

## ISOTOPI

Il termine isotopo deriva dal greco ἴσος (isos, "stesso") e τόπος (tòpos, "posto"). Con isotopo si definiscono atomi che hanno lo stesso numero atomico  $Z$  ma diverso numero di massa; sono perciò atomi dello stesso elemento ma hanno masse diverse perché contengono un numero diversi di neutroni.

Si descrivono due tipologie di isotopi:

- Gli **isotopi stabili** sono isotopi che possono essere o meno radioattivi, ma se lo sono, hanno emivite troppo lunghe per essere misurate, per decadere impiegano tempi talmente lunghi che possono essere definiti stabili, hanno una radioattività trascurabile;
- Gli **isotopi instabili** sono detti isotopi radioattivi o radioisotopi, possiedono un nucleo, instabile, tende a raggiungere la stabilità emettendo radiazioni dando luogo al fenomeno della radioattività naturale.

## RADIOATTIVITÀ

La **radioattività** è il fenomeno per cui alcuni nuclei di isotopi instabili si trasformano spontaneamente nell'isotopo più stabile di un altro elemento emettendo particelle ad elevata energia. Nell'1986 il fisico francese Antoine-Henry Becquerel scoprì per caso che i composti dell'uranio emettevano spontaneamente radiazioni capaci di impressionare le lastre fotografiche e attraversare la materia. Per questo motivo il fenomeno fu chiamato **emissione di raggi uranici**. Successivamente, la scienziata polacca Marie Sklodowska Curie si accorse che il fenomeno si verificava anche per altri elementi e ribattezzò l'emissione di raggi uranici con il termine di **radioattività**.

Può essere definita anche come il fenomeno per cui alcuni atomi, che vengono chiamati **atomi radioattivi**, emettono spontaneamente radiazioni. Rutherford scoprì che le radiazioni emesse dagli atomi radioattivi derivavano dai nuclei degli atomi e potevano essere di tre tipi:

- 1) **Raggi  $\alpha$**   $\rightarrow$  le particelle alfa sono nuclei di elio. Ognuno contiene 2 protoni e 2 elettroni. Ognuno ha numero atomico di 2 e carica di +2;
- 2) **Raggi  $\beta$**   $\rightarrow$  sono elettroni. Ognuno a carica di 1.
- 3) **Raggi  $\gamma$**   $\rightarrow$  sono radiazioni elettromagnetiche ad alta energia. Non hanno né massa e né carica.

## ISOTOPI RADIOATTIVI

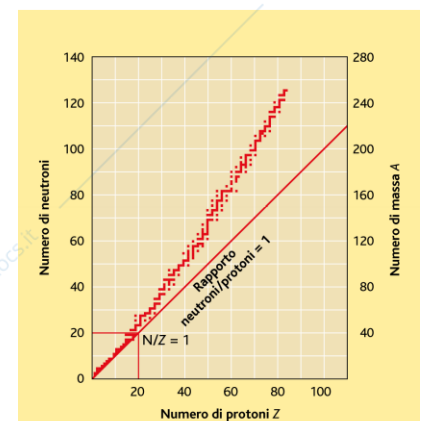
Si definiscono **isotopi radioattivi o radioisotopi** quelli che emettono radiazioni. In natura ci sono circa 300 isotopi naturali. 264 sono stabili e i restanti isotopi sono radioattivi. In laboratorio sono stati sintetizzati 1000 isotopi artificiali. Tutti gli isotopi artificiali sono radioattivi. La stabilità del nucleo dipende dal rapporto tra il numero dei neutroni e il numero dei protoni. Quanti più protoni vi sono in un nucleo, tanti più neutroni occorrono per renderlo stabile. Un nucleo che contiene troppi o troppo pochi neutroni rispetto ai protoni è instabile e tende a trasformarsi, modificando il rapporto neutroni/protoni, fino a che non raggiunge il rapporto cui compete la massima stabilità. La radioattività è quindi il fenomeno per cui un radioisotopo emette spontaneamente radiazioni per trasformarsi in un isotopo stabile.

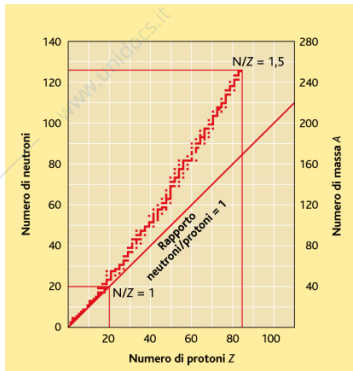
${}^1_1\text{H}$	idrogeno-1	idrogeno (non radioattivo)
${}^2_1\text{H}$	idrogeno-2	deuterio (non radioattivo)
${}^3_1\text{H}$	idrogeno-3	trizio (radioattivo)

*Un esempio* è rappresentato dal trizio, isotopo dell'idrogeno radioattivo avente 2 neutroni ed un protone. L'altro isotopo, ovvero il deuterio non è radioattivo ed ha un protone ed un neutrone.

