

## ATOMO E LEGAMI CHIMICI

400 a.C. Democrito ipotizza l'esistenza di una particella indivisibile chiamata atomo.

1800 Dalton propone il metodo atomico:

- La materia è fatta da particelle indivisibili chiamate atomi
- Gli atomi di uno stesso elemento sono identici e hanno la stessa massa e non è possibile ottenere atomi di un altro elemento.
- Atomi di differenti elementi possono combinarsi attraverso rapporto ben definiti, formando composti
- In una reazione chimica, gli atomi non possono essere né creati né distrutti.

Atomo identificato univocamente con Z NUMERO ATOMICO che rappresenta il numero di protoni.

L'associazione di più protoni forma atomi diversi.

Abbiamo anche A NUMERO DI MASSA(in Daltons) che rappresenta la somma di protoni e neutroni.

Un elemento chimico (stesso numero di protoni) può avere un numero variabile di neutroni, in questo caso viene chiamato ISOTOPO. (es: Isotopi H: deuterio e trizio).

I neutroni non alterano la reattività chimica dell'atomo, ma solo le proprietà fisiche (peso). I neutroni hanno la funzione di ridurre la repulsione elettrostatica tra le cariche positive nel nucleo.

Alcuni rapporti numerici di protoni e neutroni non danno nuclei stabili. Decadimento radioattivo:

L'atomo tende a perdere particelle o parti di particelle del nucleo e a liberare energia: radioattività. (es. trizio)

L'energia che si libera è diversa da un atomo radioattivo all'altro.

Nello stato elementare, il numero di elettroni è uguale a quello dei protoni.

Nelle reazioni chimiche, un atomo (prende il nome di ione) può acquistare (anione) o perdere (catione) elettroni.

Tavola periodica

- Periodi: → numero atomico crescente
- Gruppi: in colonna atomi con reattività chimica simile

Com'è fatto un atomo?

- Thomson lo definisce un panettone con l'uvetta
- Rutherford colpisce con particelle alfa un foglio d'oro e scopre che la maggior parte delle particelle passa attraverso. Tuttavia alcune particelle positive cambiano direzione o tornano indietro: Esiste un nucleo che costituisce la maggior parte della massa.

## Elettrone, modello atomico di Bohr

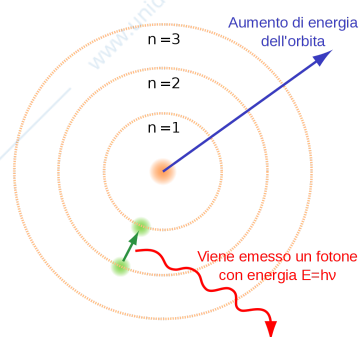
L'elettrone è una particella e si muove attorno al nucleo secondo percorsi fissati, o orbite, come un pianeta intorno al sole.

L'orbita viene poi sostituita con il concetto di orbitale.

In ogni orbitale si possono posizionare massimo 2 elettroni.

### GLI ORBITALI SONO CARATTERIZZATI DAI NUMERI QUANTICI

- **NUMERO QUANTICO PRINCIPALE (n)**  
Definisce energia e posizione dell'orbitale
- **NUMERO QUANTICO SECONDARIO (l)**  
Definisce la forma
- **NUMERO QUANTICO MAGNETICO (m)**  
Definisce il numero di orbitali con la stessa forma ma diverso orientamento nello spazio



Il numero quantico principale indica la distanza dal nucleo e il livello di energia dell'orbitale.

In ogni livello quantico n ci sono orbitali, il cui numero aumenta all'aumentare di n.

L'energia dell'elettrone è **QUANTIZZATA**: l'elettrone può posizionarsi solo a determinate distanze, livelli energetici, dal nucleo. Esistono 7 strati o livelli detti gusci elettronici, aventi un'energia caratteristica, detta numero quantico 'n'.

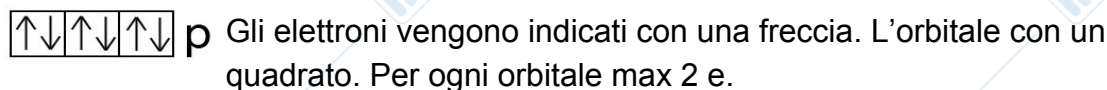
Il numero quantico secondario, indica dove sono posizionati un certo numero di orbitali all'interno di un livello energetico principale n. I sottolivelli fanno riferimento alla diversa forma degli orbitali. Il numero quantico magnetico indica il numero di orbitali dello stesso tipo e il loro orientamento nello spazio.

In ogni livello quantico ci sono da 1 a più orbitali di forma diversa.

