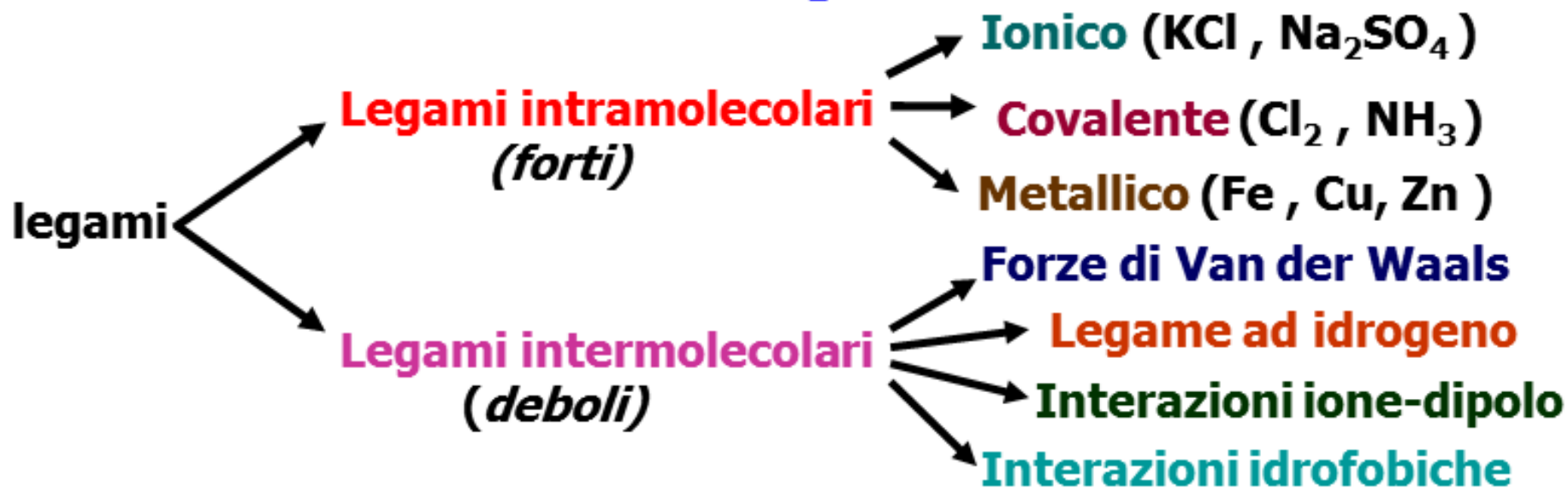
Gli atomi tendono a legarsi spontaneamente fra di loro, per formare molecole, ogni qual volta questo processo permette loro di ottenere una **condizione di minore energia** e quindi una **condizione di maggiore stabilità degli atomi legati rispetto a quelli liberi**. Questo processo dà luogo al legame chimico.



Formazione di un legame → processo esotermico (liberazione di energia)
Rottura di un legame → processo endotermico (assorbimento di energia)

Si definisce **ENERGIA DI LEGAME** la minima energia che bisogna applicare, partendo dalla distanza di legame, per allontanare a distanza infinita tra di loro due atomi.

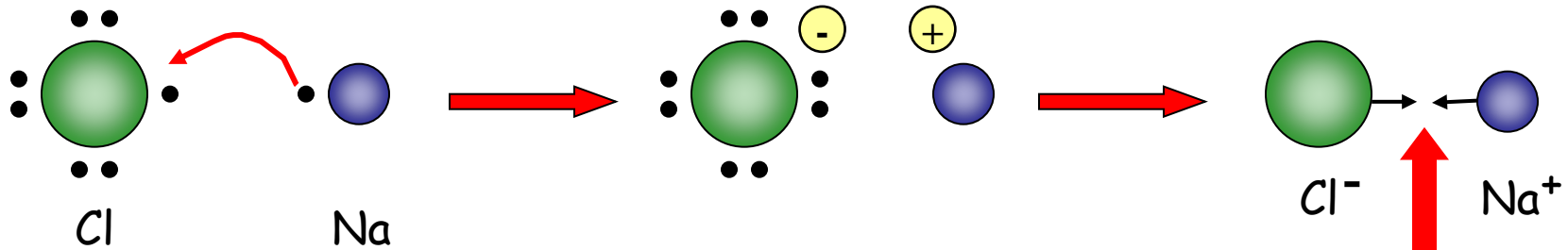
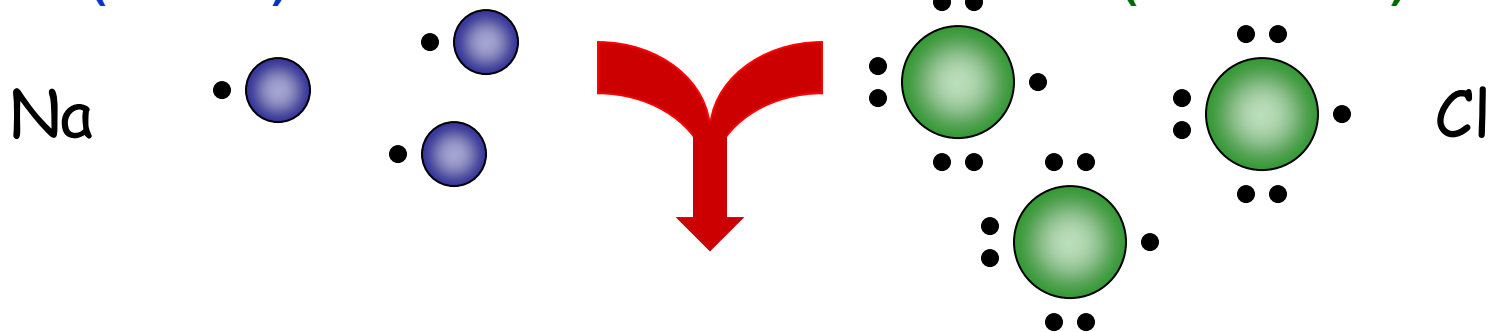
Classificazione dei legami chimici



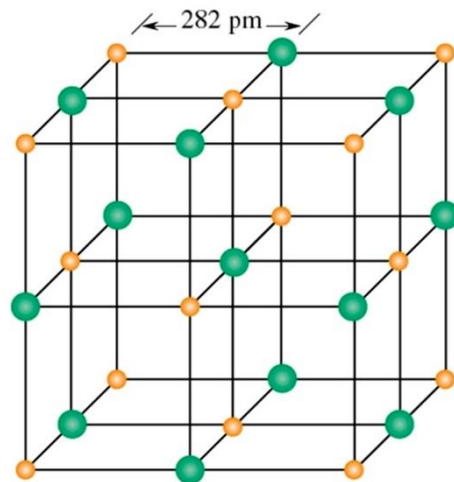
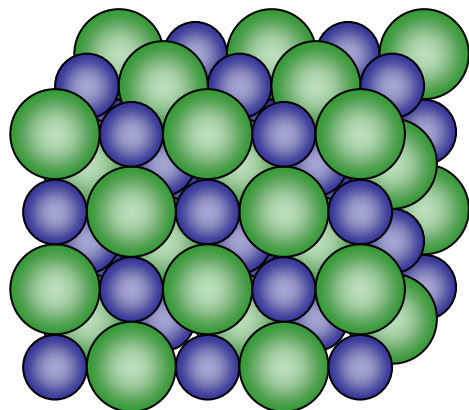
Legame ionico

Atomi a bassa energia di ionizzazione
(metalli)

Atomi ad alta affinità elettronica
(non metalli)