In funzione ai numeri  $Z$ , o numero atomico, indicante il numero di protoni ed il numero  $A$ , o numero di massa, indicante la somma del numero di protoni ed elettroni, un isotopo è stabile quando:

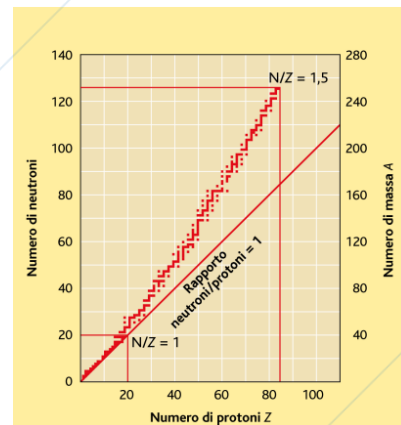
- 1) Se l'elemento ha un numero atomico, o numero  $Z$ , minore di 21, la stabilità si ottiene quando  $\frac{\text{numero di elettroni}}{\text{numero di protoni}} = 1$ .





2) Se l'elemento ha un numero atomico compreso fra 21 e 83, la stabilità del nucleo si ha quando  $\frac{\text{numero di elettroni}}{\text{numero di protoni}} > 1$ .

3) Infine, per elementi molto pesanti, ovvero con numero atomico maggiore di 83, la stabilità del nucleo non è mai raggiunta con la presenza di neutroni.

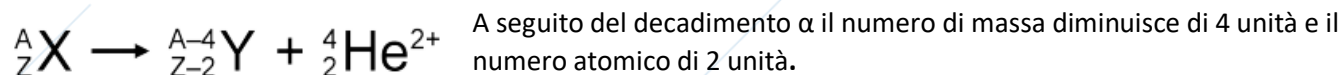


### DECADIMENTO RADIOATTIVO

Il processo attraverso il quale un nucleo instabile emette spontaneamente radiazioni per stabilizzarsi prende il nome di **decadimento radioattivo**. Il decadimento radioattivo è rappresentato attraverso una particolare equazione chimica, chiamata **equazione nucleare**, dove la somma dei numeri atomici e la somma dei numeri di massa devono risultare uguali in entrambi i membri dell'equazione.

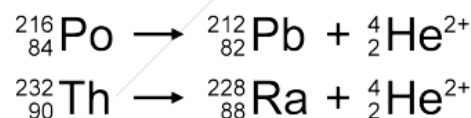
### EMISSIONE ALFA

Il decadimento  $\alpha$ , che riguarda nuclei pesanti, ovvero nuclei aventi un numero atomico maggiore di 83, si verifica quando un nucleo emette una **particella  $\alpha$** . La particella  $\alpha$  è costituita da due protoni e due neutroni (He con due cariche positive). Queste radiazioni viaggiano a elevata velocità, ma, per la loro massa relativamente alta, riescono ad attraversare solo corpi molto sottili e non sono quindi particolarmente pericolose, se non vengono introdotte direttamente nel corpo.



A seguito del decadimento  $\alpha$  ogni atomo si trasforma in un atomo dell'elemento che lo precede di due posti nel Sistema periodico.

Cs 55	Ba 56	La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60
Fr 87	Ra 88	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92



### EMISSIONE BETA

Il decadimento  $\beta$  può provocare l'emissione di due tipi di particelle:

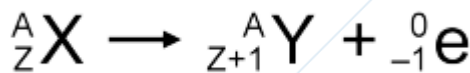
1) **particelle  $\beta^-$**   $\rightarrow$  che corrisponde a un elettrone;

2) **particelle  $\beta^+$**   $\rightarrow$  che corrisponde a una particella con stessa massa di un elettrone ma carica positiva detto **positrone**.

Le particelle  $\beta$  sono emesse dal nucleo ad altissima velocità e hanno una massa quasi 7000 volte inferiore e una velocità circa tripla delle particelle  $\alpha$  e sono perciò molto più penetranti e pericolose. Nonostante l'emissione delle due particelle derivi dallo stesso tipo di processo nucleare i risultati del decadimento sono prodotti diversi.

### DECADIMENTO $\beta^-$

Nel decadimento  $\beta^-$  un neutrone di un nucleo si trasforma in un protone ed emette una particella  $\beta^-$

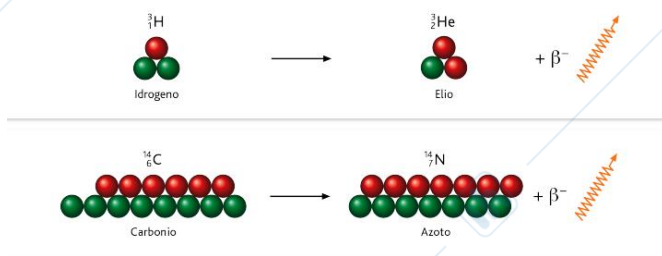


Il decadimento  $\beta^-$  riguarda nuclei con un eccesso di neutroni. A seguito del decadimento  $\beta^-$  il numero di massa rimane invariato e il numero atomico aumenta di 1 unità.

Il nucleo di fosforo-32 ( ${}^{32}\text{P}$ ) è un isotopo radioattivo del fosforo.

Contiene 15 protoni e 17 neutroni, un neutrone in più rispetto al più comune isotopo del fosforo, il fosforo-31. Il nucleo decade in zolfo-32

per decadimento  $\beta^-$  e dopo emissione di un elettrone si osservano un numero di massa non variato mentre aumentato di 1 il numero di massa. In questo modo si raggiunge la stabilità nucleare.