Per n1 abbiamo 1 orbitale, 1s (due elettroni in totale)

Per n2 abbiamo 4 orbitali, 2s e 2p (x,y,z) (8 elettroni in totale)

Per n3 abbiamo 9 orbitali, 3s e 3p (x,y,z) (8 elettroni in totale)





Gli atomi di uno stesso gruppo hanno una reattività chimica simile perché hanno una configurazione elettronica del guscio esterno uguale.

I		II		SIMBOLI DI LEWIS						III						IV						V						VI						VII						0					
H •																												He ••																	
Li •		• Be ••								• B •						• C ••						• N •••						• O ••••						• F •••••						• Ne ••••••					
Na •		• Mg ••								• Al •						• Si ••						• P •••						• S ••••						• Cl •••••						• Ar ••••••					

## LEGAMI CHIMICI

GLI ATOMI REAGISCONO TRA DI LORO (in rapporti stechiometrici definiti) E FORMANO LE MOLECOLE.

Perché avvengono?

### GAS NOBILI

- elio, neon, argon, kripton, xenon e radon
- i gas nobili sono gli unici elementi che vengono ritrovati in natura sotto forma di atomi isolati neutri mentre la gran parte della materia che ci circonda è costituita da molecole
- INERZIA CHIMICA

PERCHÉ' TUTTI GLI ALTRI ATOMI TENDONO A REAGIRE?  
PERCHÉ' I GAS NOBILI SONO DIVERSI?

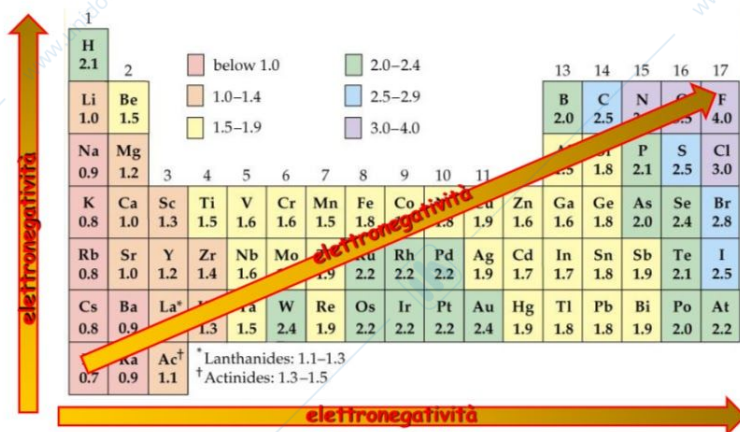
### Regola dell'OTTETTO

I gas nobili hanno la configurazione elettronica esterna COMPLETA (indipendentemente dal numero quantico). Una configurazione elettronica esterna COMPLETA implica una stabilità. Perciò gli altri atomi reagiscono (perdono o acquistano elettroni) per raggiungere una configurazione elettronica esterna completa, reagendo con gli altri atomi.

n=	I		II		GRUPPO:										VIII		Orbitali che si riempiono nel periodo
	ns		(n-1) d		ORBITALI:										np		
	s <sup>1</sup>		s <sup>2</sup>		CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA:										s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>		
1	1 H														2 He		1s
2	2 Li		• Be ••												5 B 6 C 7 N 8 O 9 F 10 Ne		2s2p
3	3 Na		• Mg ••		ELEMENTI DI TRANSIZIONE										13 Al 14 Si 15 P 16 S 17 Cl 18 Ar		3s3p
4	4 K		• Ca ••		21 Sc 22 Ti 23 V 24 Cr 25 Mn 26 Fe 27 Co 28 Ni 29 Cu 30 Zn										31 Ga 32 Ge 33 As 34 Se 35 Br 36 Kr		4s (3d) 4p

Per questi atomi è più facile PERDERE un elettrone che acquistarne 7 per raggiungere la configurazione esterna completa

Per questi atomi è più facile acquistare un elettrone che perderne 7 per raggiungere la configurazione esterna completa



**ELETTRONEGATIVITÀ:** Tendenza che ha un atomo ad acquisire elettroni.

L'atomo può raggiungere la configurazione dell'ottetto attraverso diverse modalità:

- **LEGAME IONICO**

Un atomo tenderà a perdere o ad acquistare elettroni per arrivare al completamento del guscio esterno.

LA CONFIGURAZIONE DELL'OTTETTO (dei gas nobili) TERMODINAMICAMENTE PIÙ STABILE

Esempio 1: Na + Cl

**Elettronegatività:**  
Na 0,9      Cl 3



Si realizza tra atomi diversi che abbiano una differenza di elettronegatività superiore a 1.9 (cioè una forza sufficiente a strappare via un elettrone).

