



**UNIVERSITÀ
DEGLI STUDI DI BARI
ALDO MORO**

Dipartimento di Medicina Veterinaria

PRECORSO CHIMICA

Dott.ssa Giovanna Incampo

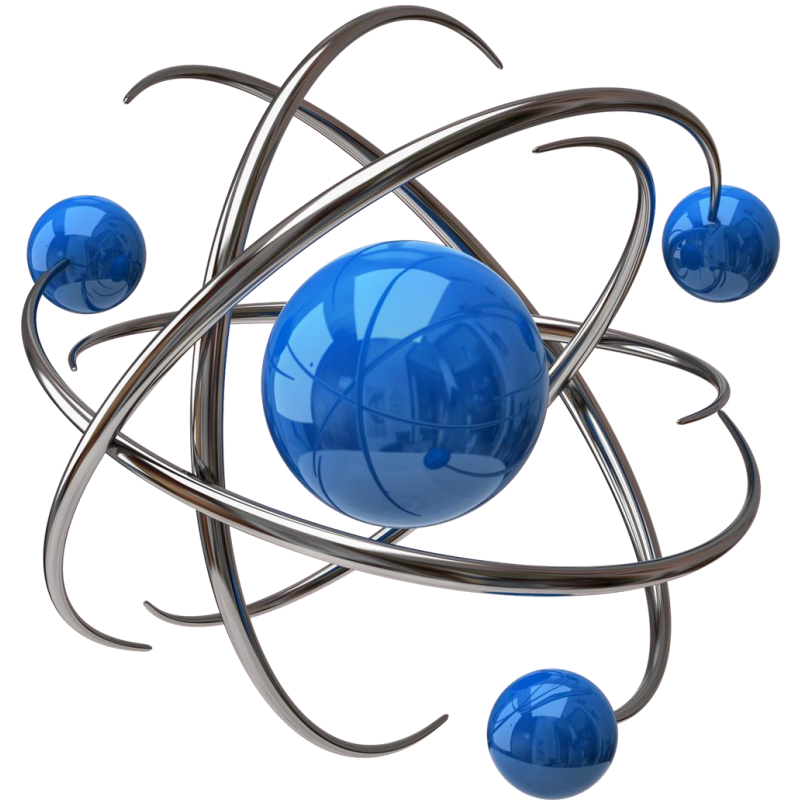
E-mail: giovanna.incampo@uniba.it

Lezione 1

L'atomo

Sommario

- Elementi, composti e molecole
- La teoria atomica della materia
- Particelle fondamentali dell'atomo
- Isotopi e ioni
- Numero atomico, numero di massa
- Massa atomica, numero di Avogadro, mole, massa molare

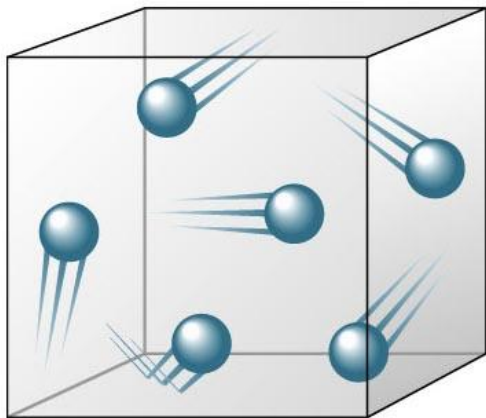


CHIMICA

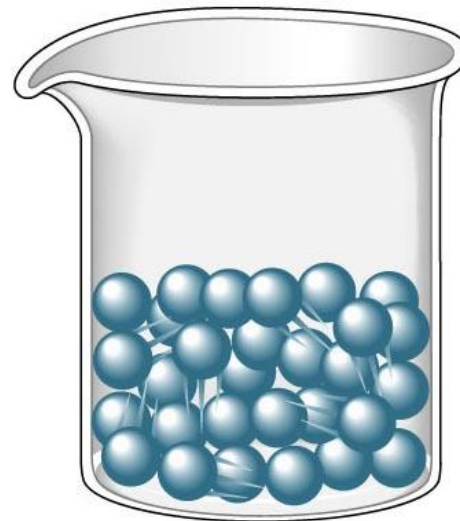
Studio di composizione, struttura e proprietà della **materia** e studio delle reazioni attraverso le quali una forma della materia può essere prodotta o trasformata in un'altra forma.

MATERIA ► Tutto ciò che ha una massa e occupa uno spazio

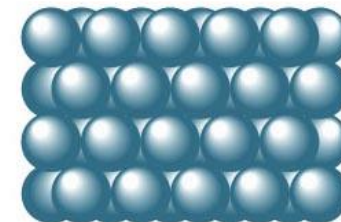
La materia, che si presenta in stati di aggregazione diversi a seconda della temperatura e della pressione (solido, liquido, gassoso), è costituita da particelle elementari , dette **ATOMI**, che si differenziano per le loro proprietà. Atomi con le stesse proprietà costituiscono gli **ELEMENTI**.



Gas



Liquid



Solid

ELEMENTI ► Sono costituiti da atomi della stessa specie (stesse proprietà)

Un elemento chimico è una sostanza che **NON** può essere scomposta in altre sostanze mediante reazioni chimiche o metodi fisici.

Ogni elemento ha un suo nome e un suo simbolo, costituito da una, due o tre lettere che normalmente corrispondono a quelle iniziali del relativo nome latino.

H = Hydrogenium

N = Nitrogenium

P = Phosphorus

COMPOSTI ► Sono costituiti da due o più atomi di specie diverse (con proprietà diverse) presenti in proporzioni definite e costanti

Un composto può essere scomposto nei suoi elementi di partenza. Inoltre, il composto molto spesso presenta proprietà diverse rispetto agli elementi che lo compongono

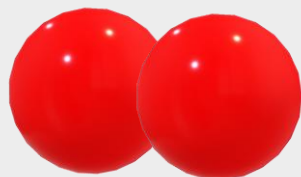
ELEMENTI e **COMPOSTI** possono esistere sotto forma di **MOLECOLE**

MOLECOLA



Aggregato discreto di pochi o molti atomi, tenuti insieme da uno o più legami.
La **FORMULA** di una molecola ci indica gli elementi presenti e ci dà il rapporto con cui questi sono presenti

ATOMI DELLO STESSO **ELEMENTO**

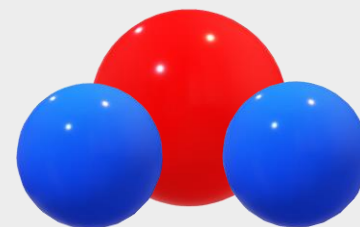


Molecola di OSSIGENO

Costituita da più atomi di ossigeno.

Presente nell'aria sotto forma di molecola biatomica, rappresentata con la formula O_2

ATOMI DI ELEMENTI DIVERSI (**COMPOSTI**)



Molecola d' ACQUA

Costituita da più atomi di elementi differenti, nella molecola di questo composto sono presenti due atomi di idrogeno per ogni atomo di ossigeno ed è rappresentata dalla formula H_2O

La conoscenza della struttura della materia ha sempre affascinato la mente dell'uomo e le prime intuizioni sulla struttura della materia sono attribuibili agli antichi filosofi greci

DEMOCRITO

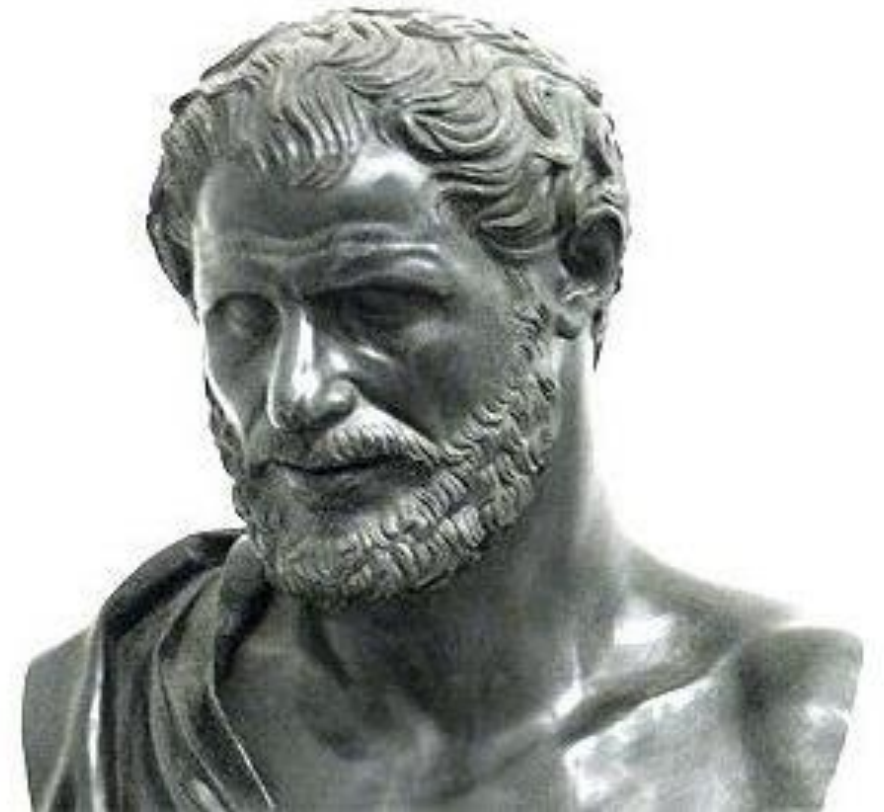
Abdera (460-360 a.C.)

Fondatore della Teoria Atomistica

Postulò che la materia fosse costituita da particelle piccolissime, ritenute finite e indivisibili chiamate **ATOMI** (in greco ἄτομος = indivisibile)

Non vi sono differenze qualitative tra atomi poiché sono tutti formati dalla medesima materia. Differiscono tra loro solo per caratteristiche quantitative come la forma, la grandezza, l'ordine e la posizione

Questi principi, così come la stessa teoria atomistica, non sono il risultato di un'indagine sperimentale, come avverrà per la scienza moderna, ma il frutto di una deduzione razionale a partire da problemi filosofici lasciati aperti dai pensatori precedenti.



Tale intuizione rimase sterile per quasi venti secoli poiché non supportata da verifiche sperimentali.

LAVOISIER

Parigi (1743-1794)

Fondatore della Chimica Moderna

Il suo lavoro è caratterizzato dalla rigorosa applicazione di strumenti di misura (es. bilancia) e del METODO SPERIMENTALE. I numerosi esperimenti fatti portarono alla formulazione della prima legge ponderale, chiamata:

LEGGE DELLA CONSERVAZIONE DELLA MASSA o LEGGE DI LAVOISIER

In una trasformazione chimica la massa dei reagenti è uguale a quella dei prodotti

Quindi durante le reazioni chimiche le sostanze non spariscono ma si combinano in vario modo, in altre parole: **LA MATERIA NON SI CREA O SI DISTRUGGE MA SOLO SI TRASFORMA**



DALTON

Eaglesfield (1766-1844)

TEORIA ATOMICA DELLA MATERIA DI DALTON

- ▶ La materia è costituita da particelle indivisibili chiamate **ATOMI**
- ▶ Gli atomi sono caratterizzati dalla loro **MASSA**, atomi di uno stesso elemento hanno stessa massa e le stesse proprietà; elementi diversi sono costituiti da atomi con proprietà diverse e quindi con masse diverse
- ▶ I **COMPOSTI** sono formati dalla combinazione chimica di atomi di differenti elementi in un rapporto di numeri interi e piccoli
- ▶ Nel corso di una reazione chimica gli atomi non si creano e non si distruggono mantenendo la loro individualità



DALTON

Eaglesfield (1766-1844)

MODELLO ATOMICO DI DALTON

La struttura atomica di Dalton è molto diversa da quella accettata oggi. Infatti il modello dello scienziato inglese non presentava alcuna particella subatomica ma solamente una piccolissima sfera densa di materia ed elettricamente neutra

OMOGENEA



NEUTRA

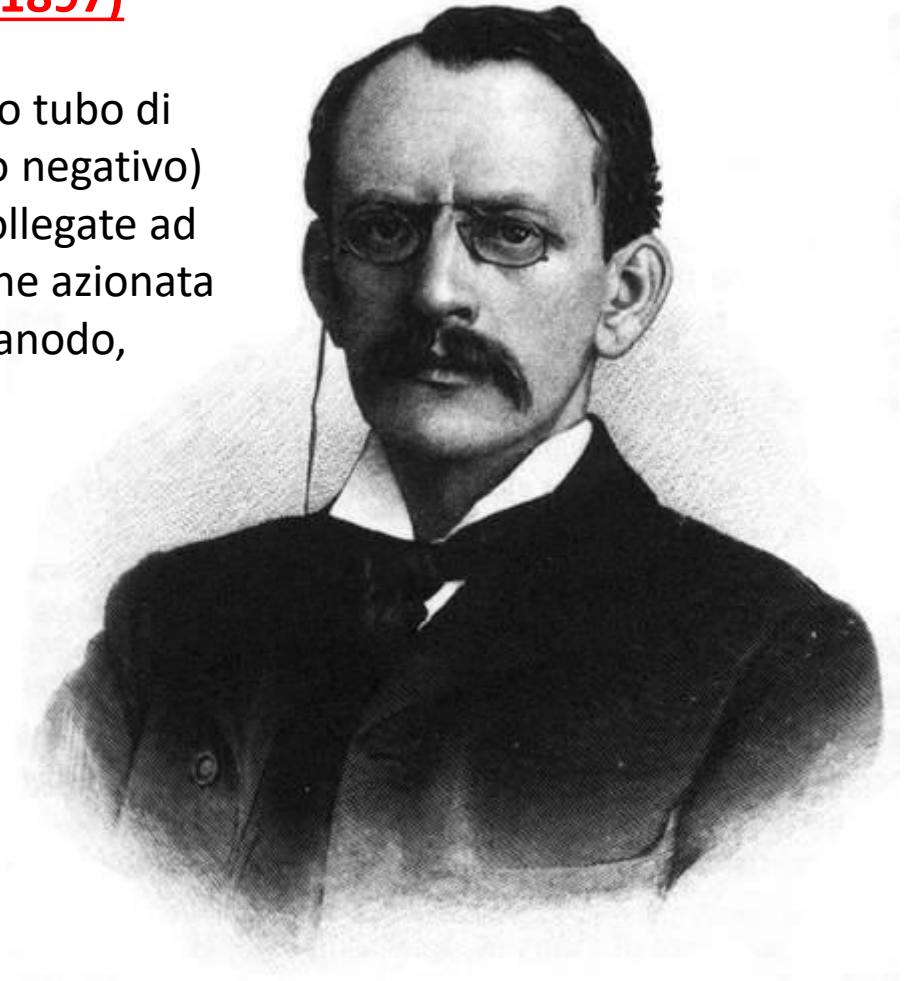
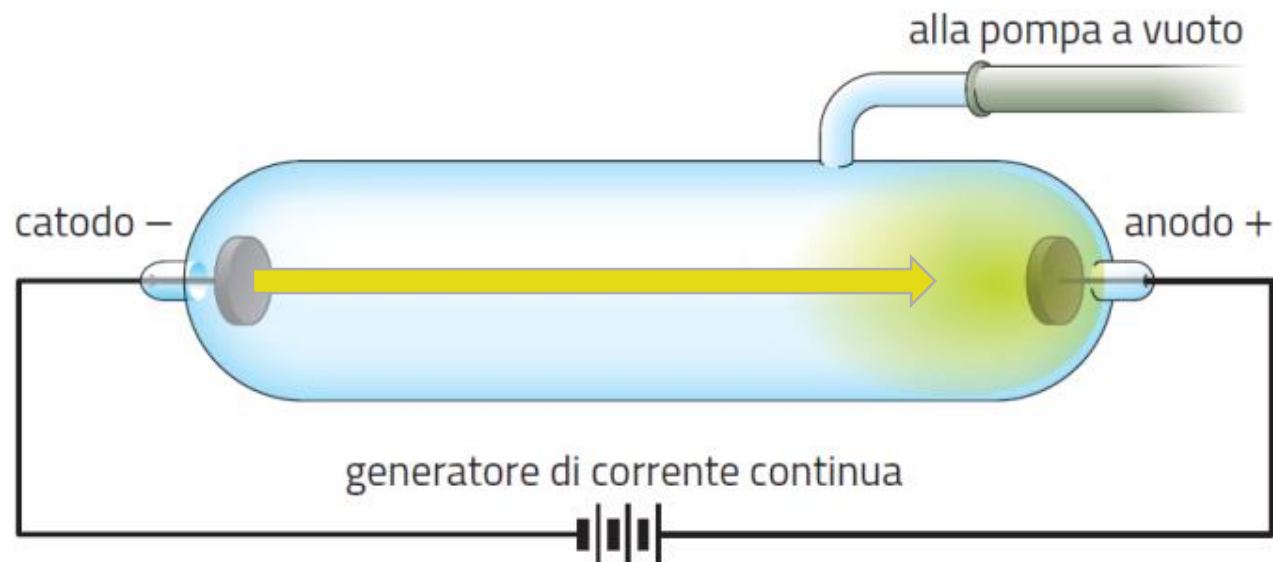


THOMSON

Manchester (1856-1940)

SCOPERTA DELLA PRIMA PARTICELLA SUBATOMICA: L'ELETTRONE (1897)