**attrazione elettrostatica
(legame ionico)**



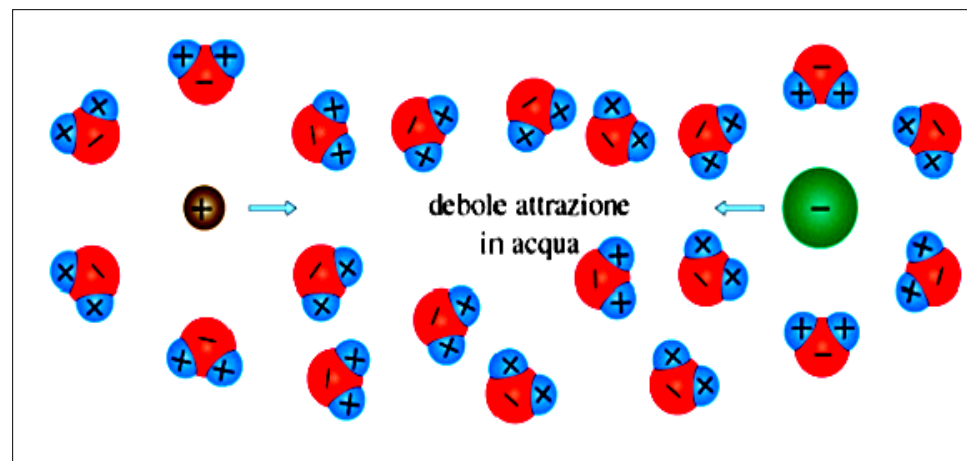
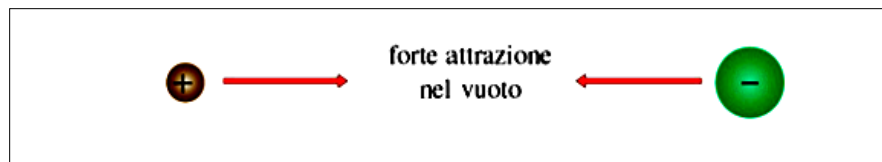
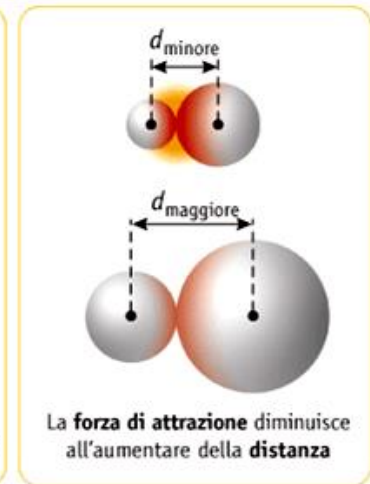
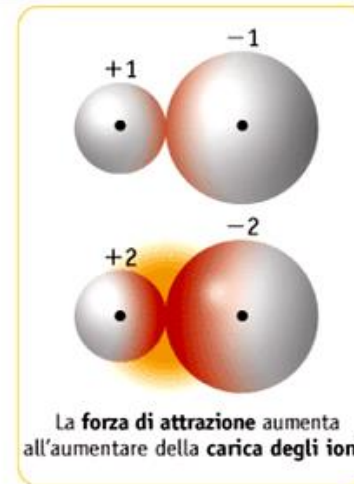
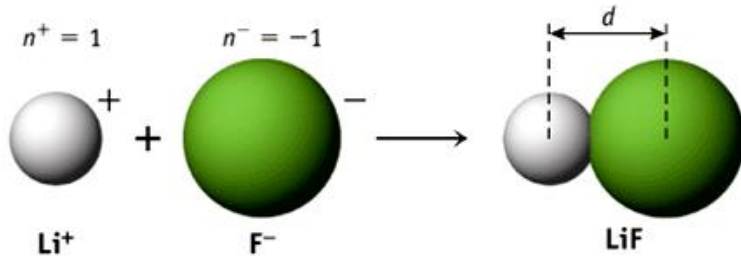
**Nel reticolo cristallino di un
solido ionico i nodi reticolari sono
occupati da ioni positivi e ioni
negativi. Nel cristallo di NaCl i
nodi reticolari sono
occupati da ioni Na^+ e da ioni Cl^-**

Reticolo cristallino di NaCl

Le cariche opposte di tutti gli ioni si attraggono per effetto della **forza di Coulomb** e gli ioni positivi e negativi si sistemano ad una distanza tale da rendere **minime le forze di repulsione e massime quelle di attrazione**, formando quindi il **reticolo cristallino**.

Forza di Coulomb $\rightarrow F = \frac{q_1 \times q_2}{d^2 \times D}$

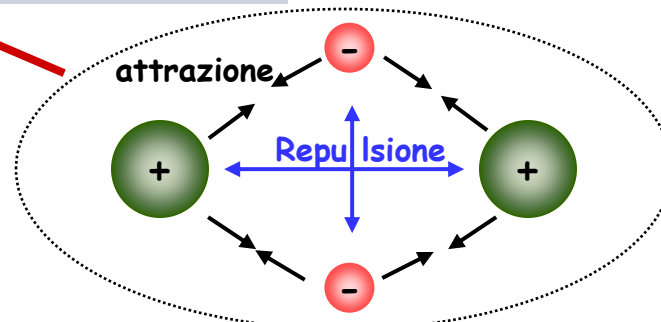
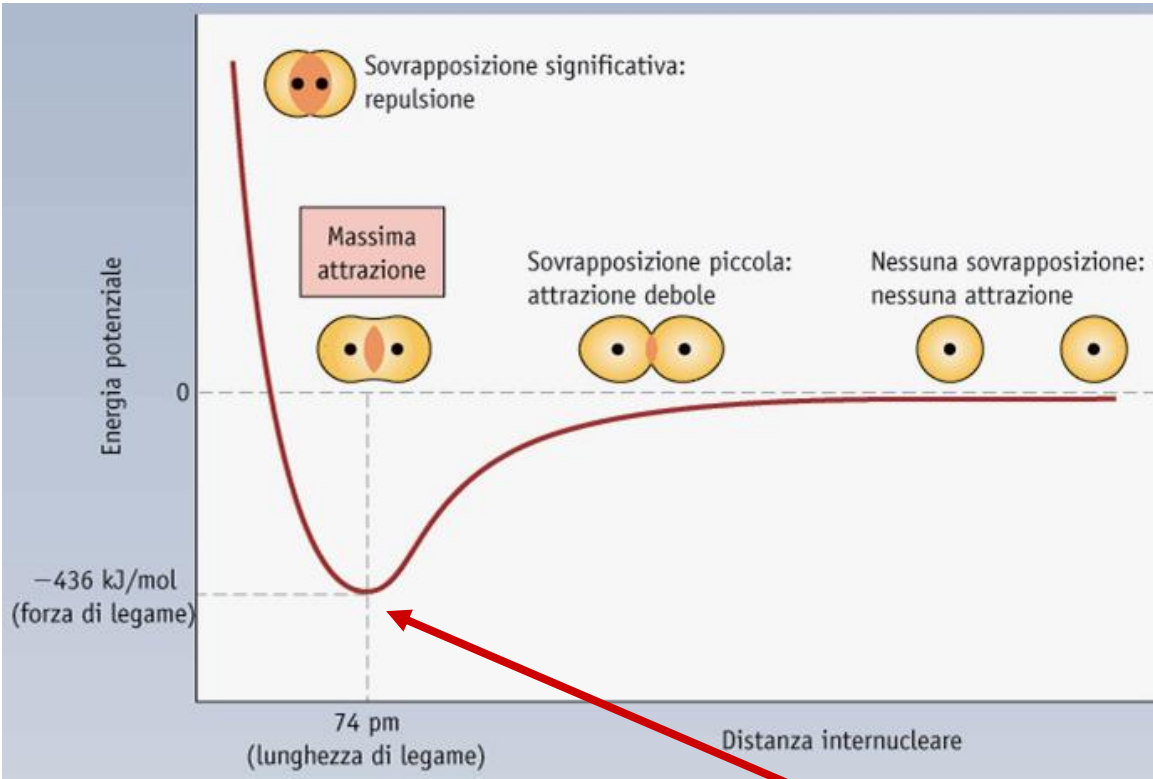
cariche degli ioni \leftarrow
 \leftarrow costante dielettrica del mezzo
distanza fra i due nuclei \leftarrow



Legame covalente

Due atomi mettono in compartecipazione i propri elettroni di valenza per formare legami

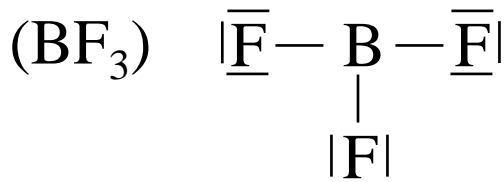
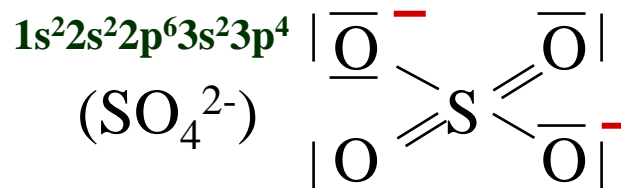
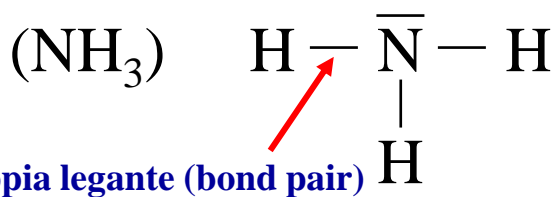
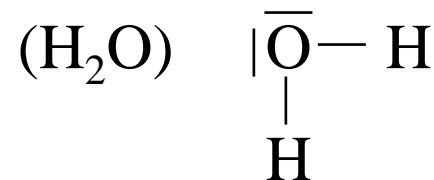
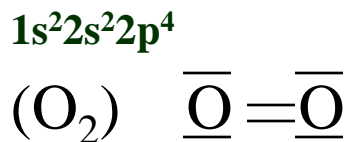
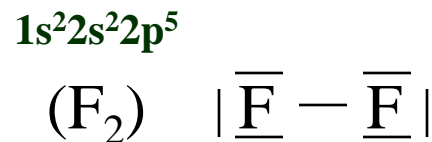
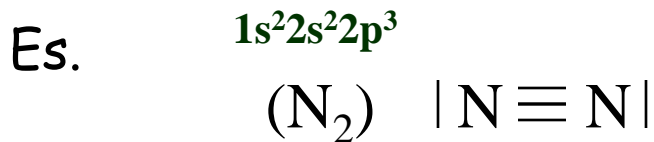
Variazione dell'energia potenziale durante la formazione del legame H-H a partire da due atomi di idrogeno isolati



I due elettroni di legame hanno il massimo di probabilità di trovarsi tra i due nuclei quando i due orbitali 1S si combinano formando un orbitale molecolare

Teoria di Lewis (regola dell'ottetto)

Un atomo forma tanti legami covalenti quanti sono i suoi elettroni spaiati e in modo tale da raggiungere la configurazione elettronica dell'ottetto, tipica dei gas nobili.