Il decadimento  $\beta^-$  prevede la trasformazione di un neutrone in un protone. Con l'emissione di una particella  $\beta^-$  l'idrogeno diventa elio e il carbonio diventa azoto.

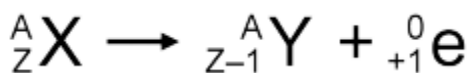
In definitiva, un elemento radioattivo che emette una particella  $\beta^-$  si trasforma in un elemento che lo segue di un posto nel Sistema periodico.

Decadimento  $\beta^-$

Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9
Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17

### DECADIMENTO $\beta^+$

Nel decadimento  $\beta^+$  un protone di un nucleo si trasforma in un neutrone ed emette una particella  $\beta^+$ . Il decadimento  $\beta^+$  è più frequente per elementi a basso numero atomico.



A seguito del decadimento  $\beta^+$  il numero di massa rimane invariato e il numero atomico diminuisce di 1 unità.

Un elemento radioattivo che emette una particella  $\beta^+$  si trasforma in un elemento che lo precede di un posto nel Sistema periodico.

Decadimento  $\beta^+$

Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9
Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17



Ad esempio, il boro decade in berillio, l'ossigeno in azoto.

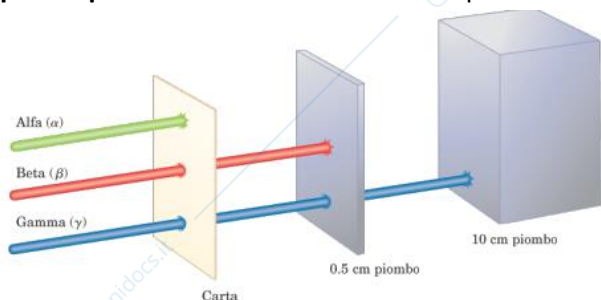


## EMISSIONI GAMMA

Il decadimento  $\gamma$  avviene quando il nucleo di un atomo emette una **radiazione  $\gamma$**  ovvero un'onda elettromagnetica ad alta frequenza. Un nucleone che si trova in uno stato di alta energia può passare allo stato energetico inferiore rilasciando la differenza di energia sotto forma di fotone  $\gamma$ . I raggi  $\gamma$  sono in media 100 volte più penetranti delle particelle  $\beta$  e sono sempre pericolose per l'uomo, anche se sono emesse da sorgenti molto lontane. Con questo il numero atomico e il numero di massa non variano.

## POTERE PENETRANTE

Il **potere penetrante** di una radiazione dipende da energia e massa delle sue particelle.



- 1) Le **particelle  $\alpha$**  sono più pesanti e più cariche e meno penetranti;
- 2) Le **particelle  $\beta$**  hanno massa minore e carica più bassa di  $\alpha$  hanno maggiore potere penetrante. Queste possono penetrare nell'osso o in altri tessuti per alcuni millimetri;
- 3) Le **radiazioni  $\gamma$**  sono prive di massa e carica, sono le più penetranti dei. Le radiazioni gamma possono attraversare completamente il corpo.

## REGOLA DELL'OTTETTO

La **regola dell'ottetto** indica la tendenza degli atomi a reagire in modo da avere un guscio esterno con otto elettroni. La mancanza di reattività chimica dei gas nobili, facenti parte dell'ottavo gruppo (VIII A) indica un alto grado di stabilità della loro configurazione elettronica. Fanno parte di questo gruppo elementi come l'Elio, aventi due elettroni ( $1s^2$ ) o il Neon avente otto elettroni nel guscio più esterno ( $2s^2 2p^6$ ).

Gli atomi degli altri gruppi tendono a raggiungere la configurazione elettronica come quella del gas nobile più vicina per cui:

- 1) **Quasi otto elettroni di valenza**  $\rightarrow$  tende a guadagnare elettroni per completare l'ottetto; l'atomo diventa un **ione carico negativamente**;
- 2) **Uno o due elettroni di valenza**  $\rightarrow$  tende a perdere elettroni per completare l'ottetto; l'atomo diventa un **ione carico positivamente (catione)**.

Quando si forma un ione, sia il numero di protoni che di neutroni resta invariato.

## TIPI DI LEGAMI

Secondo il modello di Lewis del legame chimico, gli atomi sono legati insieme in modo che ogni atomo che partecipa al legame acquista un guscio di valenza con configurazione elettronica identica a quella del gas nobile più vicino ad esso per numero atomico.

- 1) **LEGAME IONICO**  $\rightarrow$  Un atomo può perdere o guadagnare elettroni necessari per ottenere un guscio di valenza pieno, diventando un ione. È la forza di attrazione elettrostatica tra un catione e un anione;
- 2) **LEGAME COVALENTE**  $\rightarrow$  Un atomo può condividere elettroni con uno o più atomi per acquisire un guscio di valenza pieno. Il legame covalente risulta dalla forza di attrazione tra due atomi che condividono una o più coppie di elettroni.