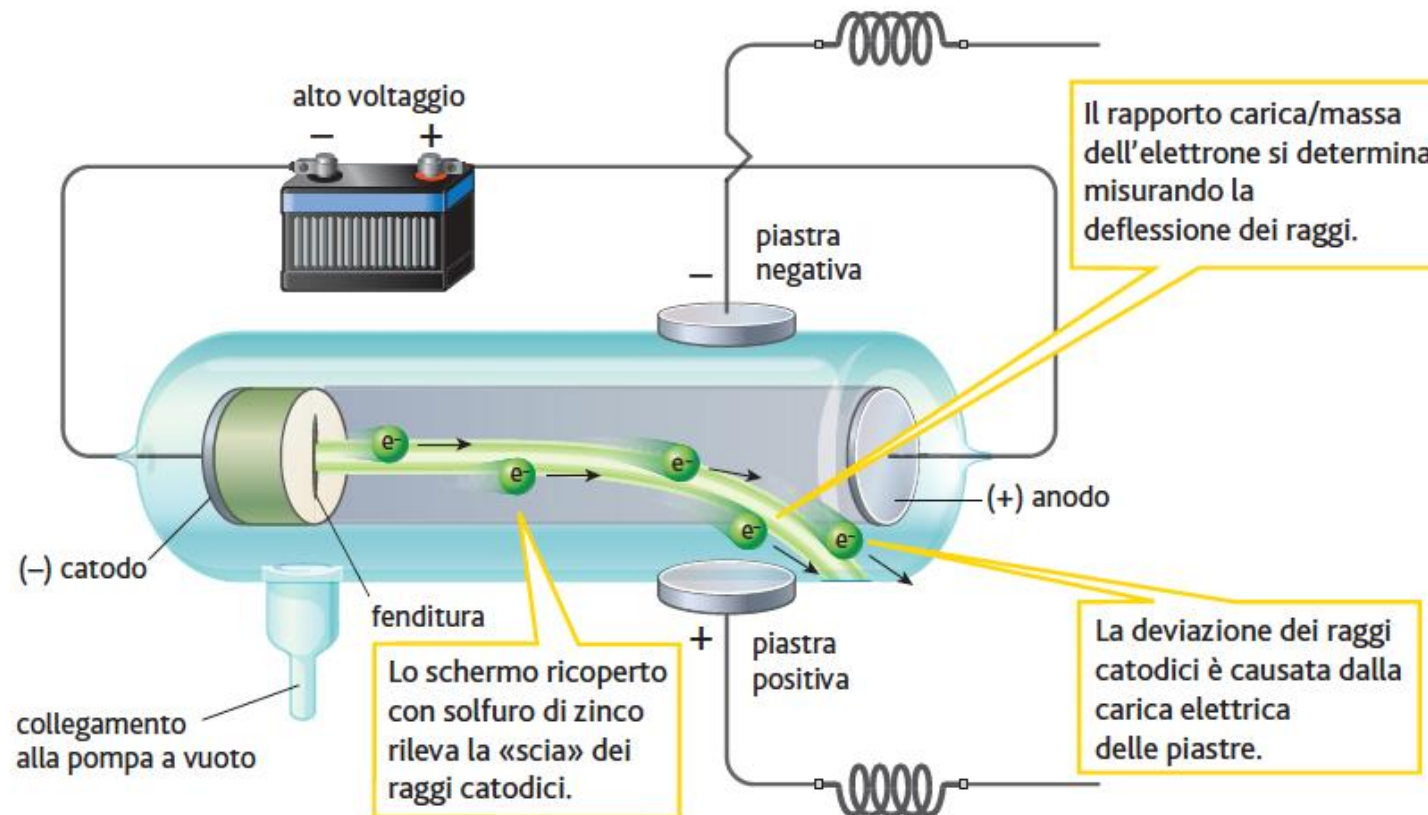
Utilizzò un tubo catodico di vetro riempito di gas a bassa pressione, chiamato tubo di Crookes che presenta alle estremità due piastre metalliche un CATODO (polo negativo) che produce gli elettroni e un ANODO (polo positivo). Le due piastre sono collegate ad un generatore di corrente, quando la corrente elettrica ad alto voltaggio viene azionata si generarono dei raggi fluorescenti che partono dal catodo e raggiungono l'anodo, chiamati RAGGI CATODICI.



THOMSON

SCOPERTA DELLA PRIMA PARTICELLA SUBATOMICA: L'ELETTRONE (1897)

Successivamente applicò un campo elettrico trasversale ai raggi (piastra negativa sopra, piastra positiva sotto il tubo) e osservò che i raggi luminosi deviavano verso il polo positivo. Da questa osservazione dedusse che quei raggi dovevano essere composti da particelle cariche negativamente che egli chiamò **ELETTRONI**



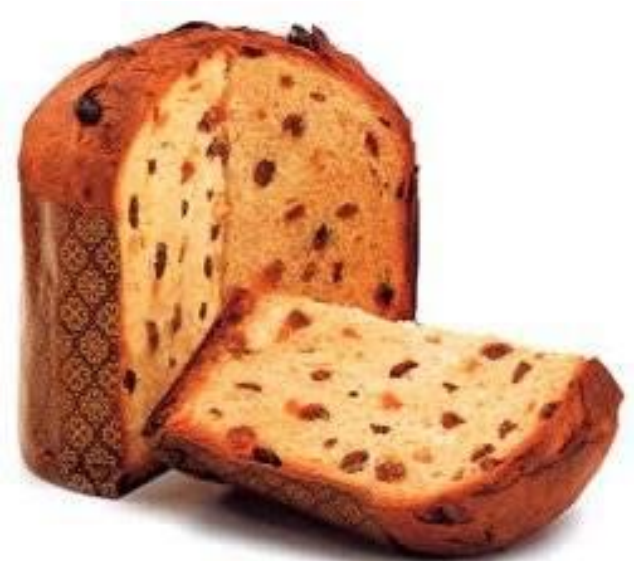
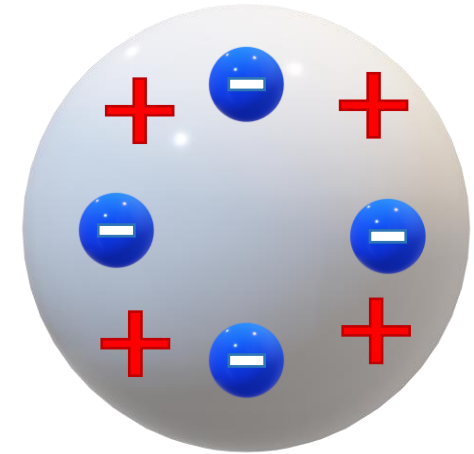
THOMSON

MODELLO ATOMICO DI THOMSON

Grazie a questa scoperta, formulò un nuovo modello atomico che includeva l'ELETTRONE, con carica NEGATIVA.

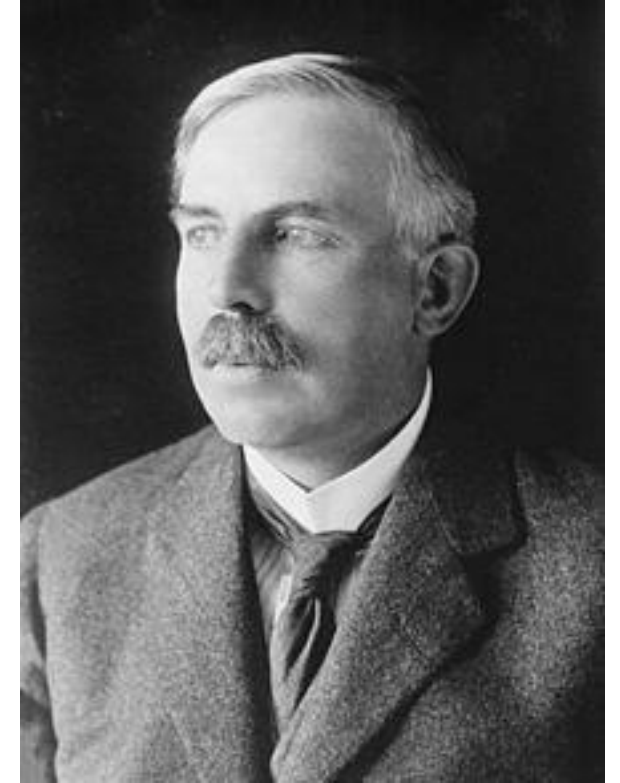
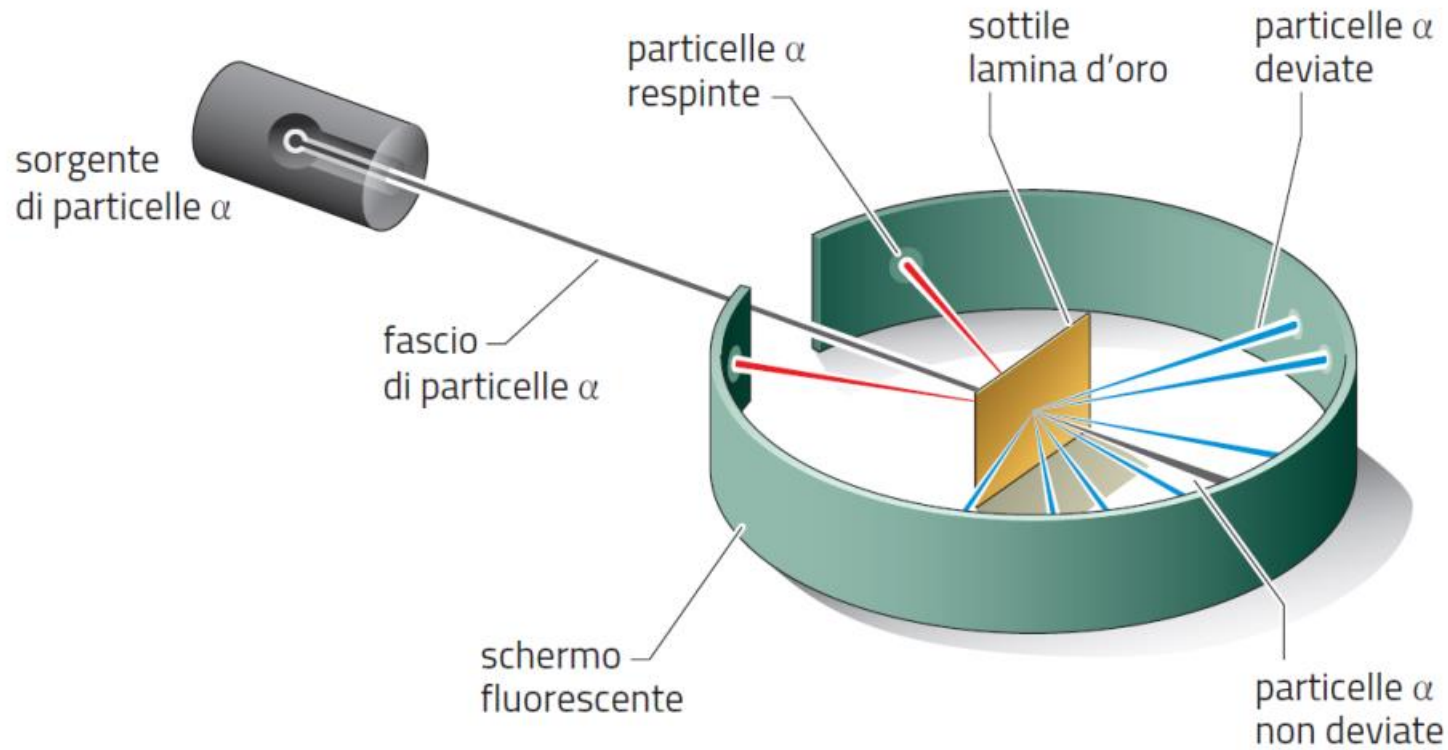
Dato che l'atomo risulta elettricamente neutro, alla carica negativa (-) degli elettroni doveva essere contrapposta un'uguale carica positiva (+) in modo che si potessero bilanciare e nel complesso l'atomo risultasse neutro.

Thomson immaginò l'atomo come una sfera carica positivamente, con gli elettroni distribuiti uniformemente al suo interno come le uvette in un panettone, da cui il nome di **«MODELLO A PANETTONE»**



RUTHERFORD

Brightwater (1871-1937)



Nel 1911 Ernest Rutherford testò il modello di Thomson usando radiazioni alfa (α), particelle dotate di una doppia carica positiva e massa quattro volte superiore a quella di un protone.

L'esperimento consisteva nel colpire con radiazioni α una sottilissima lamina d'oro. Dietro la lamina, uno schermo fluorescente avrebbe intercettato le particelle che l'avessero attraversata, emettendo un segnale luminoso che ne evidenziava la traiettoria. Rutherford constatò che la maggior parte delle particelle α attraversava la lamina, mentre una piccolissima parte subiva deviazioni. Alcune venivano addirittura respinte.

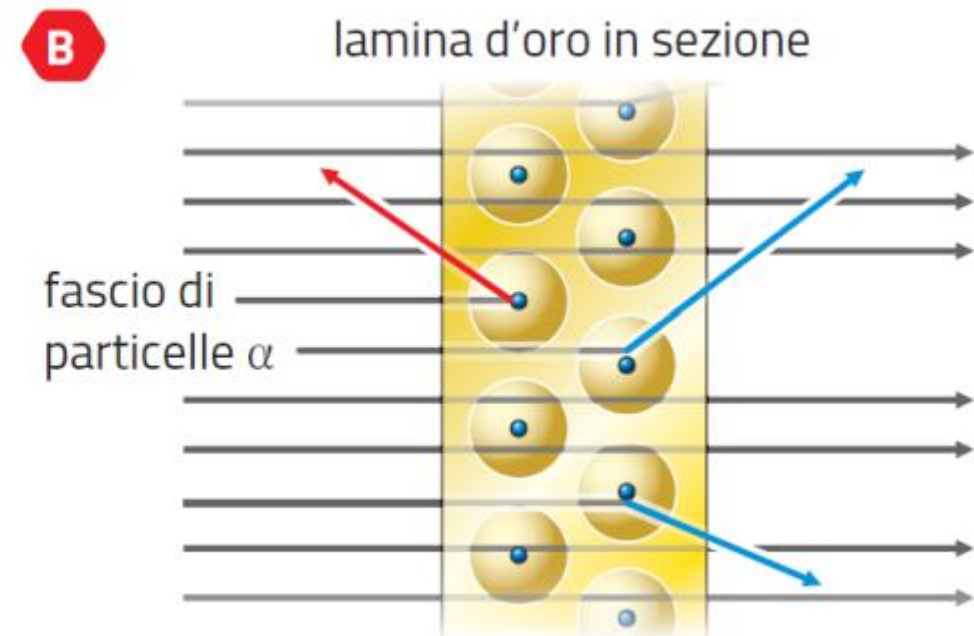
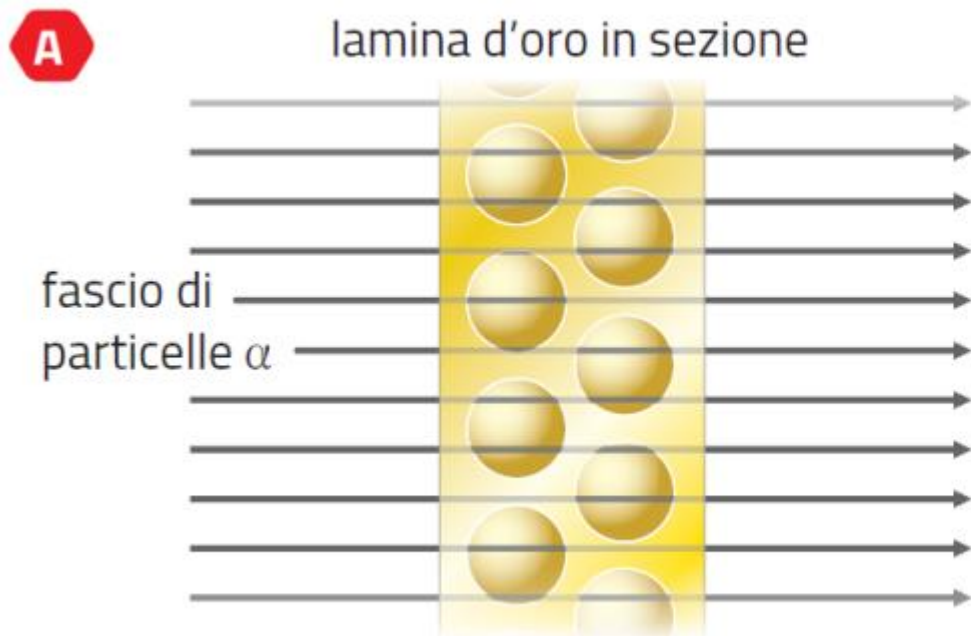
RUTHERFORD

Brightwater (1871-1937)

I risultati non potevano essere spiegati dal modello atomico di Thomson.

Se gli atomi fossero sfere con carica positiva distribuita uniformemente, non si potrebbero formare forze tali da respingere le particelle α (A), quindi le particelle dovrebbero tutte attraversare la lamina e la loro traiettoria non verrebbe deviata.

Invece quello che si osserva è che alcune particelle vengono deviate, affinché avvenga questo è necessario che incontrino una massa e una carica positiva concentrate (B). In questo caso, le particelle α presentando carica positiva vengono deviate e respinte quando incontrano questa regione (relativamente piccola rispetto all'atomo) dove si concentra una carica positiva. In conclusione l'atomo non può avere carica positiva diffusa ma deve essere concentrata in una regione.