Per lo S che appartiene al 3° periodo non è valida la regola dell'ottetto; si osserva quindi *l'espansione del guscio di valenza* che utilizza gli orbitali 3d.

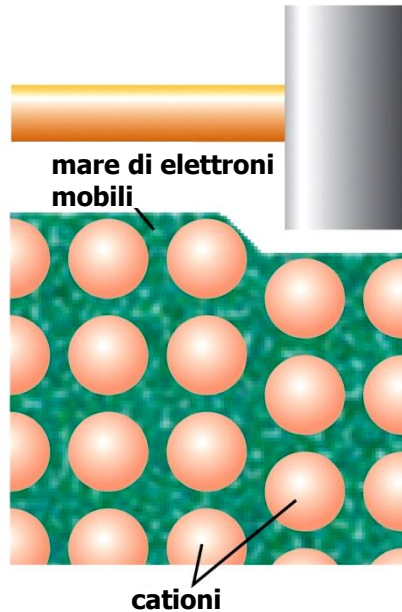
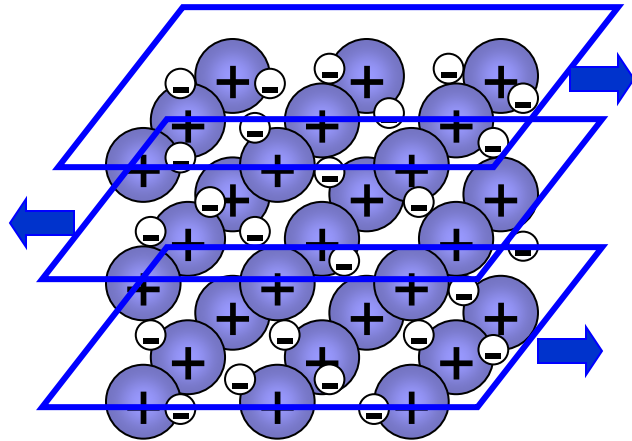
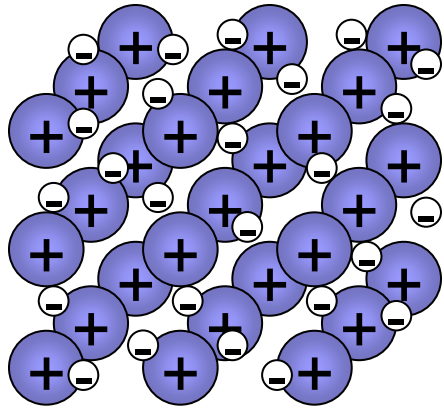
Per il B che appartiene al 2° periodo e presenta 3 elettroni di valenza la regola dell'ottetto non è applicabile. In casi come questi dove vi è *deficienza di elettroni* la molecola risulta particolarmente reattiva.

Limiti della regola dell'ottetto

La regola dell'ottetto mal si adatta ad atomi di periodo superiore al secondo ed inoltre non considera la collocazione degli elettroni nelle molecole né la forma delle molecole né il loro livello energetico.

Legame metallico

In un metallo, ciascun atomo mette in comune uno o più elettroni dello strato esterno (di valenza) formando ioni positivi e una nube elettronica mobile che avvolge questi ultimi costringendoli a posizioni fisse in un reticolo cristallino. Alle forze di interazione elettrostatica che si stabiliscono tra i cationi e la nuvola elettronica si dà il nome di *legame metallico*.



Lo scorrimento di un piano su un altro è possibile in quanto vi sono gli elettroni delocalizzati che schermano gli ioni positivi.

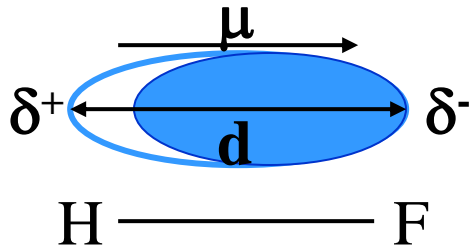
Proprietà peculiari dei metalli

- duttilità (fili)
- malleabilità (lamine)
- conducibilità elettrica e termica

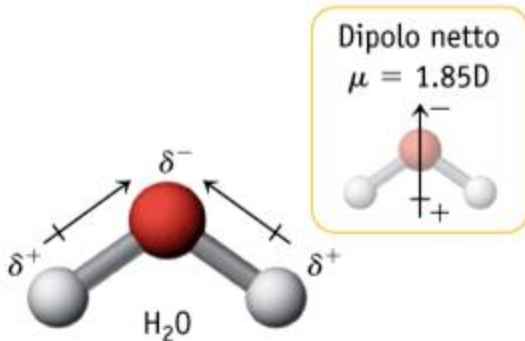
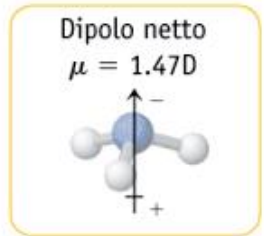


Polarità dei legami

In base ai differenti valori di elettronegatività degli atomi costituenti la molecola è possibile che i legami di questa risultino *polarizzati*, ossia si formi un *dipolo elettrico* con zone della molecola dove c'è un maggiore addensamento di carica negativa e zone invece, dove la carica positiva prevale.

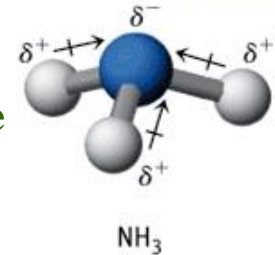


Momento del
dipolo elettrico (μ): $\mu = d \times \delta$

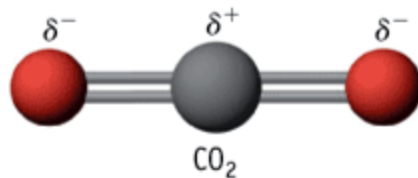


L'acqua è un composto polare

L'ammoniaca
è un composto polare



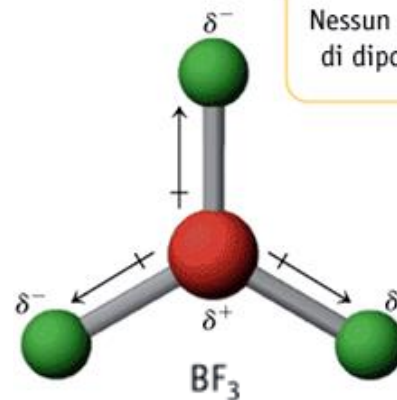
Nessun momento
di dipolo netto



L'anidride carbonica non è un composto polare !