*Come è possibile riconoscere un legame ionico o un legame covalente?*

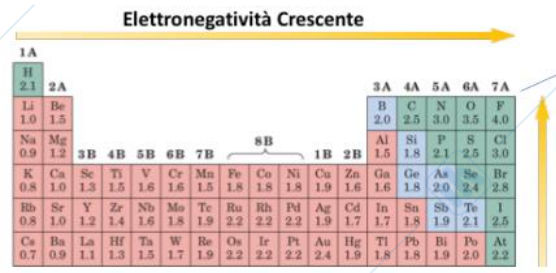
Questo può essere fatto attraverso due modalità:

- 1) Dalla **tavola periodica**  $\rightarrow$  un legame ionico si costituisce fra un metallo e un non metallo come nel caso del cloruro di sodio ( $\text{NaCl}$ ) con  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Un legame covalente si costituisce fra due non metalli, come nel caso dell'acqua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) oppure fra un metalloide e un non metallo come nel caso del tetracloruro di silicio ( $\text{SiCl}_4$ ).
- 2) Confrontando l'**elettronegatività** degli atomi coinvolti.

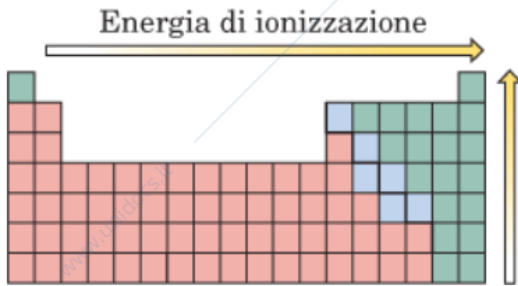
## ELETTRONEGATIVITÀ

L'elettronegatività è la misura attrazione che un atomo ha per gli elettroni condivisi con un altro atomo in un legame chimico.

Rispetto alla tavola periodica l'elettronegatività:

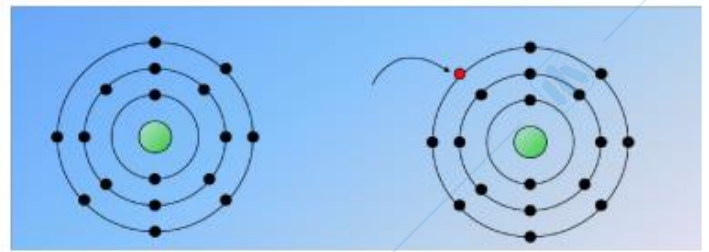
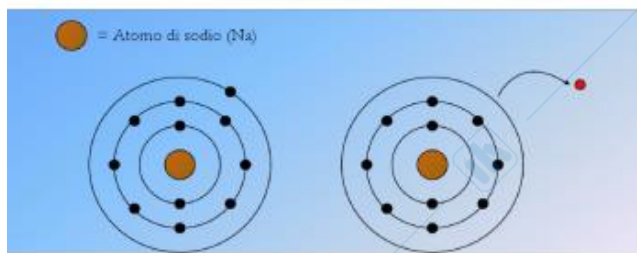


- aumenta da sinistra a destra nelle righe poiché aumenta carica positiva del nucleo, e aumenta attrazione degli elettroni nel guscio di valenza;
  - aumenta dal basso verso l'alto nelle colonne poiché diminuisce distanza nucleo elettroni di valenza porta a una maggiore attrazione tra il nucleo e i suoi elettroni di valenza.
- L'elemento più elettronegativo è il Fluoro.



L'andamento dell'elettronegatività correla con quello dell'energia di ionizzazione. L'energia di ionizzazione indica infatti la quantità di energia necessaria a rimuovere un elettrone da un atomo; l'elettronegatività invece misura quanto un atomo trattiene saldamente gli elettroni che condivide con un altro atomo.

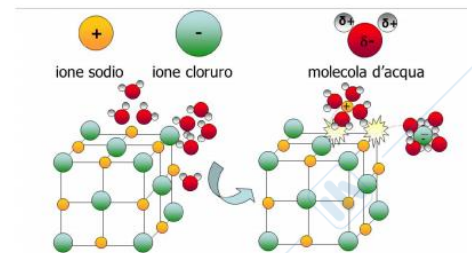
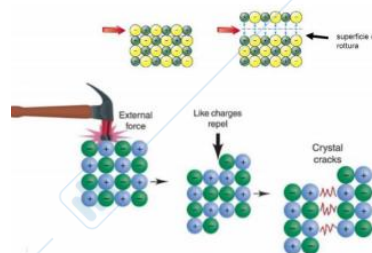
## LEGAME IONICO



Nell'legame ionico si ottiene il trasferimento di uno o più elettroni dal guscio di valenza di un atomo di elettronegatività inferiore al guscio di valenza di un atomo di elettronegatività maggiore. L'atomo più elettronegativo guadagna uno o più elettroni di valenza e diventa un **anione**. L'atomo meno elettronegativo perde uno o più elettroni di valenza e diventa un **catione**. È necessaria una differenza di elettronegatività tra due atomi  $\geq 1.9$ .