Abbiamo il trasferimento di uno o più elettroni dall'atomo meno elettronegativo (che diventa un catione) a quello più elettronegativo (che diventa un anione)

Il legame ionico è la conseguenza della carica elettrostatica tra due ioni di carica opposta.

Le forze di attrazione e repulsione hanno simmetria sferica: il legame ionico non è direzionale.

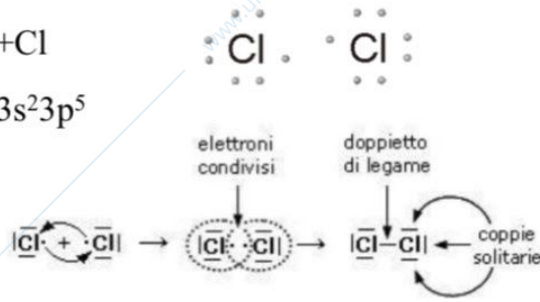
Ogni catione tende ad attrarre il maggior numero di anioni e viceversa, in modo da rendere massima la forza complessiva di interazione.

- **LEGAME COVALENTE**

Abbiamo la condivisione di elettroni tra atomi, i quali non hanno la forza di strappare all'altro un elettrone, tra atomi che abbiano una differenza di elettronegatività inferiore a 1.9.

Esempio 2: Cl+Cl

Cl :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

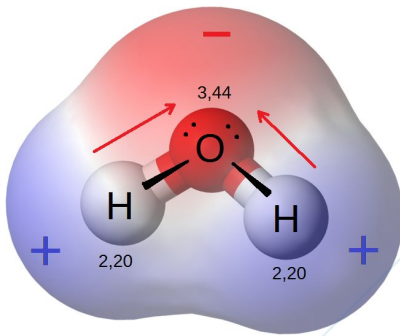


Il numero massimo di legami covalenti che si possono formare tra due atomi per raggiungere la configurazione dell'ottetto:

- Legame covalente singolo
- Legame covalente doppio
- Legame covalente triplo

Legame che si genera tra:

- Due atomi uguali A-A abbiamo un legame covalente puro/omopolare. La molecola è **NEUTRA**



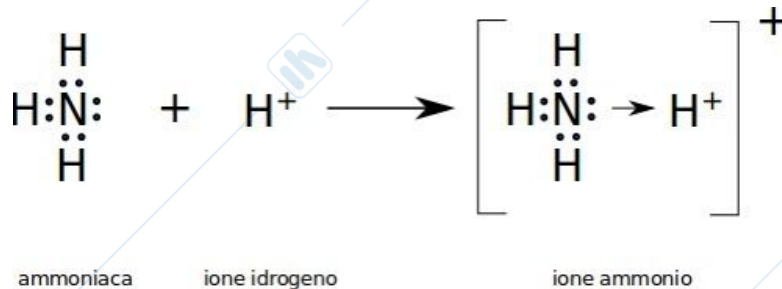
- Due atomi diversi A-B con elettronegatività diversa, ma non tale da determinare un legame ionico. Legame covalente polarizzato/eteropolare. La molecola presenta un **DIPOLO**.

È possibile un numero di legami superiore a quello necessario a raggiungere l'ottetto?

- **LEGAME COVALENTE DATIVO**

Può anche accadere che la coppia di elettroni condivisi sia fornita da un atomo solo: si parla in questo caso di **LEGAME DATIVO**.

È possibile solo per gli atomi che hanno doppietti non condivisi, quindi doppietti liberi. La molecola però **NON** è neutra.



## GEOMETRIA DELLE MOLECOLE

Teoria VSEPR

## Valence Shell Electron Pair Repulsion

Le coppie di elettroni all'interno degli atomi si dispongono il più lontano possibile fra loro.

La distribuzione tridimensionale è quella dove si minimizza la repulsione tra le coppie di elettroni.

## LEGAMI DEBOLI

### Interazioni di Van der Waals

Le interazioni di Van der Waals sono deboli ed efficaci solo a distanze molto brevi. Hanno natura cooperativa: più legami deboli si devono formare contemporaneamente tra due molecole per essere stabili. Questo avviene quando le superfici delle molecole hanno un certo grado di complementarità strutturale.

- **Interazioni dipolo-dipolo**

Le molecole che non hanno alcuna carica netta possono avere una distribuzione interna a simmetrica delle cariche; questo caso viene chiamato dipolo.

Il dipolo è una distribuzione non uniforme di carica elettrica.

Se A e B non hanno la stessa elettronegatività, la coppia di elettroni si sposta verso l'atomo più elettronegativo.

Per esempio l'ossigeno è l'atomo più elettronegativo e attrae a sé gli elettroni dell'idrogeno e così si forma un dipolo tra ossigeno e idrogeno.