(la somma vettoriale dei due momenti dipolari è nulla)

Nessun momento
di dipolo netto



Il trifluoruro di boro non
è un composto polare !
(la somma vettoriale dei tre
momenti dipolari è nulla)

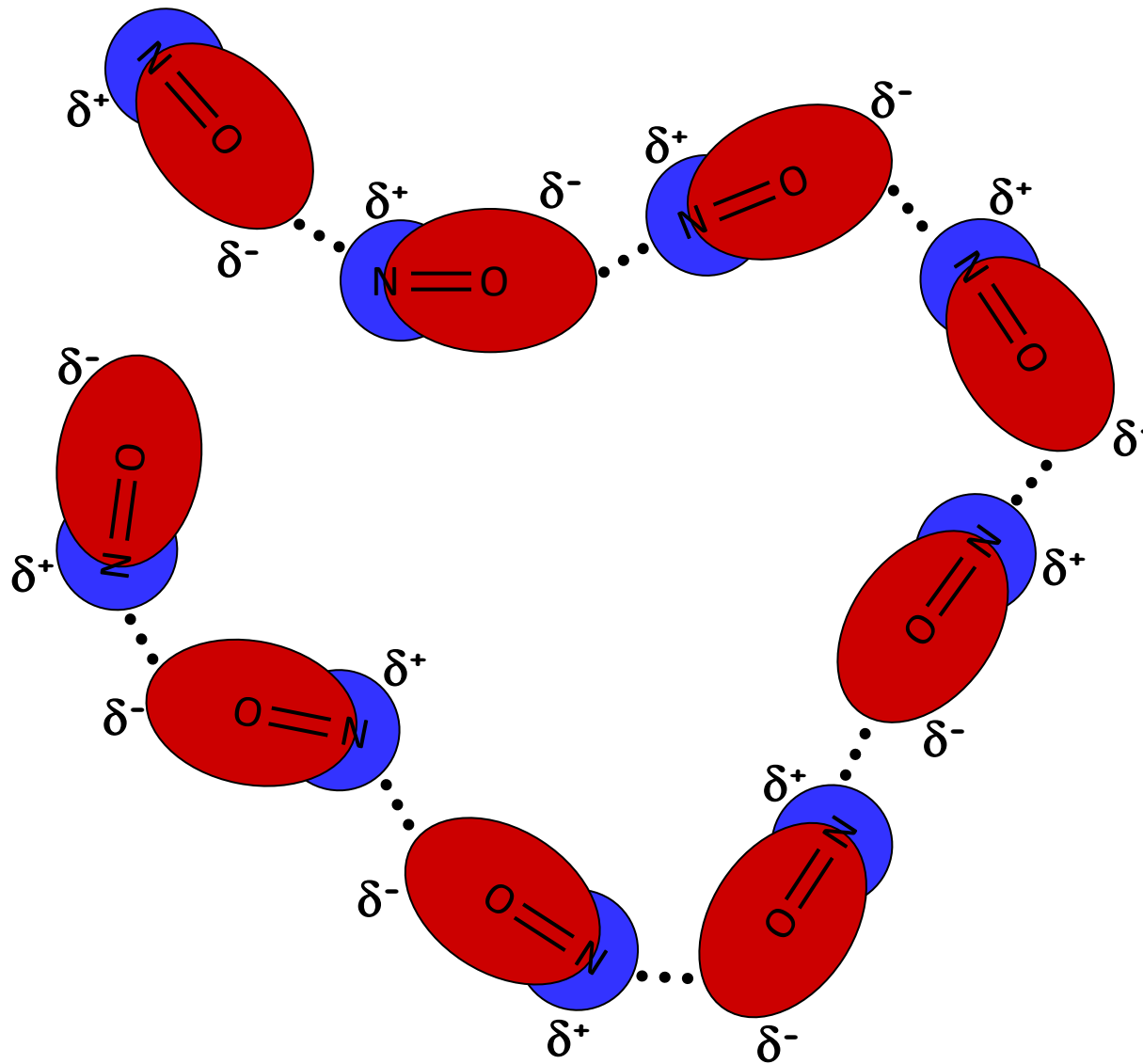
Forze di Van der Waals

Sono forze di attrazione elettrostatica intermolecolari che si stabiliscono solo quando le molecole si trovano a breve distanza una dall'altra, circa 2 - 5 Angstrom.

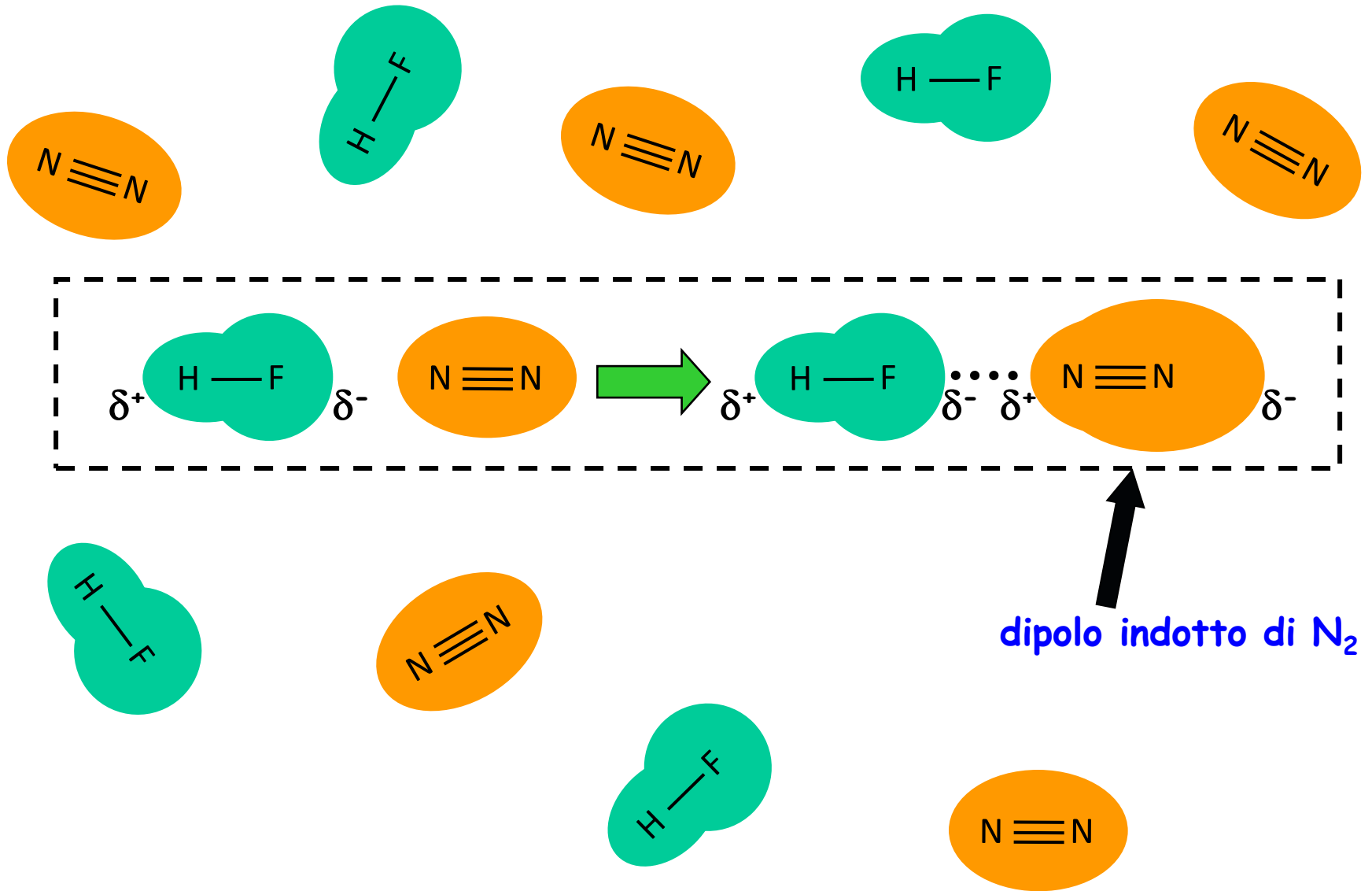
Possono essere interessate a tali forze sia molecole allo stato gassoso, che liquido o solido. Tali forze sono in genere, labili e quindi estremamente deboli; l'energia di legame non supera infatti 6-8 KJ/mole.



Attrazioni dipolo-dipolo (CHCl_3 , NO , SO_2)



Attrazioni dipolo-dipolo indotto (tra HF e N₂)