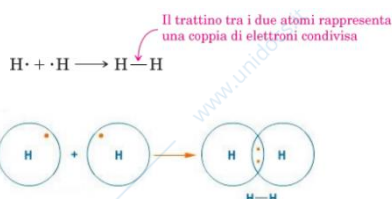
Le caratteristiche di un legame ionico sono:

- Generano un reticolo cristallino;
- Solidi ad alto punto di fusione;
- Solidi duri ma fragili;
- Conducono la corrente se fusi o in soluzione;
- Sono solubili in solventi polari (H<sub>2</sub>O).



## LEGAME COVALENTE

Nel **legame covalente** le coppie di elettroni sono condivise tra due elettroni; cioè riempie il guscio di valenza di ciascun atomo. La differenza di elettronegatività in questo caso, fra i due atomi, è  $< 1,9$ .



Un esempio può essere rappresentato da una molecola di idrogeno, ovvero H<sub>2</sub>. In questo, i due atomi di idrogeno mettono in comune il loro unico elettrone, e la coppia di elettrone riempie il guscio di valenza, ovvero l'orbitale atomico 1s. In questo caso il legame è **singolo** poiché condivide una sola coppia elettronica.

Nonostante il legame covalente preveda la condivisione della coppia elettronica, esistono diversi **gradi di condivisione** ovvero quanto tempo passano attorno ad un atomo e quanto tempo passano attorno all'altro, poiché gli elettroni sono delocalizzati nello spazio circostante ai nuclei dei due atomi. Si avrà perciò:

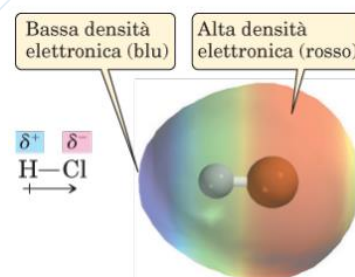
- **Legame covalente non polare** dove gli elettroni sono condivisi equamente. In questo caso la differenza di elettronegatività  $< 0,5$ . Un esempio è rappresentato dal metano ( $\text{CH}_4$ ) in cui la differenza di elettronegatività è  $2,5 - 2,1 = 0,4$
- **Legame covalente polare** gli elettroni sono condivisi in modo diseguale e la differenza di elettronegatività è compresa fra  $0,5$  e  $1,9$ . Un esempio è rappresentato dall'acido cloridrico ( $\text{HCl}$ ) in cui la differenza di elettronegatività è  $3,0 - 2,1 = 0,9$ .

## LEGAME COVALENTE POLARE

Nel legame covalente polare si osserva come:

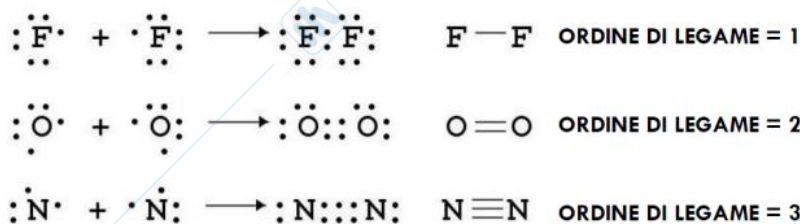
- l'atomo più elettronegativo acquista una **carica negativa parziale** indicata come  $\delta^-$ ;
- l'atomo meno elettronegativo acquista una **carica positiva parziale** indicata  $\delta^+$ .

La separazione di cariche produce un **dipolo**.



## ORDINE DI LEGAME

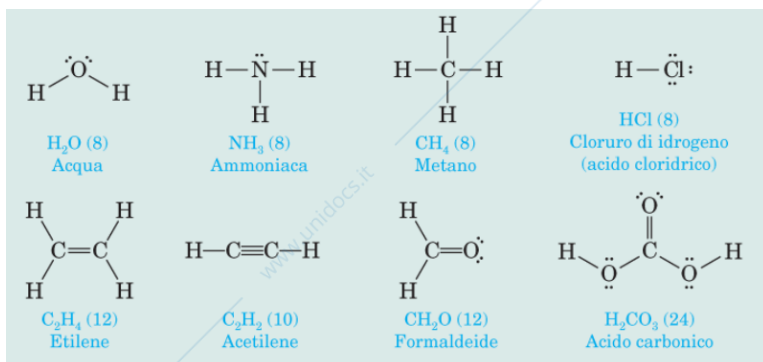
Con ordine di legame si indica il numero di coppie di legame condivise fra due atomi in una molecola. Avremo per cui:



## LUNGHEZZA DI UN LEGAME

La **lunghezza di un legame** è la distanza tra due atomi uniti dal legame covalente. Se noi considerassimo tre atomi, ovvero il carbonio, il fosforo e l'azoto, il raggio atomico del fosforo è maggiore del raggio atomico del carbonio che ha sua volta è maggiore di quello dell'azoto. Si osserva che il legame singolo carbonio fosforo ha una lunghezza maggiore del legame singolo carbonio-carbonio, che a sua volta ha una lunghezza maggiore del legame carbonio-azoto. Inoltre, il legame singolo carbonio-carbonio ha una lunghezza maggiore del legame doppio carbonio-carbonio, che a sua volta ha una lunghezza maggiore del triplo legame carbonio-carbonio.