RUTHERFORD

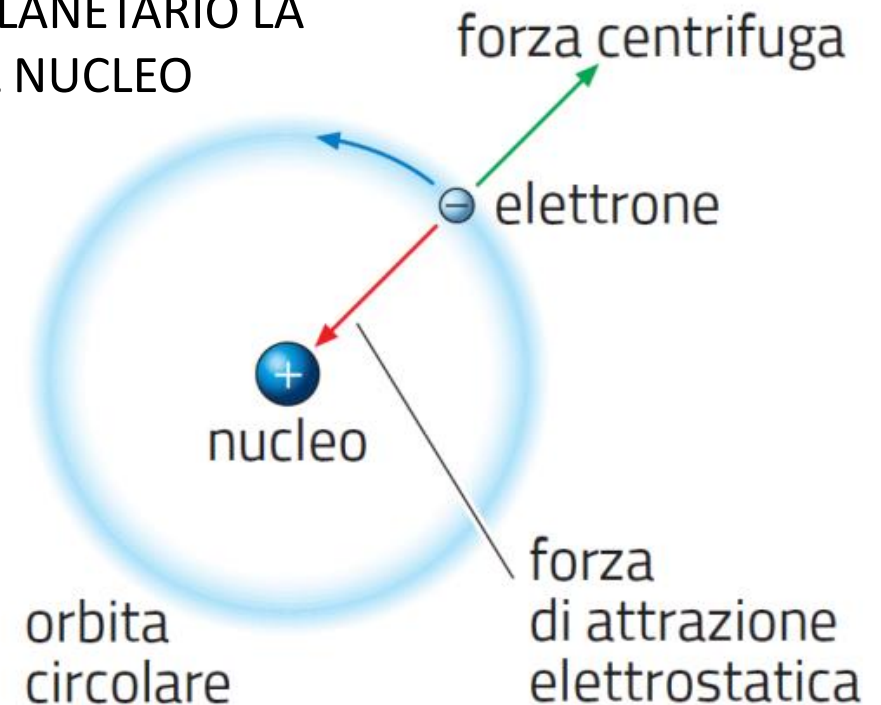
Brightwater (1871-1937)

Sulla base dei risultati sperimentali Rutherford propose:

IL MODELLO ATOMICO DI RUTHERFORD - MODELLO PLANETARIO

- ▶ L'ATOMO È COMPOSTO DA UN NUCLEO IN CUI SONO CONCENTRATE CARICA POSITIVA E MASSA
- ▶ GLI ELETTRONI OCCUPANO LO SPAZIO VUOTO INTORNO AL NUCLEO E VI RUOTANO INTORNO COME E I PIANETI INTORNO AL SOLE. IN QUESTO MODELLO PLANETARIO LA FORZA CENTRIFUGA IMPEDIREBBE AGLI ELETTRONI DI PRECIPITARE SUL NUCLEO
- ▶ IL NUMERO DI ELETTRONI È TALE DA BILANCIARE LA CARICA POSITIVA DEL NUCLEO.

Il modello di Rutherford è oggi superato, ma è stato fondamentale per dimostrare l'esistenza del nucleo e quindi permette di introdurre due concetti fondamentali: quelli del NUMERO ATOMICO e NUMERO DI MASSA



PARTICELLE FONDAMENTALI DELL'ATOMO

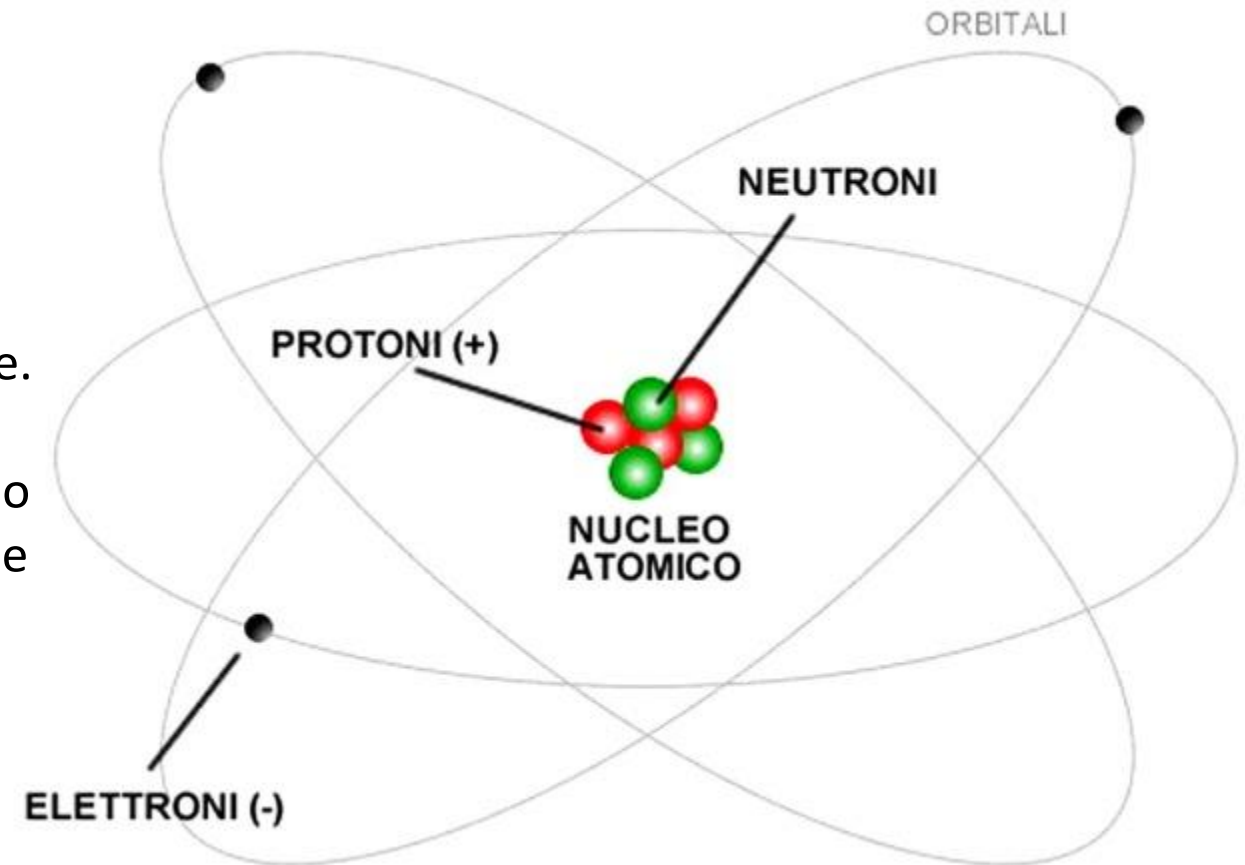
Oggi sappiamo che gli atomi, contrariamente all'etimologia del loro nome, non sono particelle indivisibili, ma sistemi di struttura complessa.

Approssimativamente sono sferici con un volume quasi completamente vuoto, in quanto la massa è concentrata nel nucleo.

Il **nucleo**, pur avendo dimensioni minori di quelle dell'atomo, contiene numerosissime particelle diverse. Le più importanti sono i **PROTONI** e i **NEUTRONI**.

I protoni sono carichi positivamente; i neutroni, hanno carica elettrica nulla ed hanno massa all'incirca uguale a quella dei protoni. Lo spazio attorno al nucleo è occupato dagli **ELETTRONI**, particelle con massa trascurabile rispetto a P e N e con carica uguale a quella dei protoni ma di segno opposto, sono quindi carichi negativamente.

L'atomo nel suo complesso rappresenta un sistema elettricamente neutro, essendo il numero dei protoni uguale a quello degli elettroni



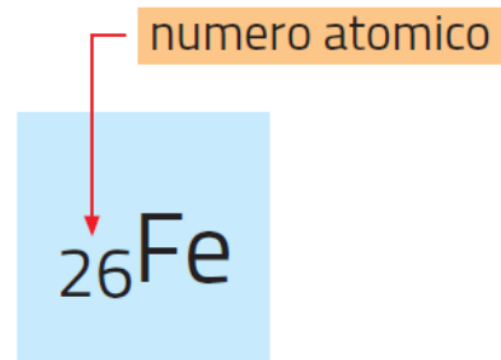
IL NUMERO ATOMICO

IL NUMERO ATOMICO (Z) E' IL NUMERO DI PROTONI PRESENTI NEL NUCLEO DI UN ATOMO

Atomi dello stesso elemento hanno il medesimo numero atomico, che è quindi caratteristico dell'elemento ed è la grandezza fondamentale che lo identifica. I nuclei di atomi diversi presentano diversa carica positiva, quindi contengono un diverso numero di protoni.

Per esempio, l'idrogeno ha numero atomico $Z = 1$, poiché ha un solo protone nel nucleo, mentre l'elio ha $Z = 2$, perché ha due protoni nel nucleo.

Il numero atomico di un elemento viene scritto in basso a sinistra del simbolo



Altri esempi:



In un atomo elettricamente neutro il numero atomico indica anche il numero degli elettroni

IL NUMERO DI MASSA

IL NUMERO DI MASSA (A) E' LA SOMMA
DEL NUMERO DI PROTONI (Z) E DEL NUMERO DI NEUTRONI (N)
PRESENTI NEL NUCLEO DI UN ATOMO

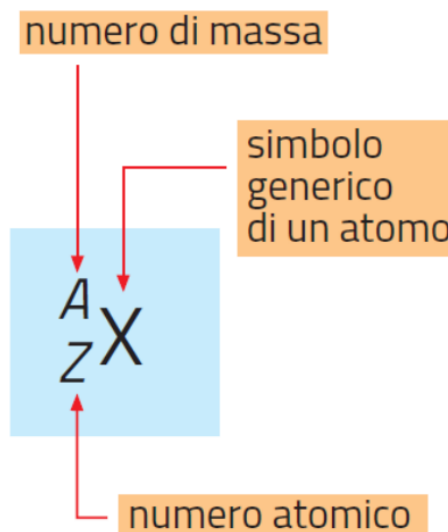
$$A = Z + N$$

Da cui: $N = A - Z$

Il numero di massa di un elemento viene scritto in alto a sinistra del simbolo



Spesso si indicano sia il numero atomico sia quello di massa:



Qualsiasi atomo, rappresentato in questo modo, per evidenziarne le caratteristiche nucleari, è detto **NUCLIDE**

GLI ISOTOPI

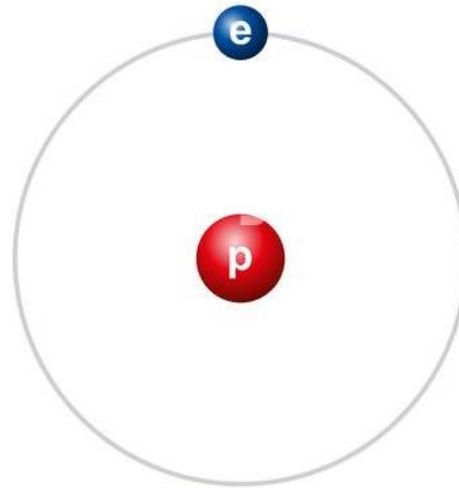
Gli isotopi sono atomi di uno stesso elemento con uguale numero di protoni ma che differiscono per il numero di neutroni

Gli isotopi sono nuclidi di un elemento aventi uguale numero atomico Z (num. di protoni) e diverso numero di massa A. Possiedono identiche proprietà chimiche ma massa diversa.

La maggior parte degli elementi chimici è una miscela di isotopi, presenti in natura in percentuali differenti ma costanti nel tempo. Il caso più noto è quello dell'idrogeno ($Z = 1$), di cui esistono tre isotopi.

L'idrogeno normale o prozio costituisce il 99,98% della miscela isotopica. Il deuterio lo 0,015%, mentre il trizio è presente nella miscela in percentuale irrilevante

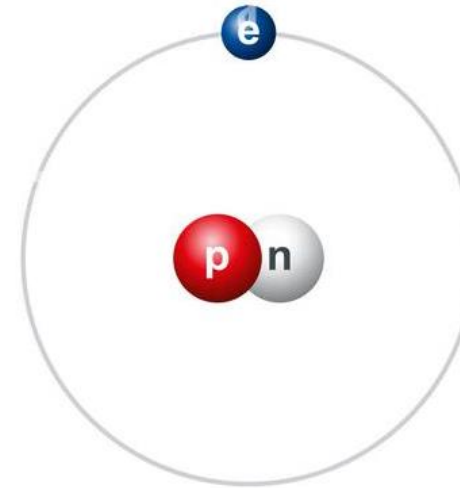
Un isotopo si indica con il nome dell'elemento seguito dal numero di massa



**Hydrogen-1
Protium**

Mass number: 1

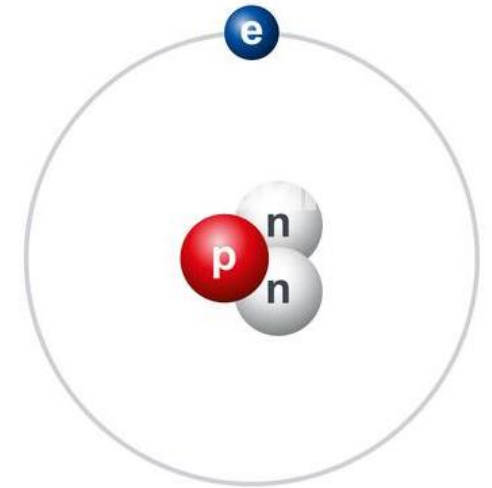
1 Proton no Neutrons 1 Electron



**Hydrogen-2
Deuterium**

Mass number: 2

1 Proton 1 Neutron 1 Electron



**Hydrogen-3
Tritium**

Mass number: 3

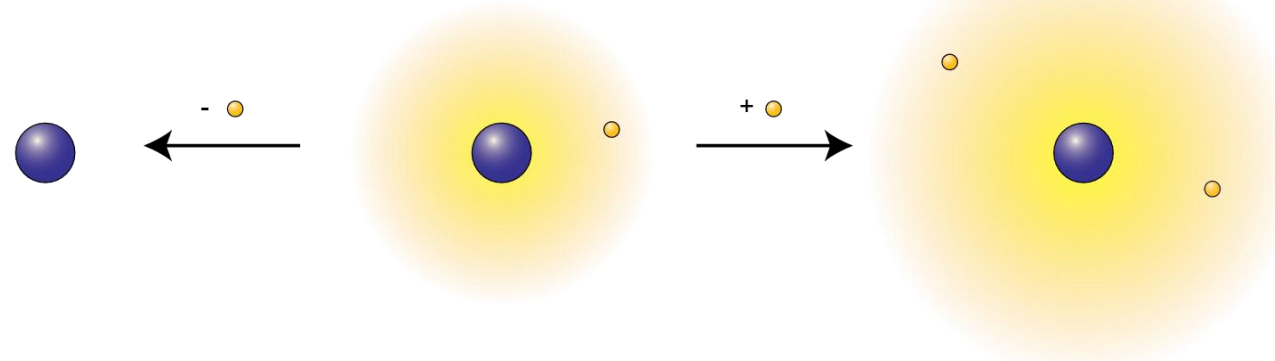
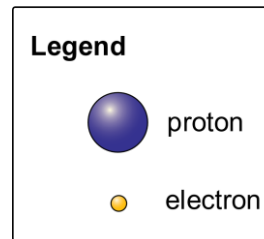
1 Proton 2 Neutrons 1 Electron

GLI IONI

La materia non è costituita soltanto da atomi e da molecole: molte sostanze sono costituite da particelle cariche elettricamente (gli ioni).

Se un atomo perde uno o più elettroni si forma in uno **IONE CARICO POSITIVAMENTE** detto **CATIONE** (ad es. Na^+ , Ca^{2+} sono cationi formati dalla perdita rispettivamente di uno e due elettroni da parte di atomi di sodio e di calcio)

Se un atomo assume uno o più elettroni si forma in uno **IONE CARICO NEGATIVAMENTE** detto **ANIONE** (ad es. Cl^- , O^{2-} sono anioni formati dall'acquisto rispettivamente di uno e due elettroni da parte di atomi di cloro e ossigeno)



No. of protons	1	1	1
No. of electrons	0	1	2
Charge	+1	0	-1
Notation	H^+	H	H^-
Classification	cation	neutral (not an ion)	anion

I cationi e gli anioni possono anche essere costituiti da raggruppamenti atomici, ad esempio NH_4^+ (ione ammonio)

MASSA ATOMICA

La massa di un atomo si misura in relazione alla massa di un altro atomo preso come riferimento.

Il nuclide di riferimento è l'isotopo del carbonio $^{12}_6\text{C}$. La sua massa atomica è per convenzione 12 unità di massa.

Il numero 12 deriva dal fatto che un atomo di carbonio è 12 volte più pesante di un atomo di idrogeno, che è l'elemento più leggero. In questo modo l'atomo di idrogeno risulterà prossimo ad una unità di massa

L'unità di misura della massa è pertanto pari a 1/12 della massa dell'isotopo $^{12}_6\text{C}$. Questa quantità si chiama unità di massa atomica (uma) ed è talvolta indicata come dalton (Da). Quindi $1 \text{ uma} = 1 \text{ Da}$.

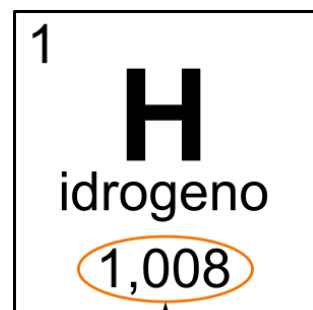
La massa $^{12}_6\text{C}$ corrisponde a 12 volte la massa di 1 uma. 1 unità di massa atomica vale $1,67 \cdot 10^{-24}$ grammi

PESO ATOMICO

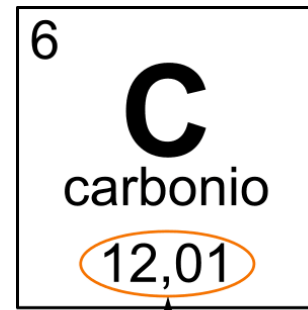
Il PESO ATOMICO (o MASSA ATOMICA RELATIVA) è una grandezza adimensionale, ed indica quante volte la massa di un atomo è più grande della uma (che equivale alla 12esima parte di $^{12}_6\text{C}$)

$$\text{PA} = \frac{\text{MA}}{1 \text{ u}}$$

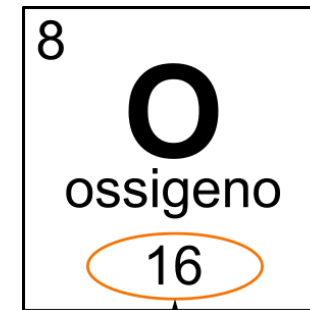
IL valore numerico della massa atomica (uma) e del peso atomico è lo stesso. Lo ritroviamo nella tavola periodica



Peso atomico idrogeno



Peso atomico carbonio



Peso atomico ossigeno

NUMERO DI AVOGADRO

Il NUMERO DI AVOGADRO (N_A) è un'unità di misura della quantità di materia che corrisponde a un numero ben definito di atomi o di molecole, o di altre particelle, e corrisponde a $6,022 \cdot 10^{23}$ particelle.