I dipoli formano interazioni dipolo-dipolo tra le molecole e l'energia dell'interazione è proporzionale a  $1/r^3$ .

La formazione di un dipolo dipende da due fattori:

- **Differenza di elettronegatività tra gli atomi**

Il dipolo che si forma sarà tanto maggiore quanto maggiore è la differenza di elettronegatività fra i due atomi.

- **Geometria della molecola**

La geometria della molecola può annullare o aumentare la polarizzazione.

Il legame idrogeno è un caso speciale di attrazione dipolo-dipolo: si formano fra un atomo di idrogeno (donatore) legato ad un atomo fortemente negativo come N o O (accettori).

Quando un idrogeno è legato covalentemente a un atomo altamente elettronegativo si osservano in usali forti attrazioni dipolo-dipolo perché abbiamo una grande differenza di elettronegatività e una piccola dimensione dell'idrogeno. Questi due fattori si sommano provocando legami idrogeno che risultano cinque volte più forti delle attrazioni di dipolo-dipolo.

L'attrazione tra i due dipoli è maggiore quando gli atomi coinvolti sono disposti lungo una linea retta.

Gli ioni hanno una distribuzione di carica con una simmetria sferica un: la carica si trova attorno a tutto l'atomo e non in un punto specifico; in un dipolo invece le cariche sono concentrate in un punto specifico in funzione della direzione dello spostamento degli elettroni.

Il legame idrogeno è caratteristico delle molecole d'acqua e, queste sono appiccicate le une alle altre e a causa del movimento termico questi legami a temperatura ambiente si rompono e si riformano continuamente. Quindi la molecola d'acqua è un donatore e un accettore di legami idrogeno contemporaneamente.

Abbiamo un'elevata temperatura di ebollizione rispetto ad altre molecole. L'acqua è liquida a temperatura ambiente perché l'energia termica non è sufficiente a rompere i legami idrogeno e liberare le singole molecole d'acqua.

Quando la temperatura si abbassa, le molecole rallentano il movimento e possono formare legami idrogeno stabili e si dispongono in modo da formare legami più forti (in maniera allineata). Si formano più spazi fra le molecole e diminuisce la densità dell'acqua.

## ACQUA COME SOLVENTE

- Interazione ione-dipolo

Gli ioni vengono idratati e quindi circondati da molecole d'acqua detti gusci di idratazione.

La solubilità è correlata alla polarità della molecola. Si sciolgono in acqua solo molecole che si possono legare all'acqua (molecole polari) ed è per questo che aggiungo una molecola non polare come olio o grasso non si sciolgono.

## OSMOSI O PRESSIONE OSMOTICA

Fenomeno di diffusione selettiva attraverso la membrana semi permeabile. L'osmosi è fondamentale per i processi biologici perché tutte le cellule viventi sono circondati da membrane semipermeabili. La pressione osmotica è la pressione che devo applicare su B per impedire il passaggio di molecole d'acqua da A a B.

Distinguiamo soluzioni: ipertoniche, isotoniche, ipotoniche.

- Interazioni dipolo-dipolo indotto

Il dipolo di una molecola polare può indurre una polarizzazione in una molecola non polare ma polarizzabile. Si instaura una forza di interazione tra il dipolo e il risultante dipolo indotto.

Sono più deboli delle forze dipolo-dipolo. L'energia di questa interazione è proporzionale a  $1/r^5$ . L'intensità dipende dalla grandezza del dipolo che induce la polarizzazione e la polarizzabilità della seconda molecola.

- Interazioni dipolo istantaneo-dipolo indotto (forze di dispersione di London)

Gli elettroni che si muovono continuamente attorno ad un nucleo creano piccoli dipoli istantanei che inducono a loro volta dipoli istantanei su molecole vicine. Sono forze debolissime ma la loro somma genera una risultante che tiene assieme molecole non polari.

## QUANTIFICAZIONE

- Mole:

Il peso atomico relativo, è la somma dei protoni e neutroni di tutti gli atomi che compongono una molecola. Viene espresso in dalton ed ha il valore di 1 per ogni protone e neutrone. Es.  $H_2O$  PM= 18 da.

1 mole rappresenta un preciso numero di molecole.

Una mole di una sostanza pura contiene  $6,02 \times 10^{23}$  unità di quella sostanza (molecole).  
NUMERO DI AVOGADRO. È un numero enorme.

Mole = g/PM

Per l'idrogeno il PM è 1 quindi 1 mole è contenuta in 1 g.

Per il carbonio è 12 e quindi 1 mole è contenuta in 12 g.

In biochimica sono interessato al **numero di molecole** e non loro peso perciò per indicare una concentrazione introduco il concetto di MOLARITÀ: moli di soluto/L di solvente.