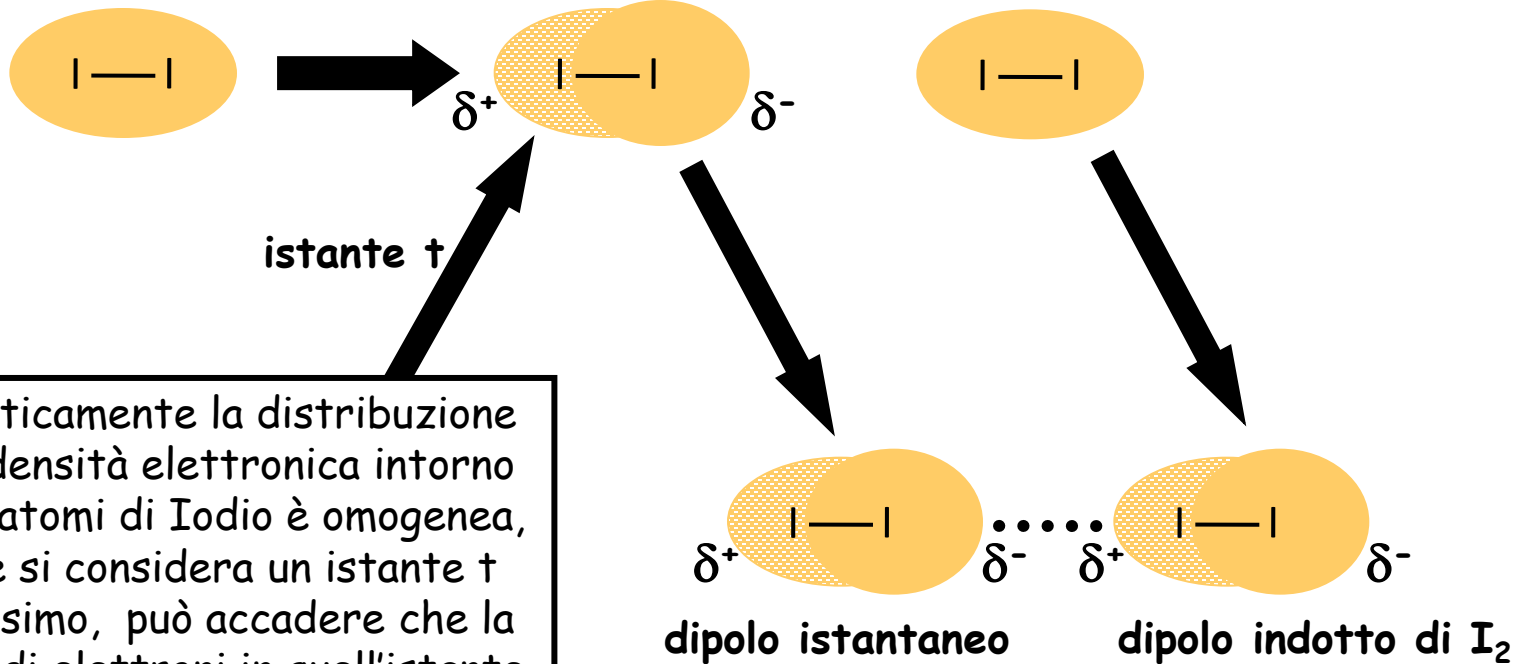


Attrazioni dipolo istantaneo-dipolo indotto (He , N_2 , O_2 , I_2) (Forze di dispersione o di London)

molecola di Iodio (I_2)

dipolo istantaneo

2^a molecola di I_2



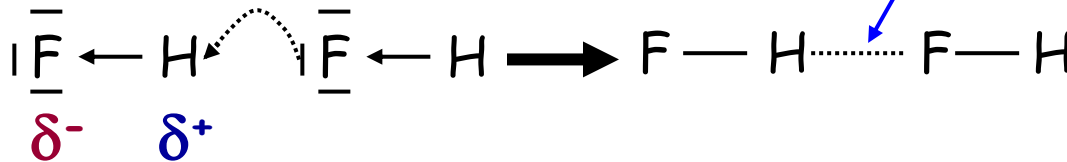
Statisticamente la distribuzione della densità elettronica intorno ai due atomi di Iodio è omogenea, ma se si considera un istante t brevissimo, può accadere che la nuvola di elettroni in quell'istante sia più spostata verso una zona diventando così asimmetrica

LEGAME AD IDROGENO

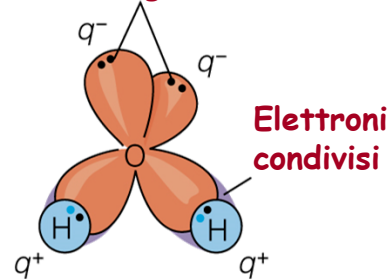
E' un legame in cui un atomo di idrogeno è messo in compartecipazione fra due altri atomi. L'atomo accettore dell'idrogeno possiede una parziale carica negativa che attrae l'atomo di idrogeno; è il caso quindi di **atomi molto elettronegativi** come ad esempio **F, Cl, O, N**. L'energia di legame varia da 12 a 28 KJ/mole.



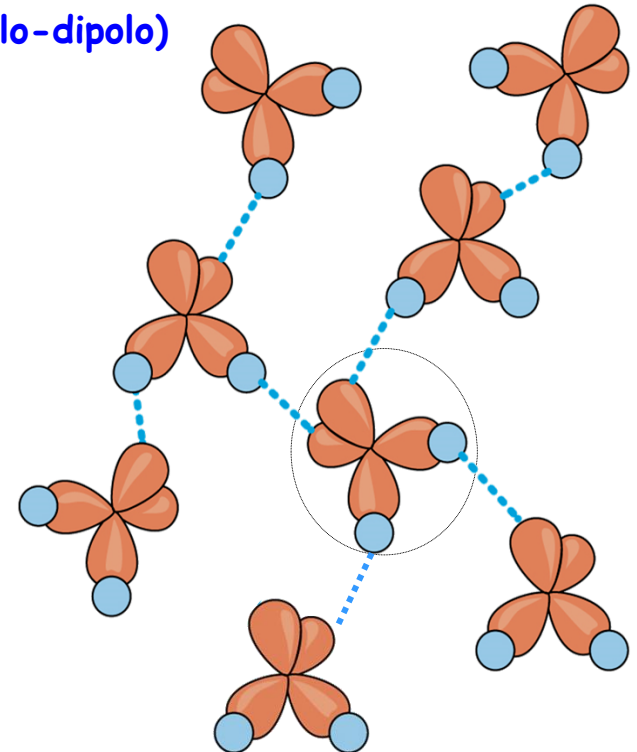
legame ad H formato
(interazione elettrostatica dipolo-dipolo)



Doppio elettronico di non legame



A) Struttura elettronica di una molecola d'acqua.

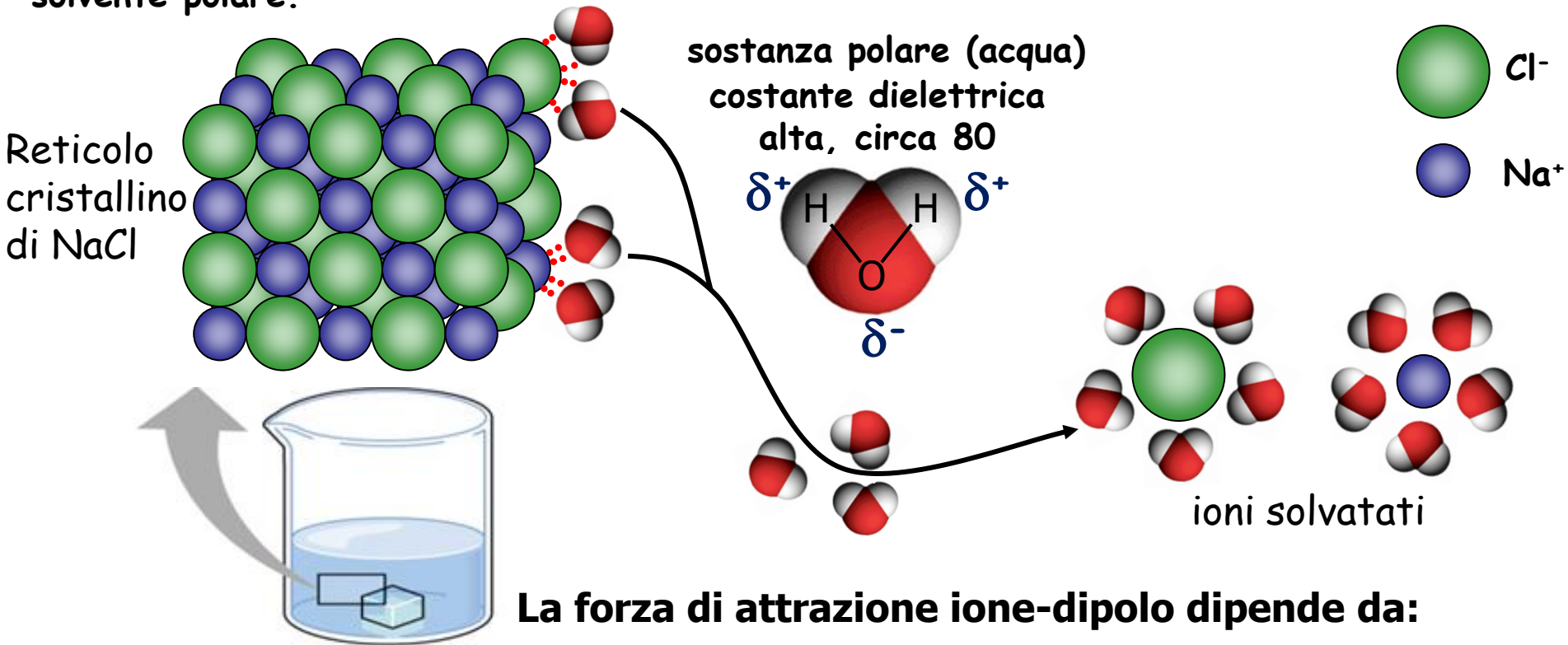


B) Legami idrogeno nell'acqua. Una molecola d'acqua può formare al massimo 4 legami a idrogeno con altrettante molecole d'acqua.