MOLE

La mole, indicata col simbolo mol, è l'unità di misura fondamentale della quantità di materia del Sistema Internazionale, ed esprime la quantità di sostanza che contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ particelle, ossia un numero pari alla costante di Avogadro (N_A). Es. Una mole di Zolfo(S) contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di zolfo; una mole di acqua (molecola costituita da 2 atomi di idrogeno e uno di ossigeno, H_2O) contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di acqua

Massa Molare

Per MASSA MOLARE si intende la massa in GRAMMI di una mole. Essa coincide con la massa atomica (o massa molecolare se parliamo di una molecola), il valore numerico resta invariato, ma cambia l'unità di misura che è g/mol.

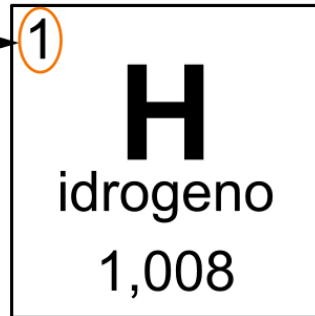
Esempio: consideriamo un elemento chimico come il sodio (Na), consultando la tavola periodica è possibile sapere che la massa atomica del sodio è 23u. La sua massa molare è numericamente uguale alla massa atomica solo che la sua unità di misura è g/mol. La massa molare del sodio è pertanto 23 g/mol. Ciò significa che una mole di sodio ha una massa di 23 grammi.

Ricordando che una mole è la quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro ($= 6,022 \cdot 10^{23}$) di particelle elementari, atomi, molecole, possiamo dire che $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di sodio hanno una massa di 23 grammi.

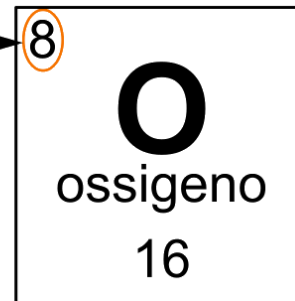
ESERCIZI

Come trovo il numero atomico Z di un elemento? Il numero atomico indica il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo, nella tavola periodica, gli elementi chimici sono ordinati in base al numero atomico crescente

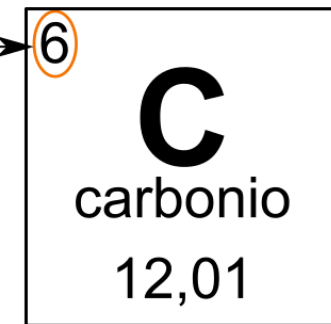
Numero atomico idrogeno



Numero atomico ossigeno



Numero atomico carbonio



Come trovo il numero di elettroni di un elemento? In un atomo neutro, ovvero privo di carica elettrica, il numero di elettroni corrisponde al numero di protoni quindi al numero atomico Z

H
Z=1 ovvero 1 protone
n. elettroni = 1

O
Z=8 ovvero 8 protoni
n. elettroni = 8

C
Z=6 ovvero 6 protoni
n. elettroni = 6

ESERCIZI

Come trovo il numero di neutroni di un elemento? Se conosco il Numero di massa (A) che corrisponde alla somma di protoni e neutroni nel nucleo, posso individuare sulla tavola periodica il numero atomico z e calcolare facilmente il numero di neutroni

Il carbonio ha numero di massa (A) = 12 , mentre ha numero atomico (Z)= 6

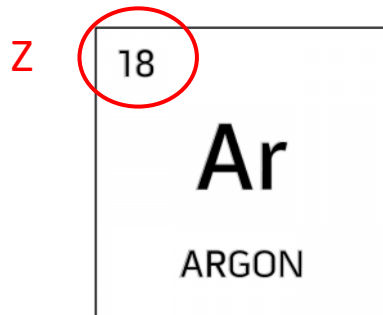
Quindi se $A = Z$ (n. protoni) + N (n. neutroni)

$N = A - Z = 12 - 6 = 6$ Il carbonio ha, quindi, 6 protoni e 6 neutroni

Allo stesso modo se conosco il numero di massa (A) e i neutroni posso individuare il numero atomico (Z)

$Z = A - N$

Calcoliamo il numero di protoni, elettroni e neutroni dell'Argon, con numero di massa (A)= 40



Andiamo a trovare il numero atomico sulla tavola periodica, l'argon ha Z=18, quindi ha 18 PROTONI, di conseguenza avrà 18 elettroni in quanto è neutro e non presenta cariche. Per calcolare il numero dei neutroni ci basterà fare:

$$N = A - Z = 40 - 18 = 22 \text{ neutroni}$$

ESERCIZI

Come trovo il numero di elettroni di uno ione? Se conosco il Numero di massa (A) che corrisponde alla somma di protoni e neutroni nel nucleo, posso individuare sulla tavola periodica il numero atomico z e ottenere facilmente il numero di protoni e neutroni.

Però non posso considerare il numero di protoni uguale a quello degli elettroni, in quanto uno ione è un atomo che ha ceduto o acquistato elettroni.

IONE CARICA POSITIVA= ha perso elettroni, tanti quanto è il valore della carica positiva

IONE CARICA NEGATIVA= ha acquistato elettroni, tanti quanto è il valore della carica negativa

Quindi nel calcolo del numero degli elettroni dobbiamo tener conto di queste informazioni

Esempio: $^{35}\text{Cl}^-$

Il cloro ha numero di massa (A) = 35 (numero in alto a sinistra del simbolo)
mentre ha numero atomico (Z)= 17 (tavola periodica)

Quindi $N = A - Z = 35 - 17 = 18$ neutroni (quindi abbiamo 18 neutroni e 17 protoni)

Per calcolare il numero degli elettroni tengo conto che lo ione ha 1 carica negativa, quindi ha 1 elettrone in più, ci basterà sommare al numero dei protoni +1: $17+1= 18$ elettroni

ESERCIZI

Come si calcola il peso atomico e come si calcola la massa atomica?

Ripartendo dalla formula per calcolare il peso atomico

$$PA = MA / 1 \text{ u}$$

(dove PA è il peso atomico, MA è la massa atomica e 1 u è l'unità di massa atomica)

il peso atomico si calcola dividendo la massa atomica (che si esprime in grammi) per l'unità di massa atomica; possiamo comprendere facilmente che la formula per la calcolare la massa atomica è

$$MA = PA * (1 \text{ u})$$

Quindi, la massa atomica si calcola moltiplicando il peso atomico per l'unità di massa atomica.

Esempio: se sappiamo che il peso atomico dell'ossigeno è pari a 16, quale sarà la massa atomica dell'ossigeno?

Utilizzando la formula per trovare la massa atomica, diremo che la massa atomica dell'ossigeno è data dal prodotto tra:

$$16 * [1,67 * 10^{-24} \text{ g}]$$

dove 16 è il PA dell'ossigeno e $1,67 * 10^{-24}$ è il valore di 1 unità di massa atomica.

Quindi possiamo dire che la massa atomica dell'ossigeno è 16 uma

Possiamo trovare la massa atomica di ciascun atomo sulla tavola periodica

ESERCIZI

Come si calcola il massa molecolare di una molecola?

La MASSA MOLECOLARE è la somma delle masse atomiche degli atomi che costituiscono quella molecola: $M.M. = \sum M.A.$

quindi data una molecola, si individua la massa atomica di ciascun atomo dalla tavola periodica e si sommano tenendo conto di quante volte l'atomo è ripetuto nella molecola

ESEMPIO: Calcoliamo la massa molecolare del Clorato di sodio NaClO_3

Massa molecolare: $m_{\text{Na}} + m_{\text{Cl}} + 3(m_{\text{O}}) = 23 + 35,5 + 3(16) = 106,5$ uma

Se vogliamo convertire la massa molecolare in grammi?

Sappiamo che 1 unità di massa atomica (uma) vale $1,67 \cdot 10^{-24}$ grammi $\text{grammi} = \text{uma} \times 1,67 \cdot 10^{-24}$

quindi moltiplichiamo $106,5 \times 1,67 \cdot 10^{-24}$

Come calcoliamo la MASSA MOLARE del clorato di sodio?

Semplice! Essa coincide con la massa molecolare (o massa atomica se parliamo di un singolo atomo), il valore numerico resta invariato, ma cambia l'unità di misura che è g/mol.

Massa molare $\text{NaClO}_3 = 106,5$ g/mol

Abbiamo detto che per MASSA MOLARE si intende la massa in GRAMMI di una mole

Questo significa che 1 mole di clorato di sodio ha una massa di 106.5 grammi

Quanti atomi sono contenuti in 1,6 moli di sodio? **ESERCIZI**

Rivedendo il concetto di mole, una mole è la quantità di sostanza che contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ particelle (o atomi o molecole o qualsiasi cosa)

Se 1 mole contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi, 1,6 moli di sodio contengono...

$$n. \text{ atomi} = n. \text{ moli} \times n. \text{ Avogadro} = 1,6 \cdot (6,022 \cdot 10^{23}) = 9,6 \cdot 10^{23}$$

Ci è servito sapere fossero atomi di sodio? No, non ci interessa se è sodio o calcio o potassio.

Calcola la massa di una singola molecola di ossido di carbonio CO

Calcoliamo innanzitutto la massa molecolare del CO, trovando dalla tavola periodica la somma della massa atomica di ciascun atomo

$$\text{Massa molecolare} = \text{massa atomica carbonio} + \text{massa atomica ossigeno} = 12 + 16 = 28 \text{ uma}$$

Ora calcoliamo la massa molare cambiando l'unità di misura alla massa molecolare:

$$\text{Massa molare} = 28 \text{ g/mol}$$

Quindi una mole di ossido di carbonio ha massa di 28 grammi (che corrispondono a $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole)

Per calcolare la massa della singola molecola di CO, se $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole corrispondono a 28g, a quanti grammi corrisponde una molecola? Possiamo fare la proporzione:

$$28\text{g} : 6,022 \cdot 10^{23} = X\text{g} : 1 \quad X(1 \text{ molecola di CO}) = 4,6 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

ESERCIZI

Calcola il numero di atomi di ossigeno contenuti in 50 g di solfato di magnesio MgSO_4

ESERCIZI

Calcola il numero di atomi di ossigeno contenuti in 50 g di solfato di magnesio MgSO_4

Svolgimento:

Primo passaggio: determino la massa molecolare di MgSO_4

Massa molecolare = massa atomica Mg + m.a. S + m.a. 4(O) = 24,3 + 32 + 4(16) = 120,3 uma

Secondo passaggio: determino la massa molare

Massa molare = 120,3 g/mol

1 mole di solfato di magnesio pesa 120,3 grammi \longrightarrow che corrisponde a $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di MgSO_4

Terzo passaggio: calcoliamo quante Molecole di MgSO_4 ci sono in 50 grammi facendo la proporzione

$120,3\text{g} : 6,022 \cdot 10^{23} = 50\text{g} : X \quad \longrightarrow \quad X = 2,5 \cdot 10^{23}$ molecole di MgSO_4 (in 50 grammi)

Ultimo passaggio: calcoliamo quanti atomi di ossigeno ci sono in 50 grammi di MgSO_4

Abbiamo visto che in 50 grammi di MgSO_4 ci sono $2,5 \cdot 10^{23}$ molecole di MgSO_4

Quindi per ogni molecola ci sono: 1 atomo di Mg, 1 atomo di zolfo (S), e 4 atomi di Ossigeno (O)

In 50gr avremo: $2,5 \cdot 10^{23}$ atomi di Mg, $2,5 \cdot 10^{23}$ atomi di S, e $4 \cdot (2,5 \cdot 10^{23})$ atomi di ossigeno

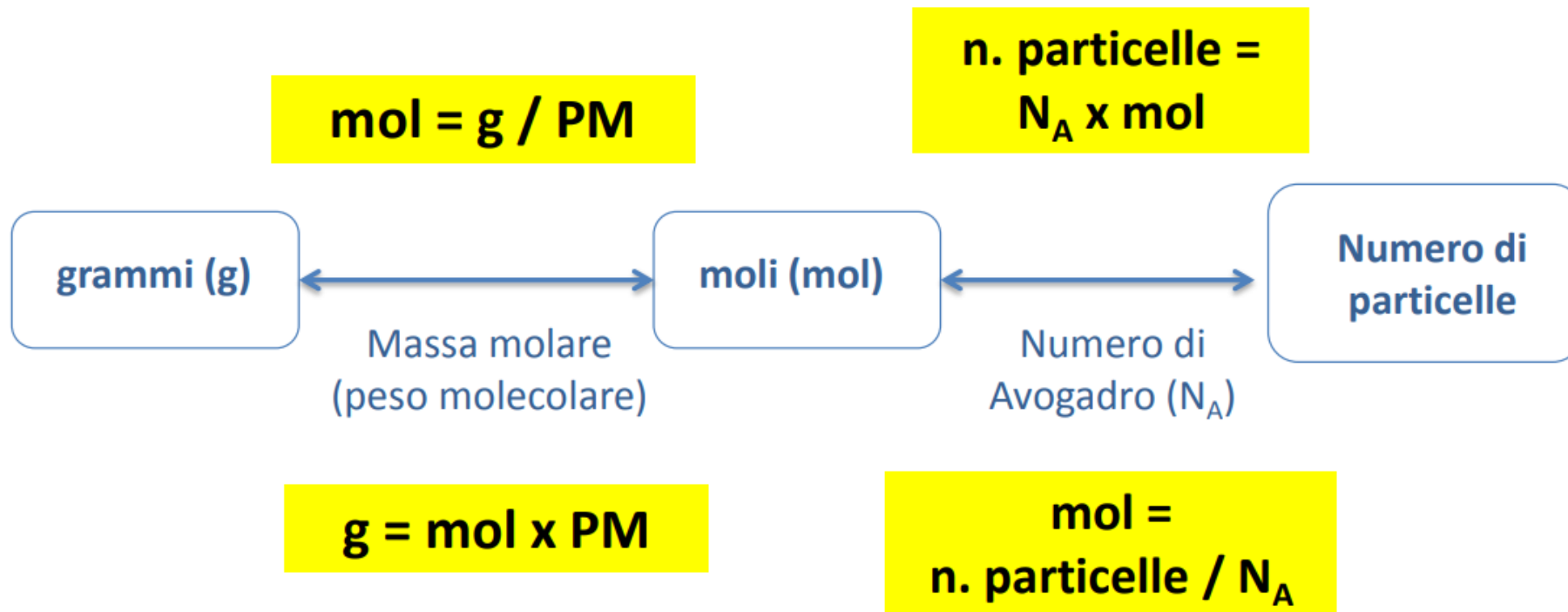
Rispondiamo alla domanda: $4 \cdot (2,5 \cdot 10^{23}) = 10 \cdot 10^{23}$ atomi di ossigeno contenuti in 50 grammi di solfato di magnesio

FORMULE

Il NUMERO DI AVOGADRO (N_A) è un'unità di misura della quantità di materia che corrisponde a un numero ben definito di atomi o di molecole, o di altre particelle, e corrisponde a $6,022 \cdot 10^{23}$ particelle.

La MOLE, indicata col simbolo mol, è l'unità di misura fondamentale della quantità di materia del Sistema Internazionale, ed esprime la quantità di sostanza che contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ particelle, ossia un numero pari alla costante di Avogadro (N_A).

Per MASSA MOLARE si intende la massa in GRAMMI di una mole. Essa coincide con la massa atomica o peso atomico (o massa/peso molecolare se parliamo di una molecola), il valore numerico resta invariato, ma cambia l'unità di misura che è g/mol.



ESERCIZI

Calcolare quanto pesano 0.101 moli di NaCl

Calcoliamo la massa molecolare:

Massa atomica Na = 22.9898 uma

Massa atomica Cl = 35.453 uma

Massa molecolare = 22.9898 + 35.453 = 58.44 uma

Massa molare: 58.44 g/mol

Sappiamo che per calcolare le moli si usa la seguente formula:

$$n = \frac{m(g)}{M(g/mol)}$$

m = massa del campione espressa in grammi

M = massa molare: PA o PM espressa in g/mol.

La mole si indica con **n** e l'unità di misura è **mol**.

Quindi usiamo la formula inversa per calcolare i grammi:

$g = M(\text{massa molare o PA/PM espressa in g/mol}) \times n (\text{moli})$

$gr = 58.44 \text{ gr/mol} \times 0.101 \text{ moli} = 5.90 \text{ grammi}$

ESERCIZI

Quante moli di ferro sono contenute in 4,85 g di Fe?

Il dato che ci fornisce il problema è la massa in grammi dell'elemento.

Per calcolare il numero di moli, abbiamo bisogno della massa molare del ferro.

Troviamo la massa atomica del ferro dalla tavola periodica, massa atomica Fe= 55.85 una

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

m = massa del campione espressa in grammi
M = massa molare: PA o PM espressa in g/mol.
La mole si indica con **n** e l'unità di misura è **mol**.

sostituendo nell'equazione, otteniamo: $n = 4,85 \text{ g} / 55,845 \text{ g/mol} = 0,087 \text{ mol}$

Calcolare il peso di 80 moli di He.

Il numero di moli dell'elio n (mol) è un dato fornito dal problema e la massa molare M.M (g/mol) si può trovare, come al solito, consultando la tavola periodica e convertire l'unità di misura della massa atomica in g/mol

$$g = n(\text{mol}) \times M(\text{massa molare})$$

Applicando la relazione otteniamo: $m(\text{g}) = 80 \text{ mol} \times 4 \text{ g/mol} = 320 \text{ g}$

ESERCIZI

Calcolare quanti atomi di piombo sono contenuti in 2.70 g del metallo

Trovo la massa atomica del piombo dalla tavola periodica =207.19 una

Massa molare: 207.19 g/mol

Quindi sappiamo che 1 mole pesa 207.19 g per cui calcoliamo le moli:

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

$$n = 2.70 \text{ grammi} / 207.19 \text{ g/mol} = 0.0130 \text{ moli}$$

Poiché 1 mole contiene $6,023 \times 10^{23}$ entità si può facilmente calcolare il numero di atomi:

$$1 \text{ mole} : 6.023 \times 10^{23} = 0.013 \text{ moli} : x$$

$$6.023 \times 10^{23} \times 0.0130 = 7.84 \times 10^{21} \text{ atomi (di piombo contenuti in 2.70g)}$$

ESERCIZI

A quanti grammi corrispondono 6.022×10^{23} molecole di CH_4 ?