## STRUTTURE DI LEWIS



Nelle strutture di Lewis:

1) **elettroni di legame** → sono elettroni di valenza coinvolti nella formazione di un legame covalente, cioè elettroni condivisi. Indicati con la linea continua;

2) **Elettroni di non legame** → sono elettroni di valenza non coinvolti nella formazione di un legame covalente, cioè elettroni non condivisi. Sono indicati con due puntini;

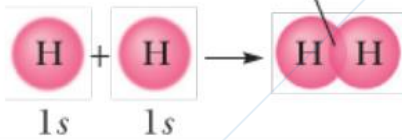
3) **Legame semplice** → Un legame formato dalla condivisione di una coppia di elettroni e rappresentato da un unico trattino tra i due atomi;

4) **Doppio legame** → è un legame formato dalla condivisione di due coppie di elettroni e rappresentato da due trattini tra i due atomi legati;

5) **Triplo legame** → è un legame formato dalla condivisione di tre coppie di elettroni e rappresentato da tre trattini fra i due atomi legati.

### LEGAME SIGMA $\sigma$

Legame covalente formato dalla sovrapposizione di orbitali atomici

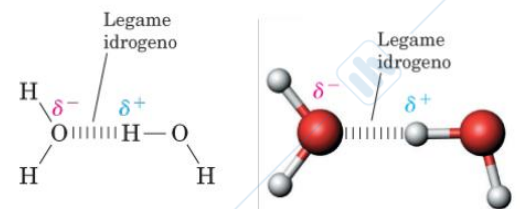


Un legame covalente si forma quando una porzione di un orbitale atomico di un atomo si sovrappone ad una porzione di un orbitale atomico di un altro atomo. Un **legame sigma ( $\sigma$ )** è un legame covalente in cui la sovrapposizione degli orbitali del legame avviene lungo l'asse che unisce i due nuclei. Gli orbitali atomici 1s si sovrappongono per formare un legame covalente  $\sigma$ .

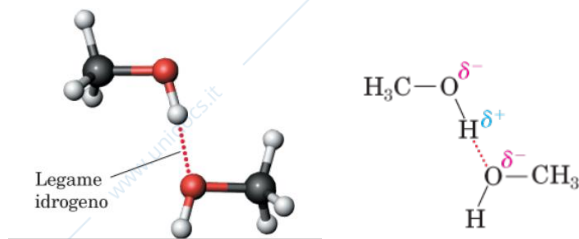
### LEGAME IDROGENO

Il **legame idrogeno** è un'interazione dipolo-dipolo che si verifica quando un atomo di idrogeno legato ad atomi ad alta elettronegatività (N, O, F), può essere descritto come una forza di attrazione **non covalente** tra la parziale carica positiva dell'atomo di idrogeno legato e la parziale carica negativa su un atomo di ossigeno o di azoto vicino. Ha una energia da 2 a 10 kcal/mol e gioca un ruolo importante nelle molecole biologiche.

I legami idrogeno fra molecole di acqua hanno una energia di 5 kcal/mol.



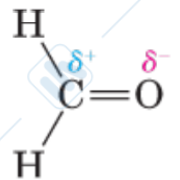
Si può formare un legame idrogeno tra due molecole di metanolo  $\text{CH}_3\text{OH}$ ?



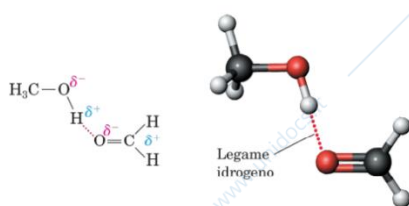
Il metanolo è un alcol, molecola polare. Ha un atomo di idrogeno covalentemente legato ad un atomo di ossigeno (sito donatore di legame idrogeno). Il sito accettore di legame idrogeno è l'atomo di ossigeno del legame polare O—H.

Si può formare un legame idrogeno tra due molecole di formaldeide,  $\text{CH}_2\text{O}$ ?

La formaldeide è una molecola polare. Non ha un idrogeno covalentemente legato ad un atomo di ossigeno o di azoto (non ha un sito donatore di legame idrogeno), quindi non costituisce legami ad idrogeno, Si costituiscono fra le molecole interazioni dipolo-dipolo.



Si può formare un legame idrogeno tra una molecola di metanolo,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , e una di formaldeide,  $\text{CH}_2\text{O}$ ?

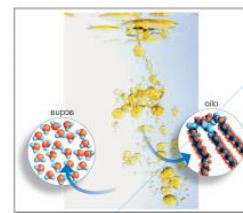


Il metanolo ha un atomo di idrogeno legato ad un atomo di ossigeno (sito donatore di legame idrogeno), mentre la formaldeide ha un atomo di ossigeno recante una parziale carica negativa (sito accettore di legame idrogeno).

## SISTEMA ETEROGENEO E OMOGENEO

Si descrivono sistemi:

- **Omogeneo** ovvero costituito da una sola fase, come acqua e gas;
- **Eterogeneo** ovvero costituito da più fasi come l'acqua e l'olio. Un sistema eterogeneo può comunque apparire uniforme.