I legami ad idrogeno sono fondamentali nello stabilizzare le strutture di alcune biomolecole importanti come gli acidi nucleici e le proteine.

Legame ione-dipolo (solvatazione di un sale)

È un legame di natura elettrostatica che si forma in genere tra un composto ionico e una sostanza polare. Tale legame porta ad esempio alla solvatazione degli ioni in un certo solvente polare.



La forza di attrazione ione-dipolo dipende da:

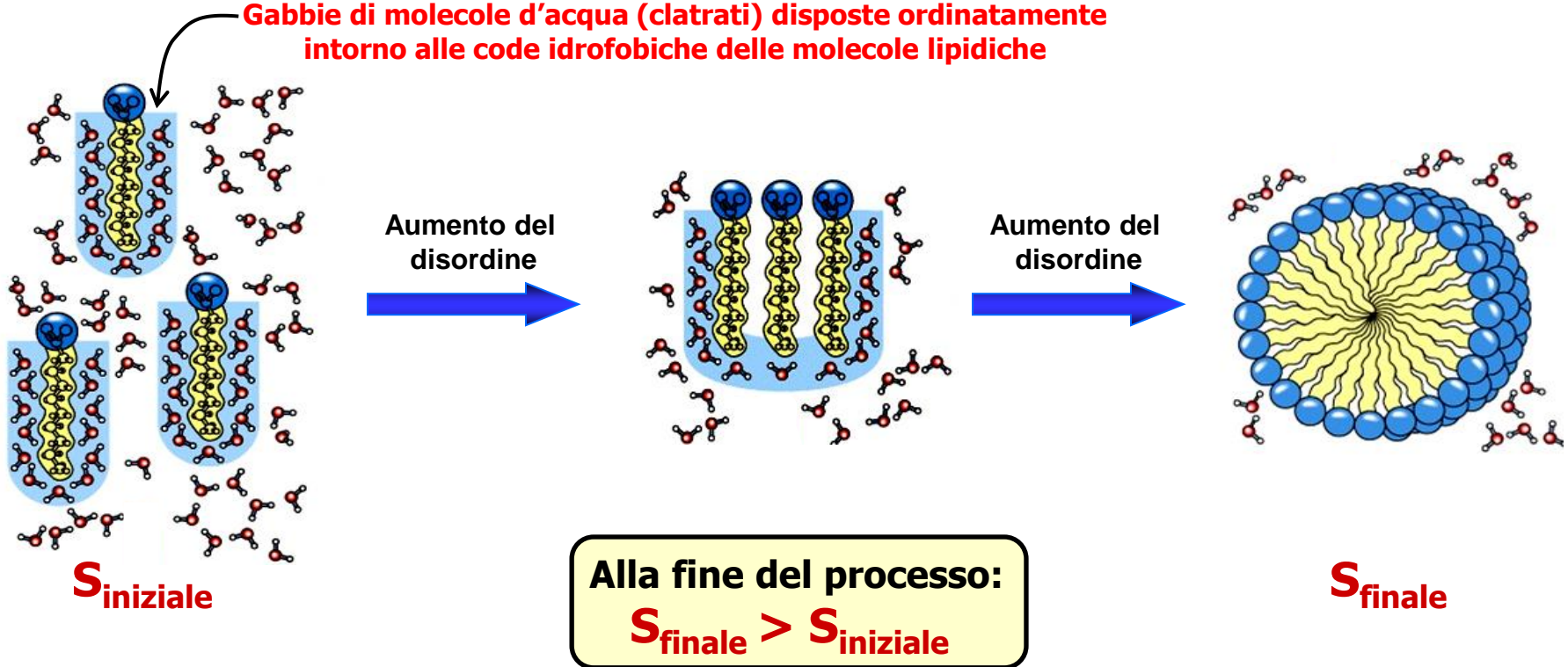
- **Distanza ione-dipolo:** più vicini si trovano lo ione e il dipolo, più forte sarà l'attrazione.
- **Carica dello ione:** più alta è la carica, maggiore è l'attrazione.
- **Dimensioni del dipolo:** maggiore è la grandezza del dipolo, più forte sarà l'attrazione.

Interazioni idrofobiche

Forze che tendono a riunire molecole o gruppi non polari quando si trovano a contatto con molecole polari, come ad esempio l'acqua.

Causa della aggregazione delle molecole non polari è **l'aumento del disordine totale (S)** uguale al **disordine delle molecole d'acqua + disordine delle molecole non polari**

Gabbie di molecole d'acqua (clatrati) disposte ordinatamente intorno alle code idrofobiche delle molecole lipidiche



I sistemi tendono sempre verso lo stato più disordinato cui compete la maggiore stabilità e quindi la minore energia possibile

Le forze idrofobiche sono importanti nello stabilizzare la struttura tridimensionale di determinate macromolecole di rilevante interesse biologico come gli acidi nucleici e le proteine.

Geometria tridimensionale delle molecole e degli ioni



Teoria della repulsione delle coppie di elettroni nello strato di valenza

VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion)

Le coppie di elettroni di legame e di non legame che circondano un atomo centrale si respingono tra loro e si orientano su una sfera in modo da risultare il più distante possibile l'una dalle altre; al centro della sfera si pone l'atomo centrale.

N.B. Un legame multiplo si comporta come uno semplice, costituito da un'unica coppia di elettroni di legame.

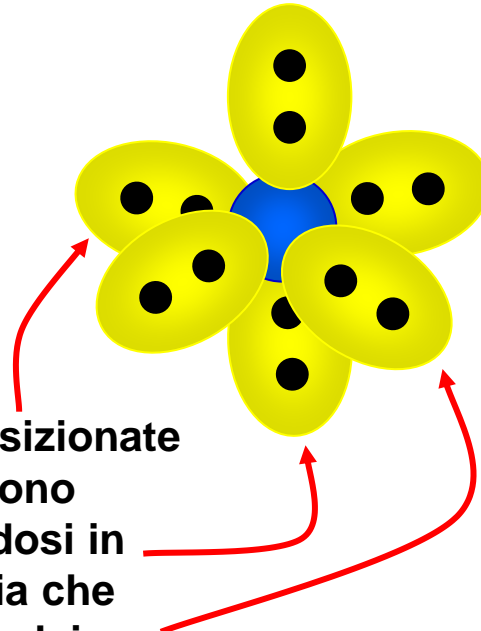
Immaginiamo di avere...



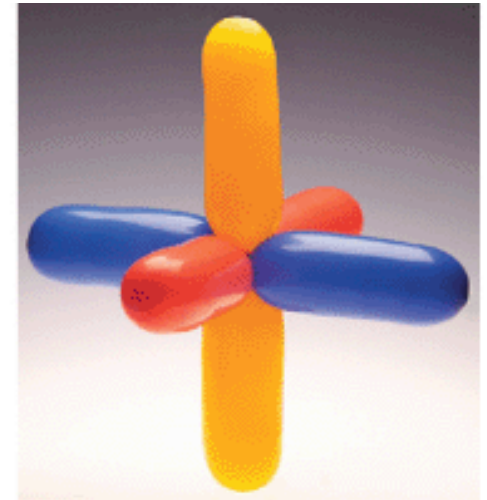
palloncino con
coppia di elettroni



atomo centrale



Tutte le coppie di elettroni posizionate nei palloncini si respingono reciprocamente sistemandosi in una determinata geometria che rende minime le forze di repulsione

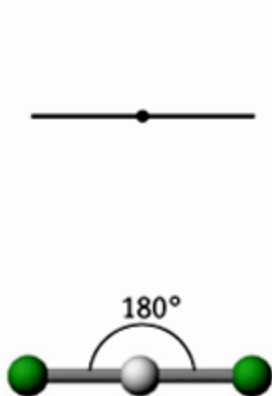


NS (numero sterico o assetto elettronico) = n.ro di atomi a cui è legato l'atomo centrale + n.ro di doppietti solitari dell'atomo centrale