6.022×10^{23} molecole di CH_4 (metano) corrispondono a 1 mol di CH_4

La massa molecolare di CH_4 è: $12(\text{massa atomica carbonio}) + 4 \times 1 (\text{massa atomica idrogeno}) = 16 \text{ g/mol}$

Quindi 6.022×10^{23} molecole di CH_4 pesano 16 g

ESERCITAZIONE

- 1) Calcolare a quante moli corrispondono 1.2×10^{25} molecole di CO
- 2) Calcolare gli atomi di idrogeno contenuti in 50.0 g di H_2SO_4
- 3) Calcolare il numero di atomi di ossigeno presenti in 1.50 moli di H_2SO_4

ESERCITAZIONE

1) Calcolare a quante moli corrispondono 1.2×10^{25} molecole di CO

$$\text{Molecole di CO} = 1.2 \times 10^{25} / 6.023 \times 10^{23} = 20 \text{ moli}$$

2) Calcolare gli atomi di idrogeno contenuti in 50.0 g di H_2SO_4

Innanzitutto dobbiamo calcolare le moli, per fare questo calcoliamo la massa molecolare sommando le masse atomiche dei singoli atomi

$$\text{H}=1; \quad \text{S}=32; \quad \text{O}=16$$

$$\text{Massa molecolare} = 1(2) + 32 + 16(4) = 98 \text{ uma}$$

La massa molare di H_2SO_4 che è pari a 98 g/mol

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

$$n = 50.0 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 0.510 \text{ moli}$$

Dal momento che 1 mole di H_2SO_4 contiene 2 moli di idrogeno si ha:

$$\text{moli di idrogeno} = 0.510 \times 2 = 1.02$$

$$\text{atomi di idrogeno} = 1.02 \times 6,023 \times 10^{23} = 6.14 \times 10^{23}$$

ESERCITAZIONE

3) Calcolare il numero di atomi di ossigeno presenti in 1.50 moli di H_2SO_4

Calcoliamo le molecole corrispondenti a 1.50 moli $6.023 \times 10^{23} \times 1.50 = 9.03 \times 10^{23}$

Poiché in ogni molecola di H_2SO_4 sono contenuti 4 atomi di ossigeno si ha:

atomi di ossigeno = $9.03 \times 10^{23} \times 4 = 3.61 \times 10^{24}$

IL MODELLO ATOMICO DI BOHR: I LIVELLI ENERGETICI

Nel 1913 il fisico danese Bohr propose un modello atomico a strati basato sul concetto di quantizzazione dell'energia, rappresentativo del solo atomo di idrogeno, avente le seguenti caratteristiche:

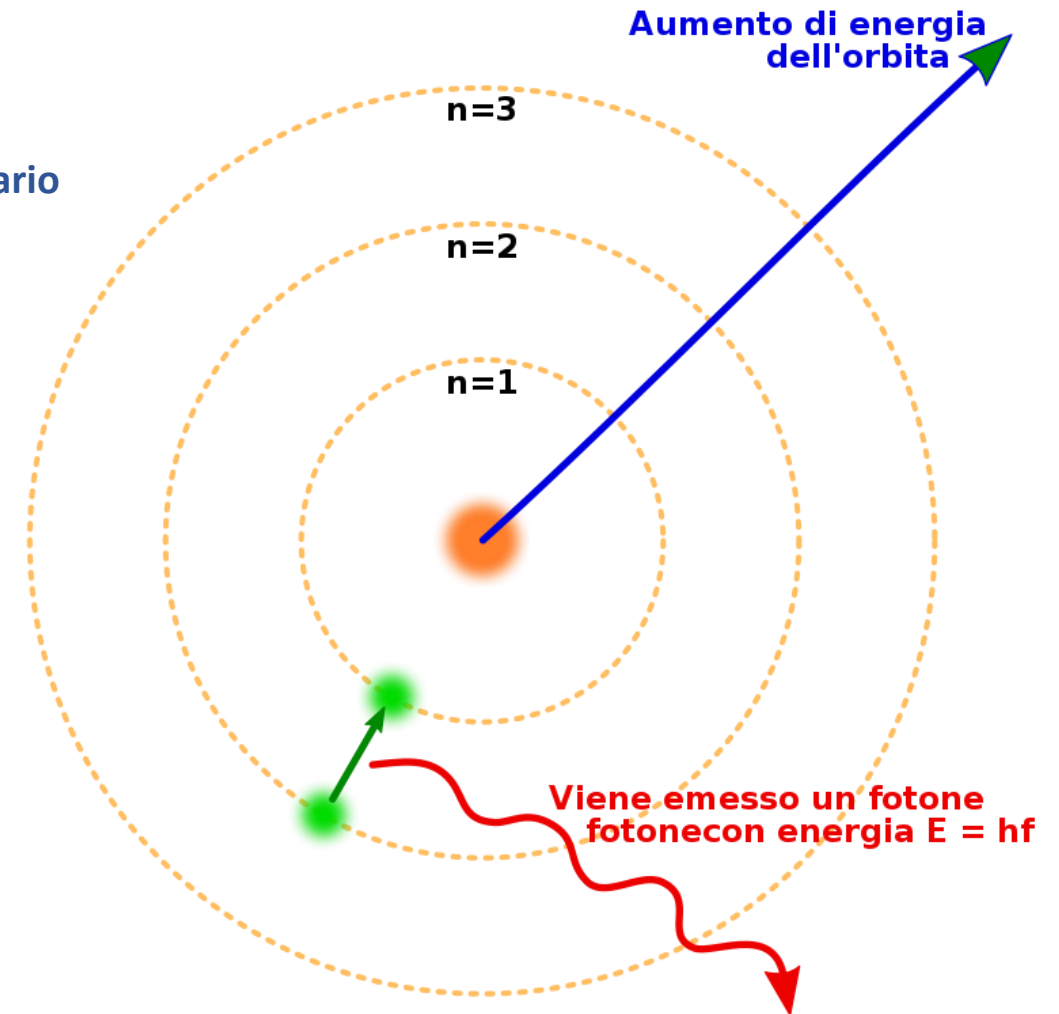
L'elettrone si muove, attorno al nucleo solo su determinate orbite circolari a ciascuna delle quali corrisponde un valore costante di energia (STATI STAZIONARI). Di norma occupano il livello energetico più basso (LIVELLO FONDAMENTALE). Finché l'elettrone rimane in un determinato stato stazionario non assorbe e non cede energia: la struttura dell'atomo è quindi stabile

Le orbite sono QUANTIZZATE, cioè sono nettamente separate e si possono contare

L'energia dell'elettrone aumenta all'aumentare del raggio dell'orbita

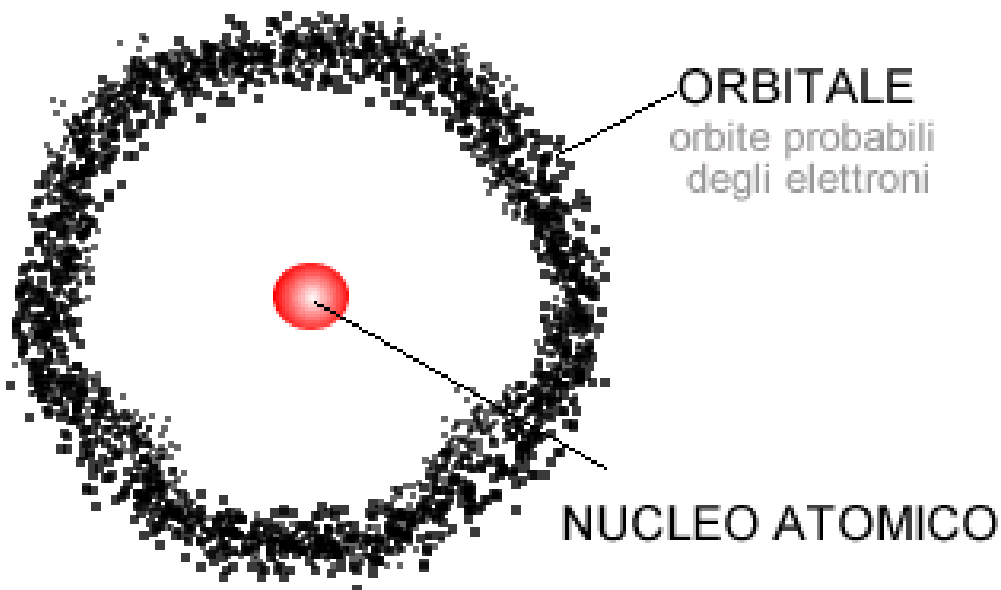
Quando l'elettrone assorbe energia può saltare da un'orbita a minore energia (livello energetico inferiore) ad una a maggiore energia (livello energetico superiore). Tale energia gli viene fornita per mezzo di calore o da una scarica elettrica. Non possono però permanere indefinitamente nello stato eccitato e quindi tornano al livello energetico inferiore

Quando l'elettrone cade su un livello di energia inferiore, l'atomo emette energia sotto forma di fotone (luce)



IL MODELLO ATOMICO DI SCHRÖDINGER: L'EQUAZIONE D'ONDA

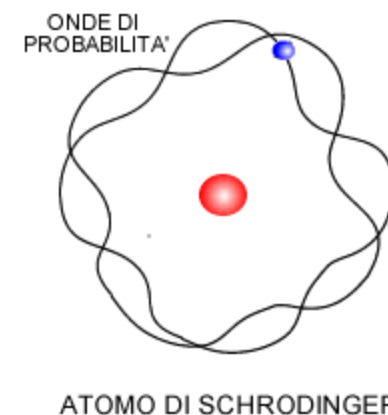
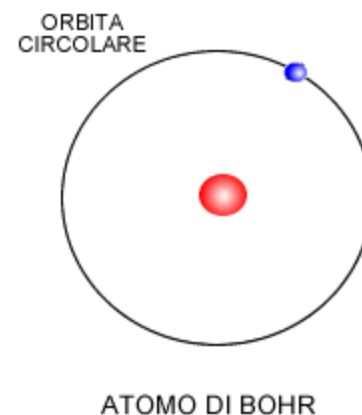
Nel 1926 il fisico austriaco Schrödinger descrisse il comportamento ondulatorio degli elettroni per mezzo dell'EQUAZIONE D'ONDA. Si tratta di un'equazione differenziale le cui soluzioni, dette funzioni d'onda e indicate con il simbolo Ψ (Psi)



Lo spazio in cui esiste la probabilità di trovare l'elettrone va dal nucleo all'infinito, ma, per ogni livello energetico, esisterà una parte dello spazio dove è più probabile trovarlo. La probabilità di trovare un elettrone in un punto qualsiasi di un atomo è data dal quadrato della funzione d'onda, Ψ^2 , dell'orbitale in quel punto. Risolvendo la funzione d'onda si trovano gli ORBITALI

Possiamo considerare gli orbitali come una zona dello spazio intorno al nucleo atomico in cui la probabilità di trovare un elettrone è molto elevata.

Passiamo da un concetto di orbita (ATOMO DI BOHR) con traiettoria circolare dove gli elettroni si muovono, al concetto di orbitale dove è probabile trovare l'elettrone (ATOMO DI SCHRODINGER).



IL PORTIERE E L'ORBITALE

Per capire questo concetto facciamo un'analogia con il portiere di una squadra di calcio

Dove si trova il portiere durante una partita di calcio?

La risposta più immediata è: in porta.

Ma è sempre così? Se fotografassimo la posizione di tutti i portieri durante tutte le partite della loro carriera probabilmente non risponderemmo in questo modo.

Infatti, la posizione più probabile è certamente in porta, molto spesso non è in porta, ma nell'area della porta.

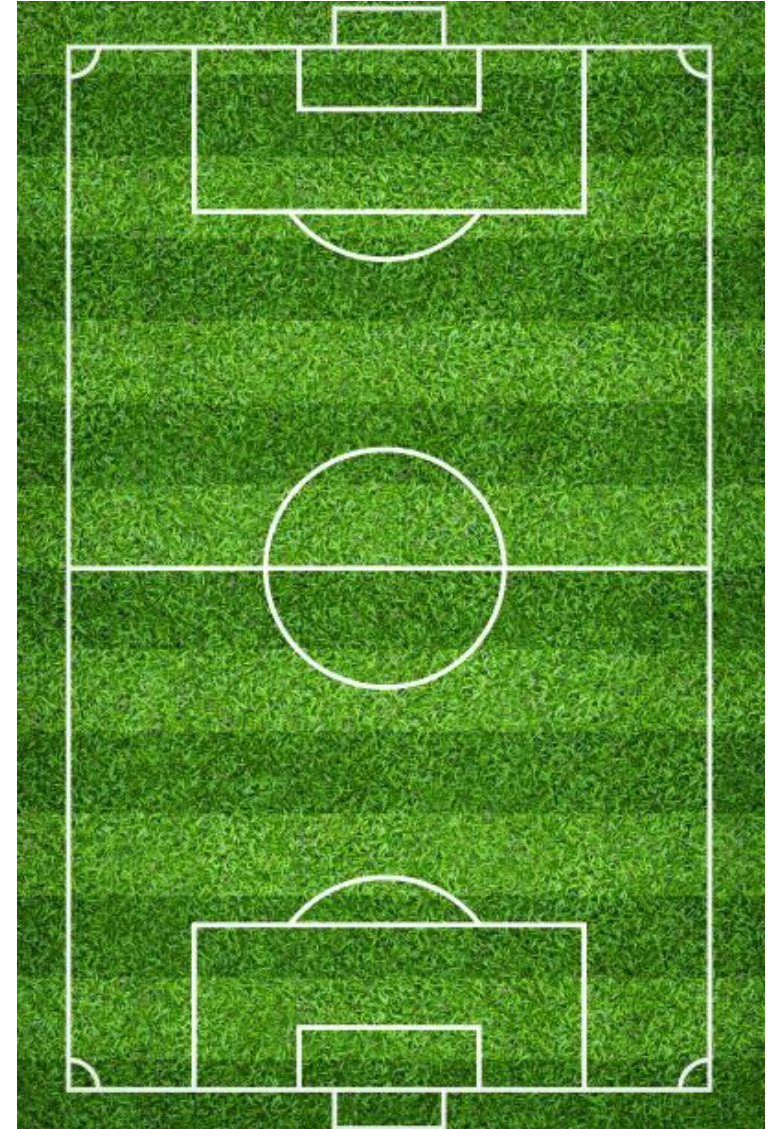
Frequentemente è fuori dall'area di porta ed è nell'area di rigore.

A volte esce dall'area di rigore e si avventura fino al centrocampo.

Qualche volta può sconfinare nella metà campo avversaria.

Una volta nella vita può capitare che il portiere si trovi nell'area avversaria e segni pure gol. Poco probabile...ma possibile.

La stessa cosa accade per gli elettroni, essi sono con molta probabilità all'interno dell'orbitale, ma non è detto che siano lì.



I NUMERI QUANTICI

Ogni orbitale possiede caratteristiche specifiche, che sono le sue **DIMENSIONI**, la sua **FORMA** e la sua **ORIENTAZIONE** nello spazio. Queste caratteristiche vengono definite dai **NUMERI QUANTICI**.

Descrive:

1) NUMERO QUANTICO PRINCIPALE n



DIMENSIONI DELL'ORBITALE

2) NUMERO QUANTICO SECONDARIO l



FORMA DELL'ORBITALE

3) NUMERO QUANTICO MAGNETICO m



ORIENTAZIONE DELL'ORBITALE

4) NUMERO QUANTICO DI SPIN m_s



STATO DELLO SPIN DELL'ELETTRONE

I NUMERI QUANTICI

1) NUMERO QUANTICO PRINCIPALE n



DIMENSIONI DELL'ORBITALE

Il numero quantico principale descrive le dimensioni dell'orbitale ovvero a che LIVELLO ENERGETICO è associato quell'orbitale, che dipende dalla sua distanza dal nucleo

Un LIVELLO ENERGETICO è costituito da tutti gli orbitali aventi lo stesso valore di n

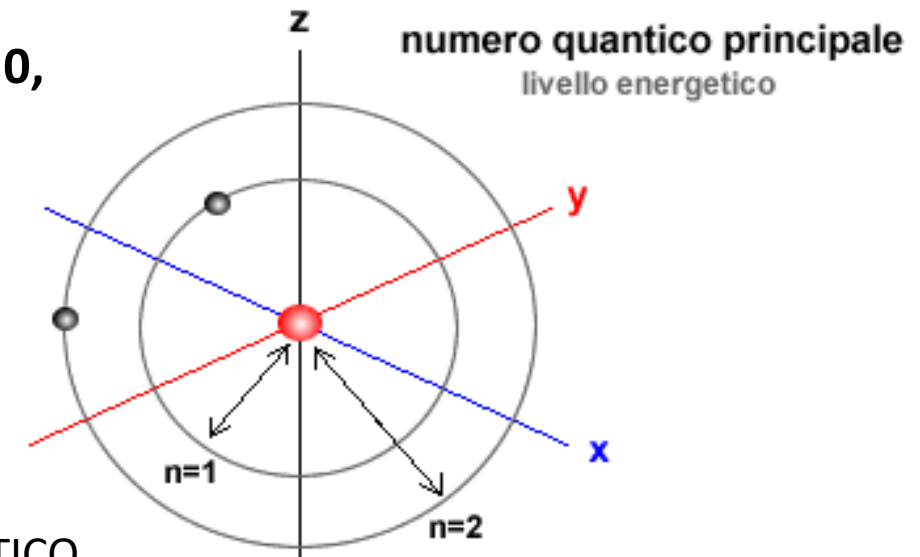
Il numero quantico principale può assumere solo valori interi positivi $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$

Non può valere 0, perché direi che il livello energetico associato è 0, quindi l'elettrone sarebbe nel nucleo (impossibile)

Al crescere di n aumentano l'energia degli elettroni e le dimensioni degli orbitali che saranno sempre più lontani dal nucleo.