È possibile inoltre definire:

- **Miscela omogenea, oppure soluzione**, è uniforme a livello molecolare. L'aria è costituita da N<sub>2</sub> (78.08%); O<sub>2</sub> (20.95%); Ar (0.93%); Altri (0.04%);
- **Miscela Eterogenea** ovvero una miscela in cui è possibile distinguere regioni separate le une dalle altre da confini ben definiti. Un esempio sono le rocce;
- **Dispersioni Colloidali**, si trovano al confine tra le miscele omogenee e quelle eterogenee. Esempi sono il plasma sanguigno o il citosol.

Le miscele di gas sono tutte soluzioni, ovvero miscele omogenee e non esistono soluzioni di tipo gassoso eterogenee. La maggioranza delle miscele di solidi sono eterogenee. Tra le miscele omogenee di solidi si ricorda le leghe, ottenute attraverso la fusione di solidi, miscelando i componenti fusi e lasciando che la miscela solidifichi. Esempio è l'ottone formato da Rame e Zinco.

In una soluzione, la distribuzione delle particelle è uniforme. Ogni parte di una soluzione ha esattamente la stessa composizione e le stesse proprietà di ogni altra parte, ed i componenti di una soluzione non si separano nel corso del tempo. Per un dato soluto e solvente è possibile fare soluzioni in diverse proporzioni. Le soluzioni sono quasi sempre trasparenti. Le soluzioni possono essere incolori o colorate, ma solitamente è possibile guardare attraverso di esse. Le soluzioni solide costituiscono un'eccezione.

Una soluzione non può essere separata nei suoi componenti attraverso la filtrazione. Le soluzioni possono essere separate nei loro componenti puri con:

- Distillazione;
- Cromatografia.

La separazione di una soluzione nei suoi componenti rappresenta un **cambiamento fisico**, non un cambiamento chimico.

## SOLUBILITÀ

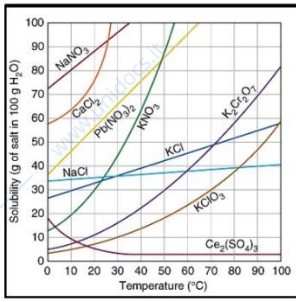
La **solubilità** di un solido in un liquido è rappresentata dalla massima quantità di solido che è possibile sciogliere in una determinata quantità di un particolare solvente ad una data temperatura. Ad esempio, la solubilità NaCl in H<sub>2</sub>O è 36.2 g ogni 100 g di H<sub>2</sub>O a 30°C. Se un liquido è completamente solubile in un altro liquido si usa il termine «miscibile».

Inoltre:

- Una soluzione è detta **saturo** quando il solvente contiene tutto il soluto che è in grado di sciogliere a una data temperatura, la soluzione è in equilibrio;
- Una soluzione è detta **sovrasatura** contiene più soluto di quello che può normalmente contenere, a una data temperatura, in condizioni di equilibrio.

La regola di riferimento è che il simile, in termini di polarità, scioglie il simile. Quindi:

- Un **composto polare** si scioglie in **solventi polari** come l'acqua (H<sub>2</sub>O) o il metanolo (CH<sub>3</sub>OH);
- Un **composto non polare** si scioglie in **solventi non polari** come il benzene (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) o il tetracloruro di carbonio (CCl<sub>4</sub>).



La regola generale stabilisce inoltre che la solubilità cresce con l'aumentare della temperatura. Solo per un numero ristretto di sostanze, la solubilità diminuisce con l'aumentare della temperatura.

## H<sub>2</sub>O COME SOLVENTE

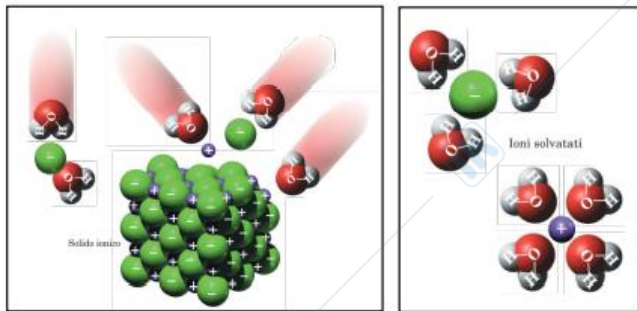
La gran parte delle reazioni chimiche a livello dei tessuti avvengono all'interno di soluzione acquose. Questa:

- Trasporta reagenti e prodotti da una parte all'altra del nostro corpo;
- Trasporta nutrienti e scarti del metabolismo;
- Diluisce le sostanze introdotte nell'organismo;
- L'acqua è essa stessa un reagente o un prodotto di molte reazioni biochimiche.

Le proprietà che rendono l'acqua un buon solvente sono:

- La sua **polarità**;
- La sua capacità di formare **legami idrogeno**.

## SOLVATAZIONE



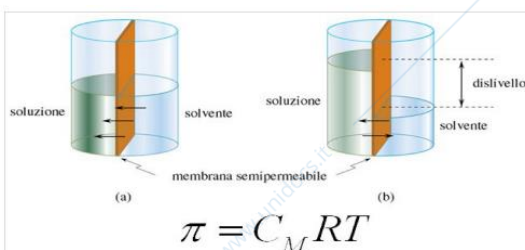
Per **solvatazione** si intende l'interazione tra soluto e solvente che porta le singole molecole di soluto disciolto a circondarsi di molecole di solvente. Gli ioni negativi (solido ionico) attraggono poli positivi H<sub>2</sub>O, mentre gli ioni positivi (solido ionico) attraggono i poli negativi H<sub>2</sub>O. Ogni ione attrae diverse molecole d'acqua e gli ioni vengono completamente staccati dal solido, le molecole di acqua circondano gli ioni sottratti al cristallo e questi ioni vengono detti **idratati o solvatati**. Lo strato di solvatazione previene la collisione tenendo gli ioni in soluzione.