Esempi di strutture secondo VSEPR

NS = 2

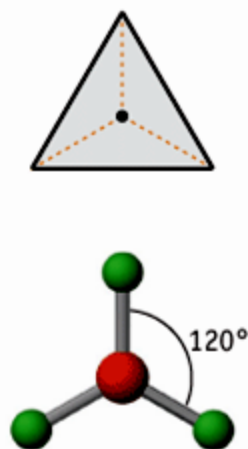
Lineare



AX_2
Esempio: BeF_2

NS = 3

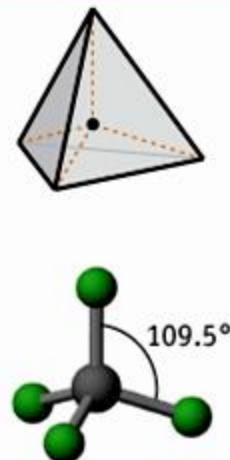
Trigonale planare



AX_3
Esempio: BF_3

NS = 4

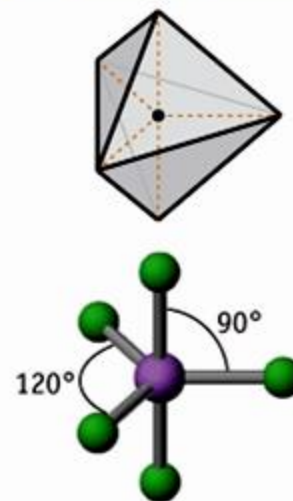
Tetraedrica



AX_4
Esempio: CF_4

NS = 5

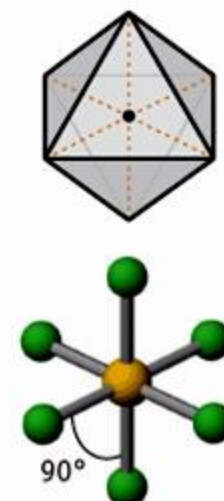
Trigonale bipiramidale



AX_5
Esempio: PF_5

NS = 6

Ottaedrica

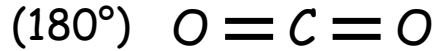


AX_6
Esempio: SF_6

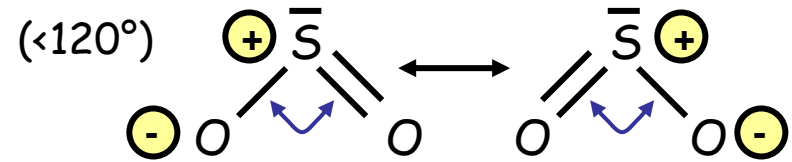
VSEPR (esempi)



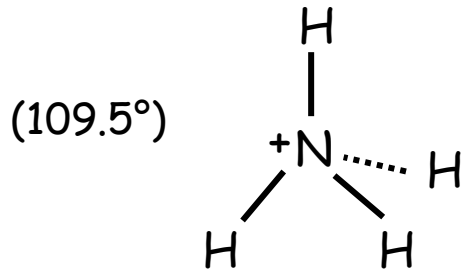
NS = 2 + 0 = 2 **lineare**



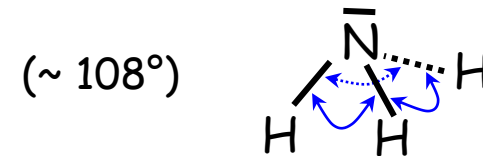
NS = 2 + 1 = 3 **planare trigonale modificata (piegata)**



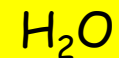
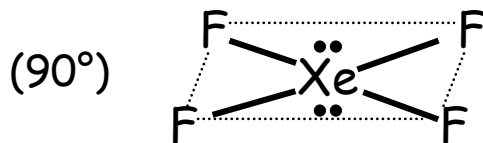
NS = 4 + 0 = 4 **tetraedrica**



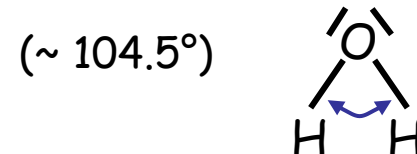
NS = 3 + 1 = 4 **tetraedrica modificata (trigonale piramidale)**



NS = 4 + 2 = 6 **ottaedrica (quadrato planare)**

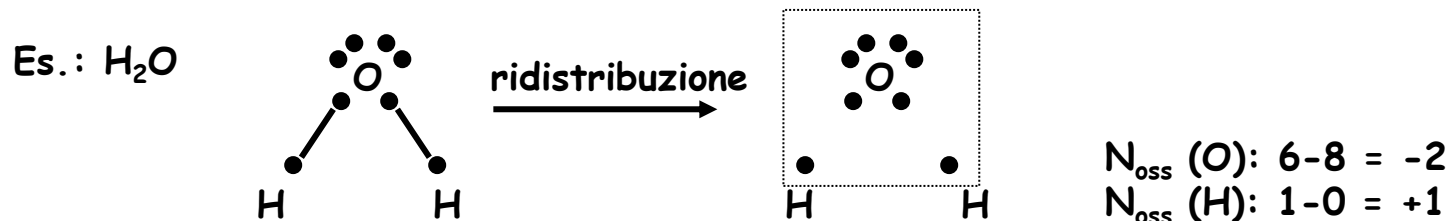


NS = 2 + 2 = 4 **tetraedrica modificata (piegata)**

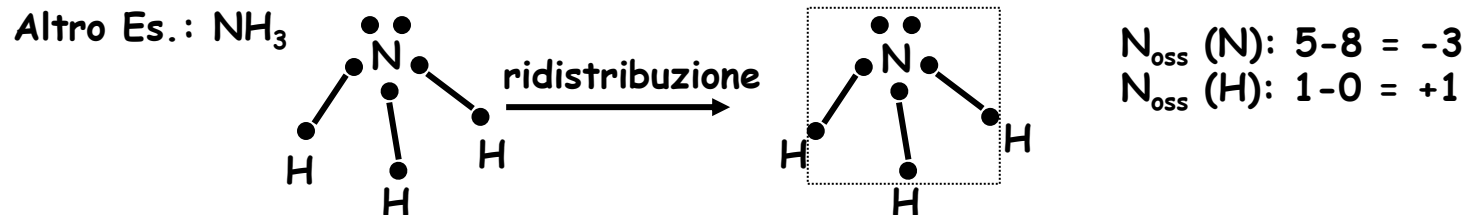


NUMERO DI OSSIDAZIONE

Il *numero di ossidazione* di un elemento (atomo) in una molecola corrisponde alla carica formale che acquisterebbe l'atomo dopo aver attribuito gli elettroni dei suoi legami chimici all'atomo più elettronegativo.



Regola semplice: $N_{\text{oss}} =$ numero degli elettroni di valenza dell'atomo - numero degli elettroni che complessivamente troviamo sull'atomo dopo la redistribuzione



REGOLE EMPIRICHE PER LA DETERMINAZIONE DEL N.O.

1. Il n.o. degli atomi nelle sostanze elementari è zero.

2. Alcuni elementi hanno sempre lo stesso n.o. invariabilmente in tutti i loro composti:

Li , Na , K , Rb , Cs : +1 Be , Mg , Ca , Sr , Ba , Ra , Cd , Zn : +2
B , Al : +3 F : -1 H : +1 (o -1) O : -2 (o -1 oppure -1/2)

3. Tutti gli elementi nei composti hanno $N-8 \leq \text{n.o.} \leq N$, con N uguale al gruppo di appartenenza.

4. In ogni composto la somma dei n.o. di tutti gli atomi che lo compongono è uguale a zero se il composto è elettricamente neutro o al valore della sua carica elettrica se il composto è una specie ionica mono o poliatomica.

Es.:



NOMENCLATURA DEI COMPOSTI INORGANICI

OSSIDI

metallo + O → ossido

-unico numero di ossidazione

ossido di ...nome del metallo

Es.:

Na₂O ossido di sodio

CaO ossido di calcio

K₂O “ “ potassio

MgO “ “ magnesio

Al₂O₃ “ “ alluminio

ZnO “ “ zinco

-2 numeri di ossidazione

ossido M(oso) (n.ossidazione minore)

ossido M(ico) (n.ossidazione maggiore)

Es.:

FeO (n.o.=+2) ossido ferroso

Fe₂O₃ (n.o.=+3) ossido ferrico

ANIDRIDI

non metallo + O → anidride

-unico numero di ossidazione

anidride N.M. ica

Es.:

B₂O₃ anidride boric

-2 numeri di ossidazione

n.o. più basso → N.M. osa

n.o. più alto → N.M. ica

Es.:

SO₂ anidride solforosa

SO₃ “ solforica

-numero di ossidazione >2

anidride ipo N.M. osa

“ N.M. osa

“ N.M. ica

“ per N.M. ica

aumenta il n.o.
del N.M.

Es.:

Cl₂O (n.o.=+1) an. ipoclorosa

Cl₂O₃ (n.o.=+3) an. clorosa

Cl₂O₅ (n.o.=+5) an. clorica

Cl₂O₇ (n.o.=+7) an. perclorica

IDROSSIDI



idrossido del M.