Per $n = 1$ si ha lo stato a più bassa energia

Maggiore è la dimensione dell'orbitale e maggiore è il suo LIVELLO ENERGETICO



I NUMERI QUANTICI

2) NUMERO QUANTICO SECONDARIO l



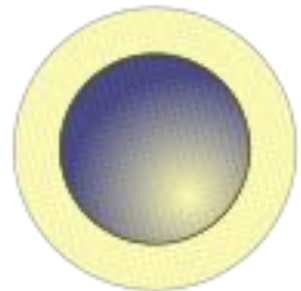
FORMA DELL'ORBITALE

Il numero quantico secondario, l , definisce la forma dell'orbitale in cui sono presenti gli elettroni

I valori di l vanno da 0 a $n - 1$. Quindi, se $n = 2$, l può assumere valori 0 e 1

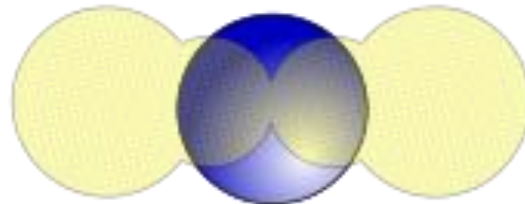
A ciascun valore di l , corrispondono diverse forme di orbitali:

s se $l = 0$



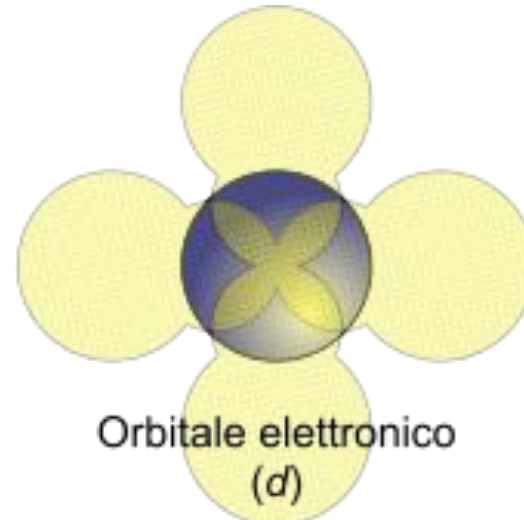
Orbitale elettronico
(s)
SFERICO

p se $l = 1$



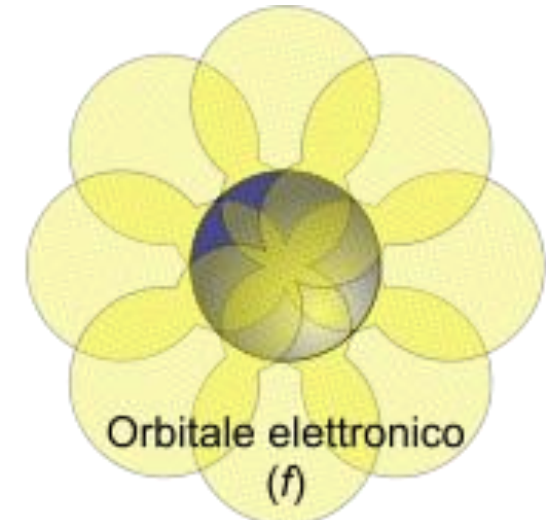
Orbitale elettronico
(p)
DOPPIO LOBO

d se $l = 2$



Orbitale elettronico
(d)
QUATTRO LOBI

f se $l = 3$



Orbitale elettronico
(f)
OTTO LOBI

I NUMERI QUANTICI

2) NUMERO QUANTICO SECONDARIO l



FORMA DELL'ORBITALE

Il numero quantico secondario, l , individua dei SOTTOLIVELLI di energia

Il termine SOTTOLIVELLO ENERGETICO sta ad indicare i singoli stati energetici corrispondenti ai diversi valori di l possibili per quel valore di n

$l = \text{da } 0 \text{ a } n - 1.$

$l = 0$ orbitale **s**

$l = 1$ orbitali **p**

$l = 2$ orbitali **d**

$l = 3$ orbitali **f**

Se $n=1$ si ha $l = 0$, che corrisponde all'orbitale **s**. Ciò significa che il primo livello energetico di un atomo ($n=1$) può contenere un solo sottolivello, di tipo **s**, quindi lo chiameremo: **1s**

Se $n=2$ si ha $l = 0,1$ che corrisponde rispettivamente agli orbitali **s** e **p**. Ciò significa che il secondo livello energetico di un atomo ($n=2$) può contenere due sottolivelli, uno di tipo **s**, quindi lo chiameremo: **2s**. L'altro di tipo **p**, quindi lo chiameremo **2p**

Se $n=3$ si ha $l = 0,1,2$ che corrisponde rispettivamente agli orbitali **s**, **p** e **d**. Ciò significa che il terzo livello energetico di un atomo ($n=3$) può contenere 3 sottolivelli, uno di tipo **s**, quindi lo chiameremo: **3s**. L'altro di tipo **p**, quindi lo chiameremo **3p** e infine uno di tipo **d** che chiameremo **3d**

Se $n=4$ si ha $l = 0,1,2,3$ che corrisponde rispettivamente agli orbitali **s**, **p**, **d** e **f**. Ciò significa che il quarto livello energetico di un atomo ($n=4$) può contenere 4 sottolivelli, uno di tipo **s**, quindi: **4s**. Uno di tipo **p**, quindi: **4p**. Uno di tipo **d**, quindi **4d**. E infine uno di tipo **f**, quindi **4f**

I NUMERI QUANTICI

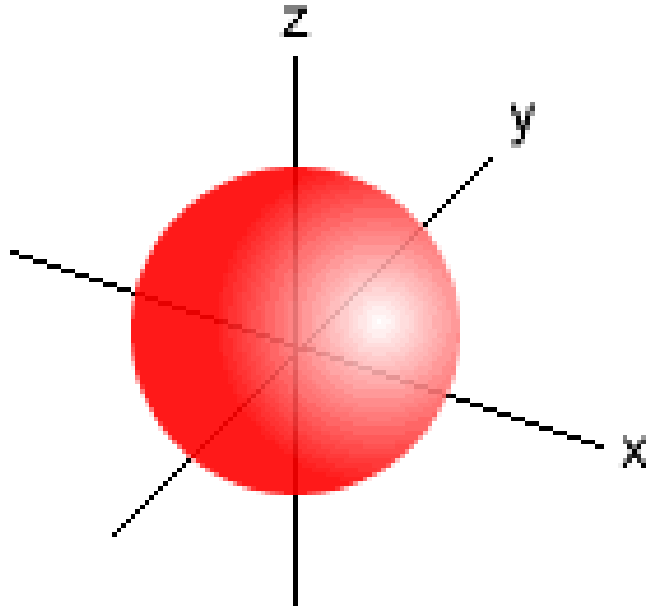
3) NUMERO QUANTICO MAGNETICO m



ORIENTAZIONE DELL'ORBITALE

Il numero quantico magnetico, m , indica l'orientazione dell'orbitale nello spazio

L'orbitale s è di forma sferica, esso ha un'unica orientazione nello spazio.



Gli orbitali p , d , f , invece, possono avere diverse orientazioni, ciascuna delle quali è stabilita dal valore del numero quantico magnetico m , che stabilisce anche il numero degli orbitali.

Per ogni valore di l , m assume i valori interi che vanno da $-l$ a $+l$ compreso lo zero (es: $l = 1$, $m = -1, 0, +1$). In altre parole, ciascun valore che assume m corrisponde ad una diversa orientazione degli orbitali nello spazio lungo gli assi cartesiani x, y, z .

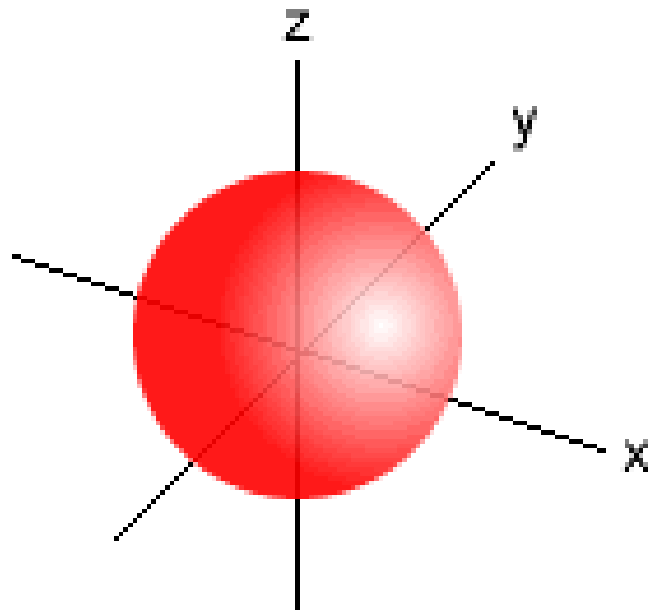
I NUMERI QUANTICI

3) NUMERO QUANTICO MAGNETICO m



ORIENTAZIONE DELL'ORBITALE

L'orbitale s è di forma sferica, esso ha un'unica orientazione nello spazio. Infatti:



LIVELLO ENERGETICO: $n = 1$

SOTTOLIVELLO: $l = 0$ → Orbitale s forma sferica

ORIENTAZIONE: $m = ?$ → Assume tutti i valori da $-l$ a $+l$ compreso lo zero

$m = 0$

m assume solo il valore 0 e l'orbitale $1s$ può assumere un'unica orientazione

L'orbitale s può ospitare 2 elettroni

Il livello energetico 1 può ospitare in totale 2 elettroni

I NUMERI QUANTICI

3) NUMERO QUANTICO MAGNETICO m



ORIENTAZIONE DELL'ORBITALE

m assume tutti i valori da $-l$ a $+l$ compreso lo zero

LIVELLO ENERGETICO: $n = 2$

SOTTOLIVELLI:

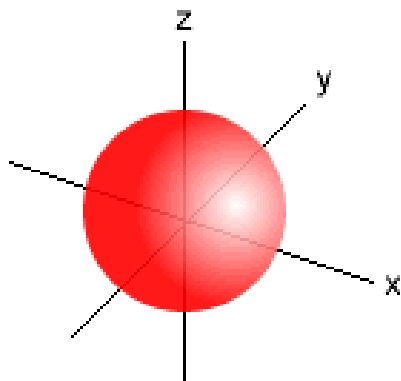
$l = 0$

$l = 1$ (Orbitali p)

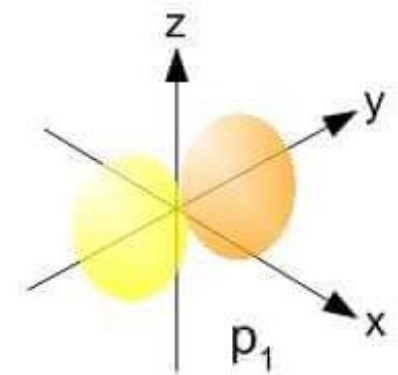
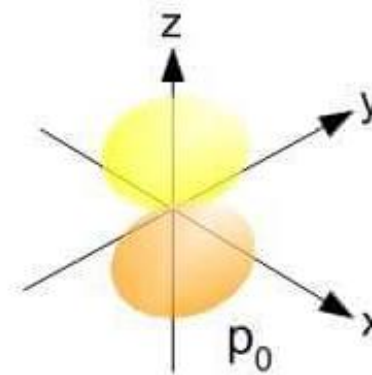
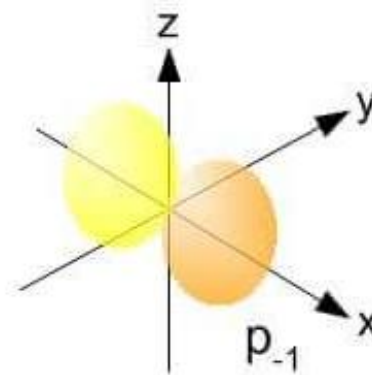
ORIENTAZIONE:

$m = 0$

$m = -1, 0, 1$



Orbitale 2s



Orbitali 2p (x,y,z)

L'orbitale s può ospitare 2 elettroni

I tre valori di m indicano tre orbitali a doppio lobo p orientati lungo gli assi x,y e z
L'orbitale p può ospitare 2 elettroni per ogni orientazione, quindi in totale 6 elettroni

Il livello energetico 2 può ospitare in totale 8 elettroni

I NUMERI QUANTICI

3) NUMERO QUANTICO MAGNETICO m



ORIENTAZIONE DELL'ORBITALE

LIVELLO ENERGETICO: $n = 3$

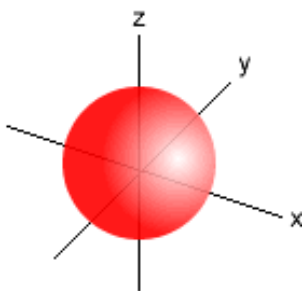
m assume tutti i valori da $-l$ a $+l$ compreso lo zero

SOTTOLIVELLI:

$$l = 0$$

$$m = 0$$

Orbitale 3s

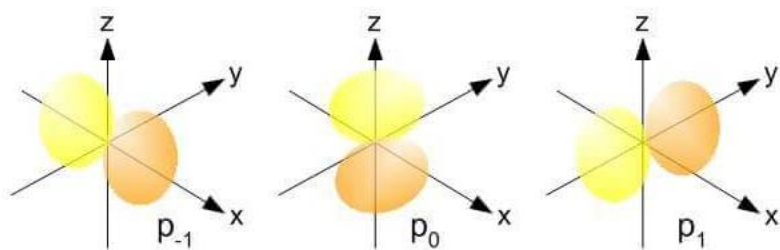


orbitale s:
2 elettroni

$$l = 1$$

$$m = -1, 0, 1$$

Orbitali 3p

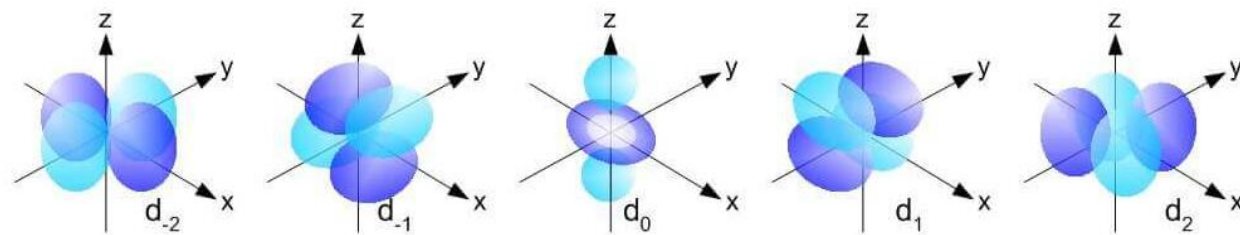


orbitali p:
6 elettroni

$$l = 2$$

$$m = -2, -1, 0, 1, 2$$

Orbitali 3d



I cinque valori di m indicano cinque orbitali a quattro lobi **d** con diverse orientazioni nello spazio

L'orbitale d può ospitare 2 elettroni per ogni orientazione, quindi in totale 10 elettroni

Il livello energetico 3 può ospitare in totale 18 elettroni

3) NUMERO QUANTICO MAGNETICO m →

ORIENTAZIONE DELL'ORBITALE

LIVELLO ENERGETICO: $n = 4$

SOTTOLIVELLI:

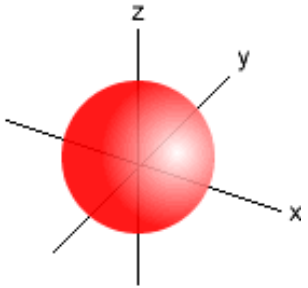
$l = 0 \rightarrow m = 0$

$l = 1 \rightarrow m = -1, 0, 1$

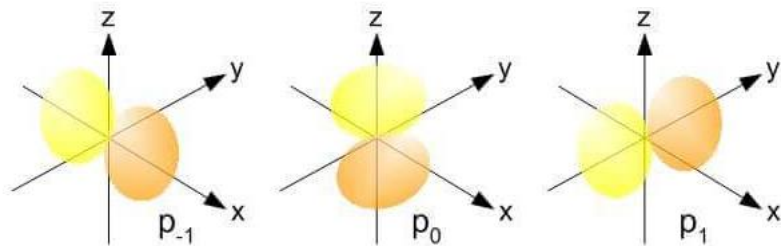
$l = 2 \rightarrow m = -2, -1, 0, 1, 2$

$l = 3 \rightarrow m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$

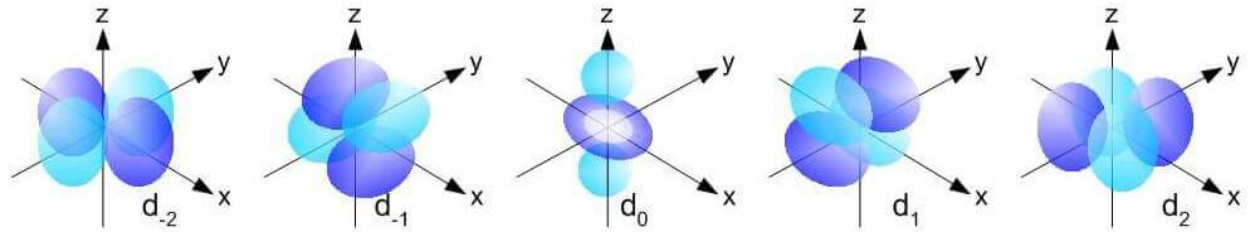
Orbitale 4s



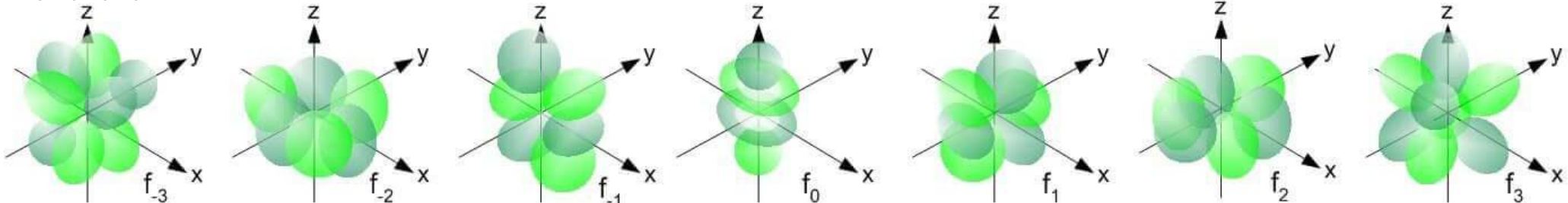
Orbitali 4p



Orbitali 4d



Orbitali 4f



I sette valori di m indicano sette orbitali a otto lobi f con diverse orientazioni nello spazio