L'acqua è un buon solvente anche per molti covalenti. Succede che:

- 1) Pochi reagiscono con composti covalenti e si sciolgono perché reagiscono con l'acqua. Ad esempio, l'HCl in acqua si dissocia in ioni e si comportano esattamente come gli altri elettroliti, ovvero conducono la corrente;
- 2) Molti composti covalenti si sciolgono in H<sub>2</sub>O ma non reagiscono con essa;
- 3) composti covalenti si sciolgono in H<sub>2</sub>O se possono formare legami H.

Infine, molecole covalenti che non contengono atomi di O o di N sono quasi sempre insolubili in acqua, mentre molecole che contengono almeno 1 atomo di O o di N o un gruppo O-H o N-H sono solubili in acqua (non più di tre atomi di C per ogni atomo di O o di N).

## PRESSIONE OSMOTICA



$\pi$  = pressione osmotica  
 $R$  = costante universale dei gas (8,314472 J/mol·K)  
 $C_M$  = Concentrazione Molare (molarità)  
 $T$  = Temperatura Assoluta (K)

La **pressione osmotica** è l'aumento di pressione che occorre applicare dall'esterno alla soluzione più concentrata per impedire alle molecole del solvente di attraversare una membrana semipermeabile. La soluzione a più alta concentrazione ha una pressione osmotica maggiore

rispetto alla soluzione meno concentrata.

## OSMOLARITÀ

L'osmolarità è il prodotto della molarità (M) della soluzione per il numero di particelle (i) prodotte da ciascuna formula elementare di soluto.

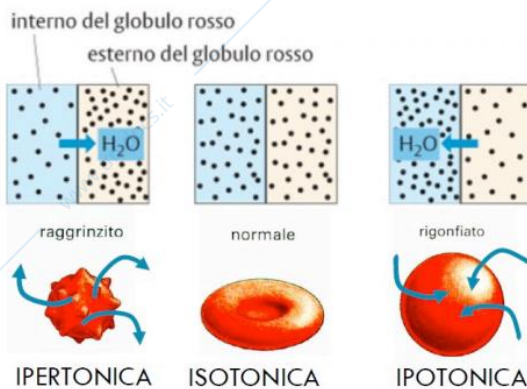
Osmolarità =  $M \times i$

$$\text{Osmolarità} = \frac{n \cdot \text{moli di soluti} \times i}{\text{volume}}$$

$i$  è il coefficiente di Vant'Hoff ovvero il numero di particelle. Il **numero di osmoli** è dato dal rapporto fra il numero di soluti e il numero delle particelle in cui può dissociarsi.

L'aumento dell'osmolarità comporta l'aumento della pressione osmotica.

Il NaCl in acqua si dissocia in  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Infatti, una mole di NaCl corrisponde a 2 osmoli. Il glucosio non è un elettrolita ed una mole corrisponde ad un osmole.



Due soluzioni aventi la stessa osmolarità si dicono **isotoniche**. Questa è alla condizione in cui normalmente il globulo rosso si trova circolante nel sangue. Quando la concentrazione di soluti all'interno è minore di quella all'esterno il sangue è **ipertonico** e l'acqua esce dal globulo rosso, e si raggrinzisce. Invece, quando alla concentrazione di soluti all'interno è maggiore di quella dell'esterno, il sangue è **ipotonico** e l'acqua tende ad entrare nel globulo rosso, che aumenta di volume fino a scoppiare.

## PRESSIONE ONCOTICA

La pressione oncotica è la pressione osmotica esercitata da soluzioni colloidali. È la porzione della pressione osmotica dovuta solo alle macromolecole ed è indice della funzionalità epatica, poiché queste proteine sono prodotte dal fegato. Sono:

- Albumina (69 kDa), 45 g/L, 21.8 mmHg;
- Globuline (140 kDa), 25 g/L, 6.0 mmHg;
- Fibrinogeno (400 kDa), 3 g/L, 0.2 mmHg.

La pressione oncotica totale del plasma umano è di 28 mmHg.

In condizioni fisiologiche, le plasmaproteine sono in condizioni di equilibrio con il pool plasmatico, e si distribuiscono negli spazi extravascolari.

In condizioni patologiche tale equilibrio è spostato e provoca una anomala distribuzione proteica:

- **Ipoproteinemia**, e in particolare da **ipoalbuminemia**, che provoca una diminuzione del gradiente osmotico tra il plasma e i tessuti e quindi un movimento di  $\text{H}_2\text{O}$  verso gli spazi interstiziali;
- Modificazioni idrostatiche per aumento della pressione arteriosa capillare o della pressione venosa o per ostruzione dei vasi linfatici;
- Aumento della permeabilità capillare nelle patologie infiammatorie.