“ “ M. oso

“ “ M. ico

Es.:



dissocia



ione del metallo



ione ossidrile

ione M oso

ione M ico

Es.: Fe^{2+} ione ferroso

Fe^{3+} ione ferrico

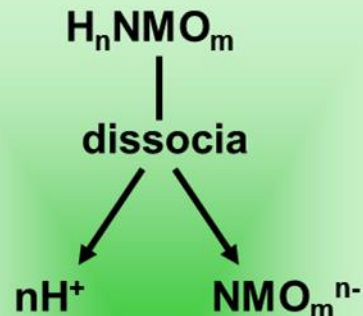
ACIDI



acido N.M. oso

“ N.M. ico

Es.:



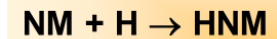
La nomenclatura dell'anione dell'acido dipende dalla desinenza dell'acido

OSO \rightarrow ITO

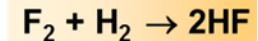
ICO \rightarrow ATO

IDRICO * \rightarrow URO

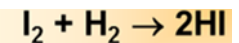
*IDRACIDI



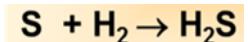
Es.:



(acido fluoridrico)



(acido iodidrico)



(acido solfidrico)

ACIDI e BASI secondo Arrhenius

Vengono definiti acidi secondo Arrhenius quei composti che dissociandosi sono in grado di liberare ioni H^+ in acqua



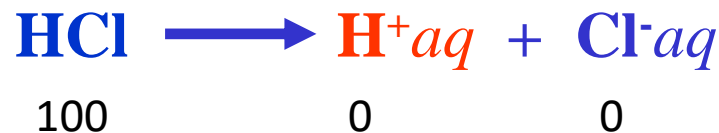
Vengono definite basi secondo Arrhenius quei composti che dissociandosi sono in grado di liberare ioni OH^- in acqua



DIFFERENZA TRA ACIDO FORTE E ACIDO DEBOLE

Forte

Partendo da 100 molecole:

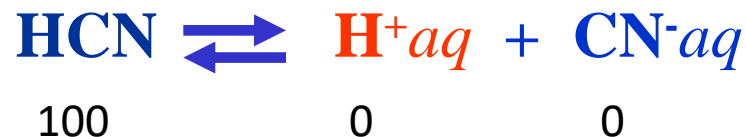


Situazione finale:

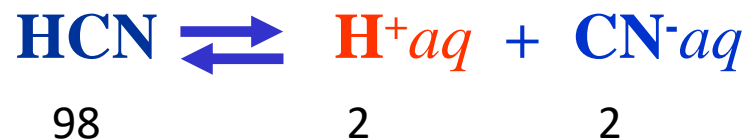


Debole

Partendo da 100 molecole:



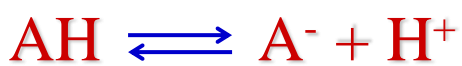
Situazione finale:



ACIDI e BASI secondo Bronsted e Lowry

Vengono definiti acidi secondo Bronsted e Lowry quelle sostanze che sono in grado di cedere un protone (H^+) ad un'altra sostanza

Vengono definite basi secondo Bronsted e Lowry quelle sostanze che sono in grado di accettare un protone (H^+) da un'altra sostanza



AH: acido
 A^- : base coniugata
AH/ A^- : coppia coniugata acido/base

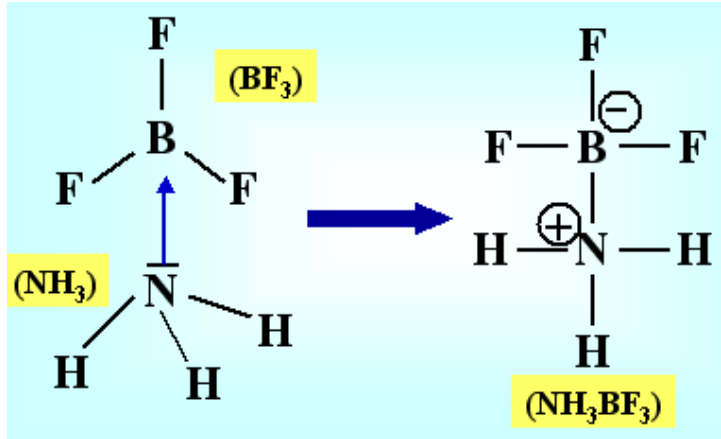
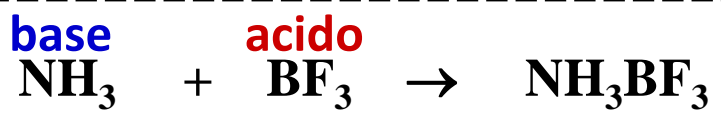


Quanto più forte è l'acido tanto più debole è la sua base coniugata e viceversa

ACIDI e BASI secondo Lewis

Vengono definiti acidi secondo Lewis quelle sostanze che possono accettare una coppia di elettroni da un'altra sostanza per formare un nuovo legame

Vengono definite basi secondo Lewis quelle sostanze che possono donare una coppia di elettroni ad un'altra sostanza per formare un nuovo legame



REAZIONI CHIMICHE

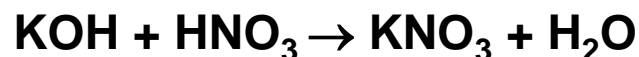


Reazioni in cui non cambia il numero di ossidazione degli elementi presenti nei reagenti e nei prodotti (es.: reazioni di doppio scambio, reazioni di salificazione)



Reazioni in cui il numero di ossidazione degli elementi presenti nei reagenti cambia nei prodotti (es.: reazioni di ossidoriduzione o reazioni redox, reazioni di dismutazione)

REAZIONI ACIDO - BASE (O DI SALIFICAZIONE)



(nitrato di potassio)

Il nome del sale deriva dal nome dell'anione dell'acido da cui il sale deriva

Il bilanciamento delle masse tra reagenti e prodotti è ottenuto facilmente aggiungendo ai prodotti un opportuno numero di molecole di H_2O

La reazione tra una base forte e un acido forte è chiamata anche **reazione di neutralizzazione**



← La soluzione di tale sale formatosi risulta essere neutra

Esempi di test di Chimica per l'ammissione al
Corsi di Laurea Magistrale in Medicina e Chirurgia
e di Odontoiatria e Protesi dentaria

- In quale delle seguenti specie chimiche il manganese si trova nello stato di ossidazione (IV) ?

A) MnO_4^{2-} B) MnO C) Mn_2O_3 ~~D) MnO_2~~ E) MnO_4^-

- La configurazione elettronica dello ione Li^+ è rappresentata da:

A) $1s^1$ B) $1s^1 2s^2$ C) $1s^2 2s^1$ D) $1s^1 2s^1 2p^1$ ~~E) $1s^2$~~

- Quale delle seguenti coppie di molecole è tale per cui un membro della coppia può stabilire interazioni *dipolo permanente – dipolo permanente* con l'altro membro ?

A) O_2, H_2 ~~B) $\text{HCl}, \text{CHCl}_3$~~ C) $\text{H}_2\text{Se}, \text{F}_2$ D) F_2, Cl_2 E) $\text{H}_2, \text{H}_2\text{O}$

- Quale delle seguenti molecole NON è lineare secondo la teoria VSEPR ?

~~A) SO_2~~ B) HCN C) CO_2 D) C_2H_2 E) CaH_2

- **Le forze intermolecolari di van der Waals agiscono solamente:**

- A) Fra molecole apolari allo stato liquido
- ~~B)~~ Fra atomi sufficientemente vicini
- C) Fra atomi o molecole allo stato gassoso
- D) Se altri tipi di forze sono meno favorevoli
- E) Fra molecole polari allo stato solido

- **Quali sono i valori da attribuire ai coefficienti *a*, *b*, *c* per bilanciare correttamente la seguente reazione chimica ?**



- A) *a* = 4 ; *b* = 1 ; *c* = 3
- B) *a* = 3 ; *b* = 1 ; *c* = 5
- ~~C)~~ *a* = 6 ; *b* = 1 ; *c* = 5
- D) *a* = 6 ; *b* = 2 ; *c* = 4
- E) *a* = 3 ; *b* = 2 ; *c* = 4

- Quali dei seguenti composti si dissocia liberando 3 ioni per ogni unità formula ?

A) NH_4MnO_4 B) Na_3PO_4 C) CH_3COOH D) KOH ~~E) HgCl_2~~

- Due elementi hanno le seguenti configurazioni elettroniche:
 $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ e $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$
Quale delle seguenti affermazioni è corretta ?

- A) Hanno entrambi due elettroni di valenza
- ~~B) Appartengono entrambi al quarto periodo~~
- C) Sono entrambi metalli di transizione
- D) Appartengono entrambi al blocco s
- E) Appartengono entrambi al gruppo 4