L'orbitale f può ospitare 2 elettroni per ogni orientazione, quindi in totale 14 elettroni

Il livello energetico 4 può ospitare in totale 32 elettroni

Primo livello	$n = 1$	<ul style="list-style-type: none"> ● sottolivello 1s – un solo orbitale con forma sferica
Secondo livello	$n = 2$	<ul style="list-style-type: none"> ● sottolivello 2s – un solo orbitale con forma sferica (di dimensioni maggiori di 1s) ● sottolivello 2p – tre orbitali con forma bilobata con uguale energia
Terzo livello	$n = 3$	<ul style="list-style-type: none"> ● sottolivello 3s – un solo orbitale con forma sferica (dimensioni maggiori di 1s e 2s) ● sottolivello 3p – tre orbitali con forma bilobata con uguale energia (dimensioni maggiori di 2p) ● sottolivello 3d – cinque orbitali con forma plurilobata con uguale energia
Quarto livello	$n = 4$	<ul style="list-style-type: none"> ● sottolivello 4s – un solo orbitale con forma sferica ● sottolivello 4p – tre orbitali con forma bilobata con uguale energia ● sottolivello 4d – cinque orbitali con forma plurilobata con uguale energia ● sottolivello 4f – sette orbitali con forma plurilobata con uguale energia

4) NUMERO QUANTICO DI SPIN m_s



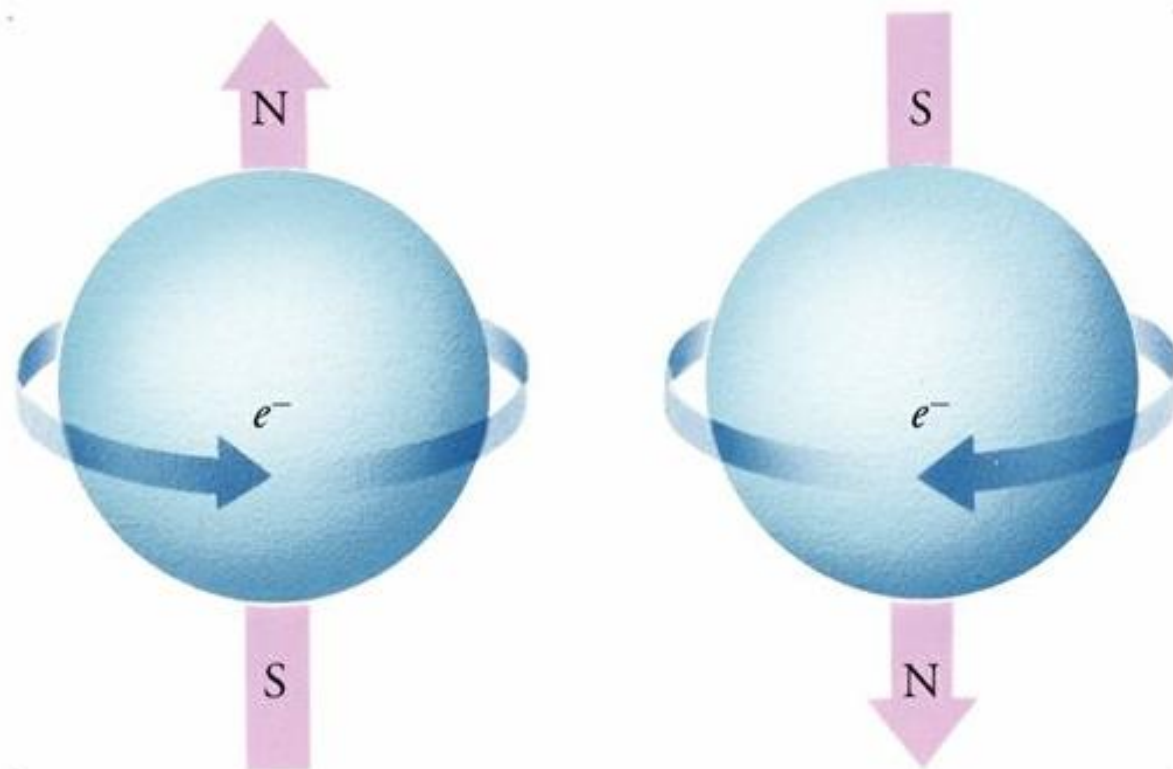
STATO DELLO SPIN DELL'ELETTRONE

Se gli orbitali sono definiti dai numeri quantici n , l ed m , gli elettroni in essi contenuti possiedono un'ulteriore proprietà: lo **SPIN**

Per comprendere il significato dello SPIN, si può immaginare che ogni elettrone ruoti intorno al proprio asse come se fosse un pianeta, generando un campo magnetico. Vi sono solo due possibilità: l'elettrone ruota in senso **ANTIORARIO**, o ruota in senso **ORARIO**. Di conseguenza il NUMERO QUANTICO DI SPIN m_s , può assumere solo due valori, ovvero è quantizzato.

I due valori attribuiti a m_s sono $1/2$ o $-1/2$

Se l'elettrone ruota in senso orario, avrà la freccia verso l'alto, se ruota in senso antiorario, la freccia sarà rivolta verso il basso.



PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI

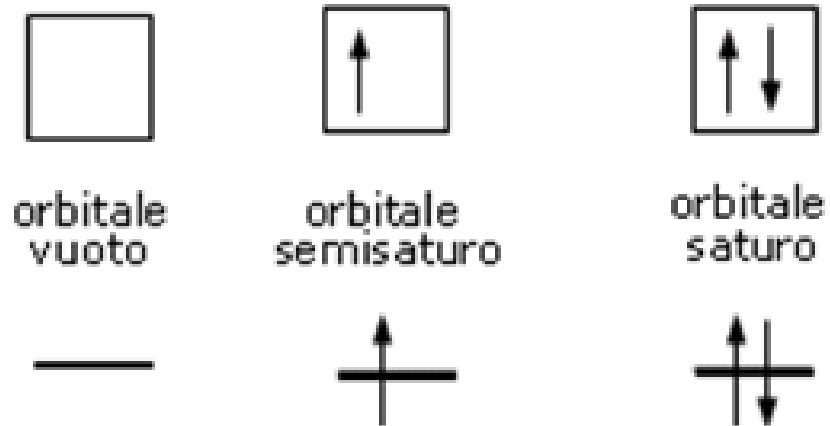
Nel 1925 il fisico austriaco Pauli formulò un'ipotesi, poi dimostrata fondata, riguardante il modo in cui gli elettroni si distribuiscono negli orbitali.

Il PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI afferma che un orbitale può contenere al massimo due elettroni, questi devono avere numero quantico di spin m_s opposto, cioè uno avrà valore $+1/2$ e l'altro $-1/2$. Tali elettroni si dicono ACCOPPIATI o antiparalleli

Ciò avviene perché gli elettroni si respingono elettricamente, ma se hanno spin opposto si attraggono magneticamente e possono convivere nello stesso orbitale.

Rappresentiamo gli orbitali come quadrati o come linee orizzontali, possiamo avere tre situazioni: l'orbitale non ha elettroni (ORBITALE VUOTO), l'orbitale presenta 1 elettrone (ORBITALE SEMISATURO), oppure l'orbitale presenta 2 elettroni (ORBITALE SATURO).

In un orbitale saturo, gli elettroni verranno rappresentati con SPIN ANTIPARALLELI.



REGOLA DELLA MASSIMA MOLTEPLICITA' O REGOLA DI HUND

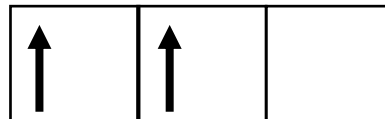
Quando sono disponibili due o più orbitali di uguale energia vengono occupati dapprima tutti singolarmente da elettroni con spin parallelo e solo successivamente da altri elettroni che si accoppiano con i precedenti avendo spin opposto

CASO DI ELETTRONI IN UN SOTTOLIVELLO DI TIPO p CON TRE ORBITALI



Orbitali **VUOTI**

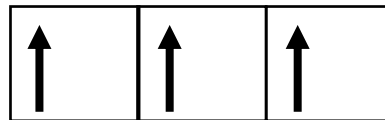
Disponiamo di
2 elettroni



Orbitali occupati da due elettroni a spin parallelo



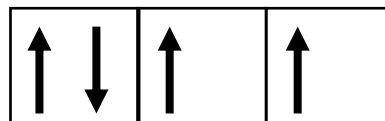
Disponiamo di
3 elettroni



Orbitali occupati da 3 elettroni a spin parallelo



Disponiamo di
4 elettroni



Orbitali occupati da 3 elettroni a spin parallelo e 1 antiparallelo. Avremo un orbitale **SATURO** e due **SEMISATURI**

L'ENERGIA DEGLI ORBITALI

Come detto, a valori crescenti del numero quantico principale n sono associati valori crescenti d'energia.

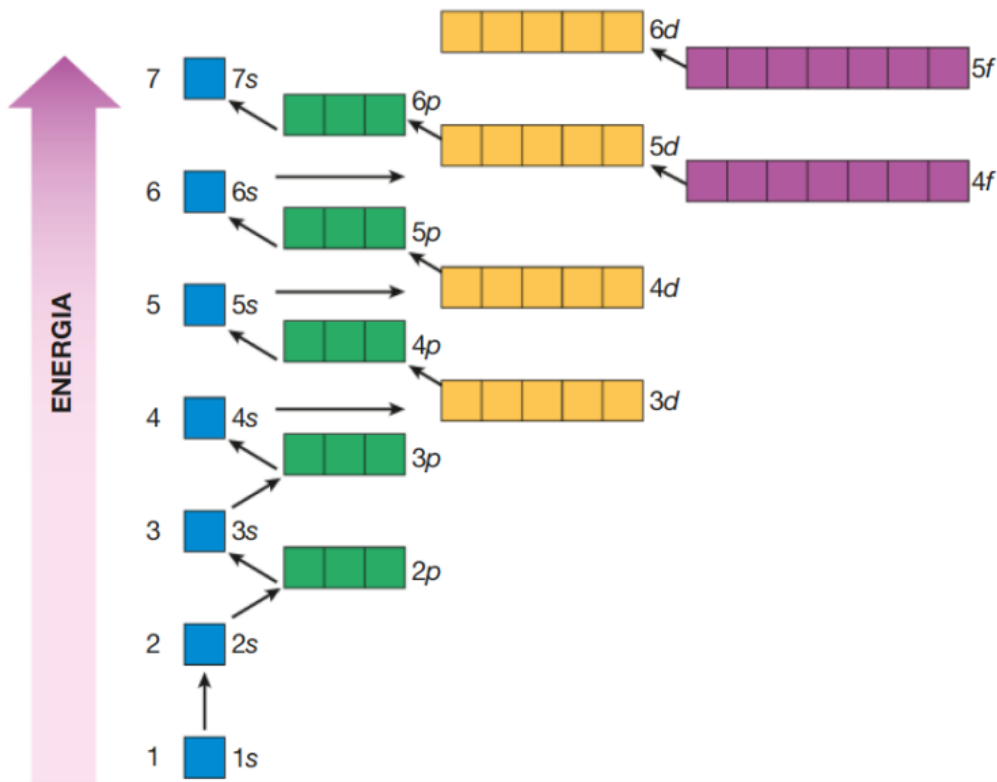
Anche i sottolivelli s, p, d, f che corrispondono rispettivamente ai valori $0, 1, 2, 3$ del numero quantico secondario l , hanno energia crescente presi nell'ordine in cui sono elencati.

Può però accadere che un orbitale s di un livello possiede meno energia di un orbitale d o f del livello precedente.

Ad esempio il sottolivello $4s$ si trova ad un livello energetico più basso del $3d$.

Altro esempio molto evidente è il sottolivello $5s$ che ha meno energia di $4d$ e $4f$

$1s$ $2s$ $2p$ $3s$ $3p$ $4s$ $3d$ $4p$ $5s$ $4d$ $5p$ $6s$ $4f$ $5d$ $6p$ $7s$ $5f$ $6d$ $7p$



Il motivo di questa apparente anomalia è duplice:

- Da un lato la distanza energetica tra i livelli diminuisce al crescere del numero quantico principale n
- Dall'altro la forma degli orbitali d e f può far sì, ad esempio, che la parte estrema di un orbitale d di terzo livello ($3d$) si allontani del nucleo più dell'orbitale s sferico s del quarto livello.

E come sappiamo L'ENERGIA DI UN ELETTRONE È
MAGGIORE SE L'ELETTRONE SI ALLONTANA DAL NUCLEO

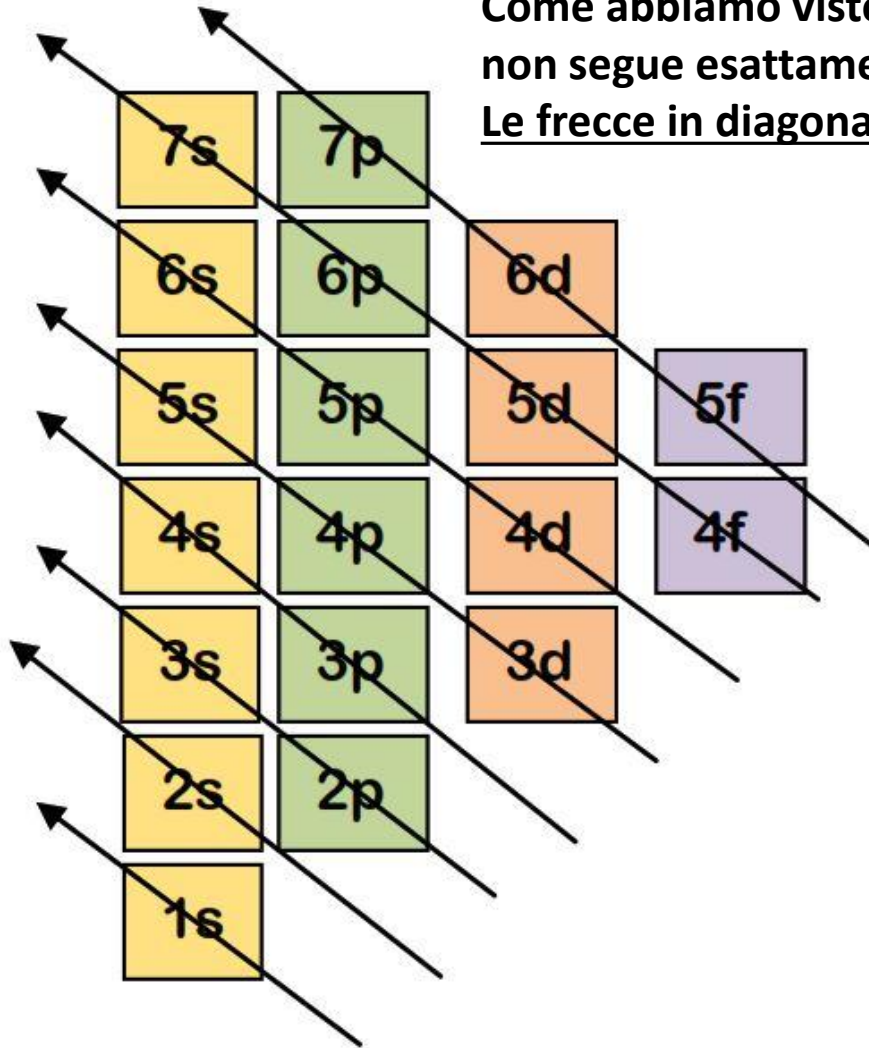
Il differente contenuto energetico degli orbitali determina la sequenza con cui essi vengono occupati dagli elettroni

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEGLI ELEMENTI: PRINCIPIO DI AUFBAU

La costruzione della configurazione elettronica degli elementi si effettua con un meccanismo chiamato **AUFBAU** (dal tedesco, costruzione) che consiste nell'inserire uno ad uno gli elettroni negli orbitali di energia via via crescente, tenendo presente il principio di esclusione di Pauli e la regola di Hund.

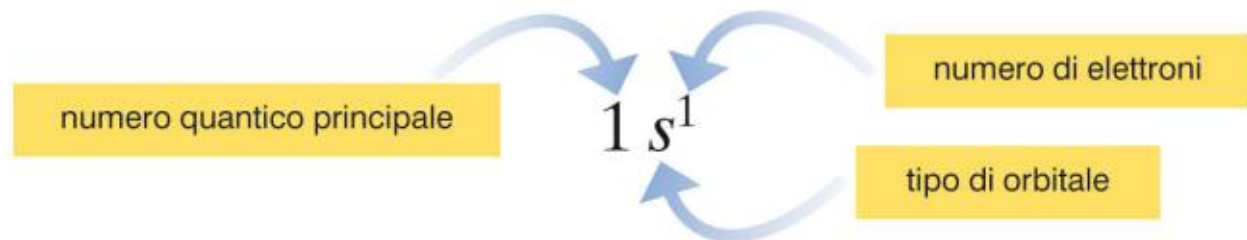
Come abbiamo visto, l'ORDINE DI ENERGIA dei sottolivelli che si presentano in un atomo non segue esattamente la variazione del numero quantico principale n .

Le frecce in diagonale indicano l'ORDINE DI RIEMPIMENTO dei sottolivelli stessi



IL SISTEMA DI NOTAZIONE SPETTROSCOPICA utilizza:

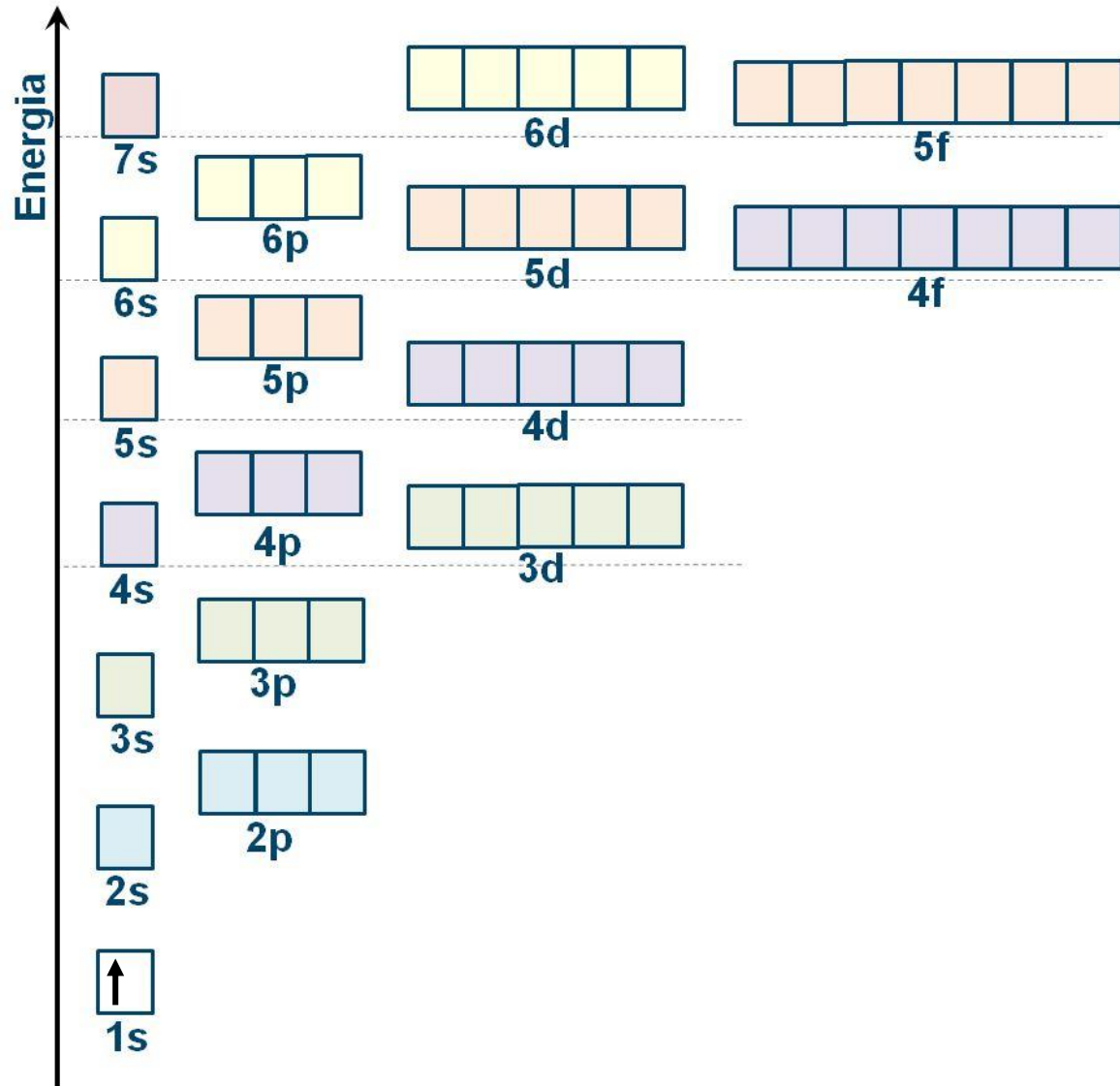
- Un NUMERO da 1 a 7 per indicare il LIVELLO ENERGETICO
- Una LETTERA: s, p, d, f per indicare il SOTTOLIVELLO
- Un ESPONENTE per indicare il numero di elettroni presenti nel sottolivello stesso



2s²

Es. Nel secondo LIVELLO ENERGETICO, in particolare nel SOTTOLIVELLO S, si trovano 2 elettroni.

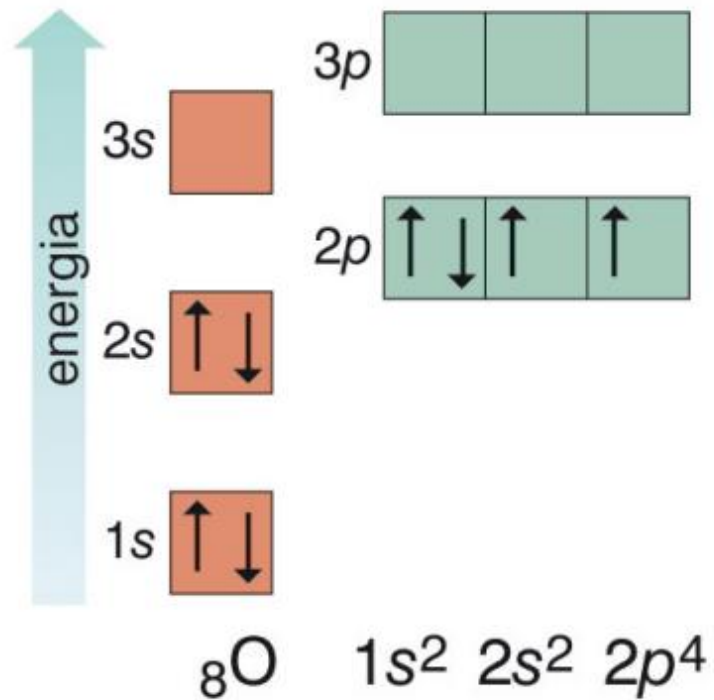
CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEGLI ELEMENTI: PRINCIPIO DI AUFBAU



Per definire la configurazione elettronica di un atomo dobbiamo individuare il numero di elettroni dell'atomo. Utilizziamo il NUMERO ATOMICO Z che rappresenta il numero dei PROTONI, essendo gli atomi neutri il numero dei protoni è uguale a quello degli ELETTRONI. Poi si inizia a riempire gli orbitali seguendo l'ordine di energia dei vari sottolivelli e rispettando il principio di Pauli (ogni orbitale può contenere massimo due elettroni con spin opposto) e la regola di Hund

L'idrogeno ha NUMERO ATOMICO $Z = 1$, quindi ha 1 elettrone che inseriremo nel livello energetico più basso. La configurazione elettronica dell'idrogeno è quindi $1s^1$

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEGLI ELEMENTI: PRINCIPIO DI AUFBAU



L'ossigeno ha NUMERO ATOMICO $Z = 8$, quindi ha 8 elettroni che inseriremo partendo dal livello energetico più basso.

Quindi due elettroni antiparalleli nel sottolivello s del primo livello (1s), poi due elettroni antiparalleli nel sottolivello s del secondo livello (2s), infine quattro elettroni nel sottolivello p del secondo livello (2p), ricordando che gli orbitali aventi stessa energia andranno occupati dapprima tutti singolarmente da elettroni con spin parallelo e solo successivamente da altri elettroni che si accoppiano con i precedenti avendo spin opposto.

La configurazione elettronica dell'ossigeno è quindi $1s^2 2s^2 2p^4$

ESERCIZI

Scrivi la configurazione elettronica del silicio e rappresenta l'ordine di riempimento degli orbitali.

(Si con numero atomico $Z=14$)

L'ordine di riempimento è:



La configurazione del silicio è:



ESERCIZI

Scrivi la configurazione elettronica dello Zolfo e rappresenta l'ordine di riempimento degli orbitali.

(S con numero atomico $Z=16$)

L'ordine di riempimento è:



La configurazione dello zolfo è:



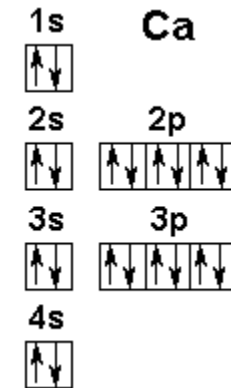
ESERCIZI

Qual è la configurazione elettronica dello ione calcio (Ca^{2+}) e dello ione fluoro (F^-) e rappresenta l'ordine di riempimento degli orbitali.

Nel caso della configurazione elettronica di ioni si trova sulla tavola periodica l'elemento neutro e il numero atomico che ci dà il numero di protoni e quindi di conseguenza di elettroni dell'elemento neutro.

Essendo uno ione per stabilire il numero di elettroni, se è uno ione positivo si toglierà uno o più elettroni all'elemento, se è negativo si aggiungerà uno o più elettroni.

Il primo ione è Ca^{2+} , poichè è positivo, significa che avrà perso due elettroni; visto che il numero di elettroni del calcio neutro è 20, e avrà configurazione $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ e riempimento degli orbitali:



ma visto che lo ione ne ha persi due ci saranno 18 elettroni.

Quindi la configurazione elettronica di Ca^{2+} è:



Il secondo ione è F^- , lui invece ha acquistato un elettrone e il numero degli elettroni dell'elemento fluoro neutro è 9, con configurazione $1s^2 2s^2 2p^5$

Lo ione però avendone acquistato uno, ne diventeranno 10. La sua configurazione è: $1s^2 2s^2 2p^6$

ESERCITAZIONE

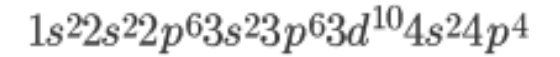
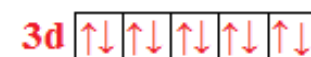
1) Scrivi la configurazione elettronica e rappresenta l'ordine di riempimento degli orbitali del selenio

2) Scrivi la configurazione elettronica dei seguenti ioni: O^{2-} ; Al^{3+} .

ESERCITAZIONE

1) Scrivi la configurazione elettronica e rappresenta l'ordine di riempimento degli orbitali del selenio

Selenio (Se) numero atomico (Z) = 34



2) Scrivi la configurazione elettronica dei seguenti ioni: O^{2-} ; Al^{3+} .

In questo esercizio ci sono uno ione negativo e uno positivo, il primo ha acquistato due elettroni e il secondo ne ha ceduti 3.

O^{2-} : l'ossigeno neutro ha un numero atomico, quindi un numero di elettroni pari a 8. Invece lo ione dell'esercizio ha acquistato anche due elettroni quindi avrà 10 elettroni. La configurazione sarà: $1s^2 2s^2 2p^6$

Al^{3+} : L'alluminio neutro ha numero atomico pari a 13, quindi ha 13 elettroni, nel caso dello ione poichè ne ha persi 3 ne avrà 10. La configurazione sarà: $1s^2 2s^2 2p^6$

Atomo	Z	Configurazione elettronica dello stato fondamentale		
H	1	1s ¹] livello 1	
He	2	1s ²		
Li	3	1s ² 2s ¹] livello 2	
Be	4	1s ² 2s ²		
B	5	1s ² 2s ² 2p ¹		
C	6	1s ² 2s ² 2p ²		
N	7	1s ² 2s ² 2p ³		
O	8	1s ² 2s ² 2p ⁴		
F	9	1s ² 2s ² 2p ⁵		
Ne	10	1s ² 2s ² 2p ⁶		
Na	11	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹] livello 3
Mg	12	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²		
Al	13	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹		
Si	14	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²		
P	15	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³		
S	16	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴		
Cl	17	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵		
Ar	18	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶		

IL SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

La tavola periodica, ideata dal chimico russo Mendeleev nel 1869, è lo schema utilizzato per la classificazione degli elementi chimici. Questi sono ordinati in sequenza, sulla base del loro *numero atomico* (numero protoni), secondo un ordine crescente procedendo da sinistra verso destra.

La **LEGGE PERIODICA** afferma che gli elementi possiedono proprietà chimiche e fisiche che variano periodicamente al crescere del numero atomico

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																														
															Gruppo dell'azoto	Chalcogens	Alogeni																															
1	1 H Idrogeno 1,008																	2 He Elio 4,0026																														
2	3 Li Litio 6,94	4 Be Berillio 9,0122																	10 Ne Neon 20,180																													
3	11 Na Sodio 22,990	12 Mg Magnesio 24,305																	18 Ar Argon 39,948																													
4	19 K Potassio 39,098	20 Ca Calcio 40,078	21 Sc Scandio 44,956	22 Ti Titanio 47,867	23 V Vanadio 50,942	24 Cr Cromo 51,996	25 Mn Manganese 54,938	26 Fe Ferro 55,845	27 Co Cobalto 58,933	28 Ni Nichel 58,693	29 Cu Rame 63,546	30 Zn Zinco 65,38	31 Ga Gallio 69,723	32 Ge Germanio 72,630	33 As Arsenico 74,922	34 Se Selenio 78,971	35 Br Bromo 79,904	36 Kr Kriptone 83,798																														
5	37 Rb Rubidio 85,468	38 Sr Stronzio 87,62	39 Y Ittrio 88,906	40 Zr Zirconio 91,224	41 Nb Niobio 92,906	42 Mo Molibdeno 95,95	43 Tc Tecnezio (98)	44 Ru Rutenio 101,07	45 Rh Rodio 102,91	46 Pd Palladio 106,42	47 Ag Argento 107,87	48 Cd Cadmio 112,41	49 In Indio 114,82	50 Sn Stagno 118,71	51 Sb Antimonio 121,76	52 Te Tellurio 127,60	53 I Iodio 126,90	54 Xe Xeno 131,29																														
6	55 Cs Cesio 132,91	56 Ba Bario 137,33	57-71	72 Hf Afnio 178,49	73 Ta Tantalio 180,95	74 W Tungsteno 183,84	75 Re Renio 186,21	76 Os Osmio 190,23	77 Ir Iridio 192,22	78 Pt Platino 195,08	79 Au Oro 196,97	80 Hg Mercurio 200,59	81 Tl Tallio 204,38	82 Pb Piombo 207,2	83 Bi Bismuto 208,98	84 Po Polonio (209)	85 At Astatio (210)	86 Rn Radon (222)																														
7	87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89-103	104 Rf Rutherfordio (267)	105 Db Dubnio (268)	106 Sg Seaborgio (269)	107 Bh Bohrio (270)	108 Hs Hassio (277)	109 Mt Meitnerio (278)	110 Ds Darmstadtio (281)	111 Rg Roentgenio (282)	112 Cn Copernicio (285)	113 Nh Nihonio (286)	114 Fl Flerovio (289)	115 Mc Moscovio (290)	116 Lv Livermorio (293)	117 Ts Tennessee (294)	118 Og Oganesson (294)																														
	Per gli elementi senza isotopi stabili, le masse atomiche indicate sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.																																															
	<table border="1"> <tbody> <tr> <td>57 La Lantanio 138,91</td> <td>58 Ce Cerio 140,12</td> <td>59 Pr Praseodimio 140,91</td> <td>60 Nd Neodimio 144,24</td> <td>61 Pm Promezio (145)</td> <td>62 Sm Samario 150,36</td> <td>63 Eu Europio 151,96</td> <td>64 Gd Gadolinio 157,25</td> <td>65 Tb Terbio 158,93</td> <td>66 Dy Disprozio 162,50</td> <td>67 Ho Olmio 164,93</td> <td>68 Er Erbio 167,26</td> <td>69 Tm Tulio 168,93</td> <td>70 Yb Itterbio 173,05</td> <td>71 Lu Lutezio 174,97</td> </tr> <tr> <td>89 Ac Attinio (227)</td> <td>90 Th Torio 232,04</td> <td>91 Pa Protoattinio 231,04</td> <td>92 U Uranio 238,03</td> <td>93 Np Nettunio (237)</td> <td>94 Pu Plutonio (244)</td> <td>95 Am Americio (243)</td> <td>96 Cm Curio (247)</td> <td>97 Bk Berkelio (247)</td> <td>98 Cf Californio (251)</td> <td>99 Es Einsteinio (252)</td> <td>100 Fm Fermio (257)</td> <td>101 Md Mendelevio (258)</td> <td>102 No Nobelio (259)</td> <td>103 Lr Laurenzio (266)</td> </tr> </tbody> </table>																		57 La Lantanio 138,91	58 Ce Cerio 140,12	59 Pr Praseodimio 140,91	60 Nd Neodimio 144,24	61 Pm Promezio (145)	62 Sm Samario 150,36	63 Eu Europio 151,96	64 Gd Gadolinio 157,25	65 Tb Terbio 158,93	66 Dy Disprozio 162,50	67 Ho Olmio 164,93	68 Er Erbio 167,26	69 Tm Tulio 168,93	70 Yb Itterbio 173,05	71 Lu Lutezio 174,97	89 Ac Attinio (227)	90 Th Torio 232,04	91 Pa Protoattinio 231,04	92 U Uranio 238,03	93 Np Nettunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Laurenzio (266)
57 La Lantanio 138,91	58 Ce Cerio 140,12	59 Pr Praseodimio 140,91	60 Nd Neodimio 144,24	61 Pm Promezio (145)	62 Sm Samario 150,36	63 Eu Europio 151,96	64 Gd Gadolinio 157,25	65 Tb Terbio 158,93	66 Dy Disprozio 162,50	67 Ho Olmio 164,93	68 Er Erbio 167,26	69 Tm Tulio 168,93	70 Yb Itterbio 173,05	71 Lu Lutezio 174,97																																		
89 Ac Attinio (227)	90 Th Torio 232,04	91 Pa Protoattinio 231,04	92 U Uranio 238,03	93 Np Nettunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Laurenzio (266)																																		

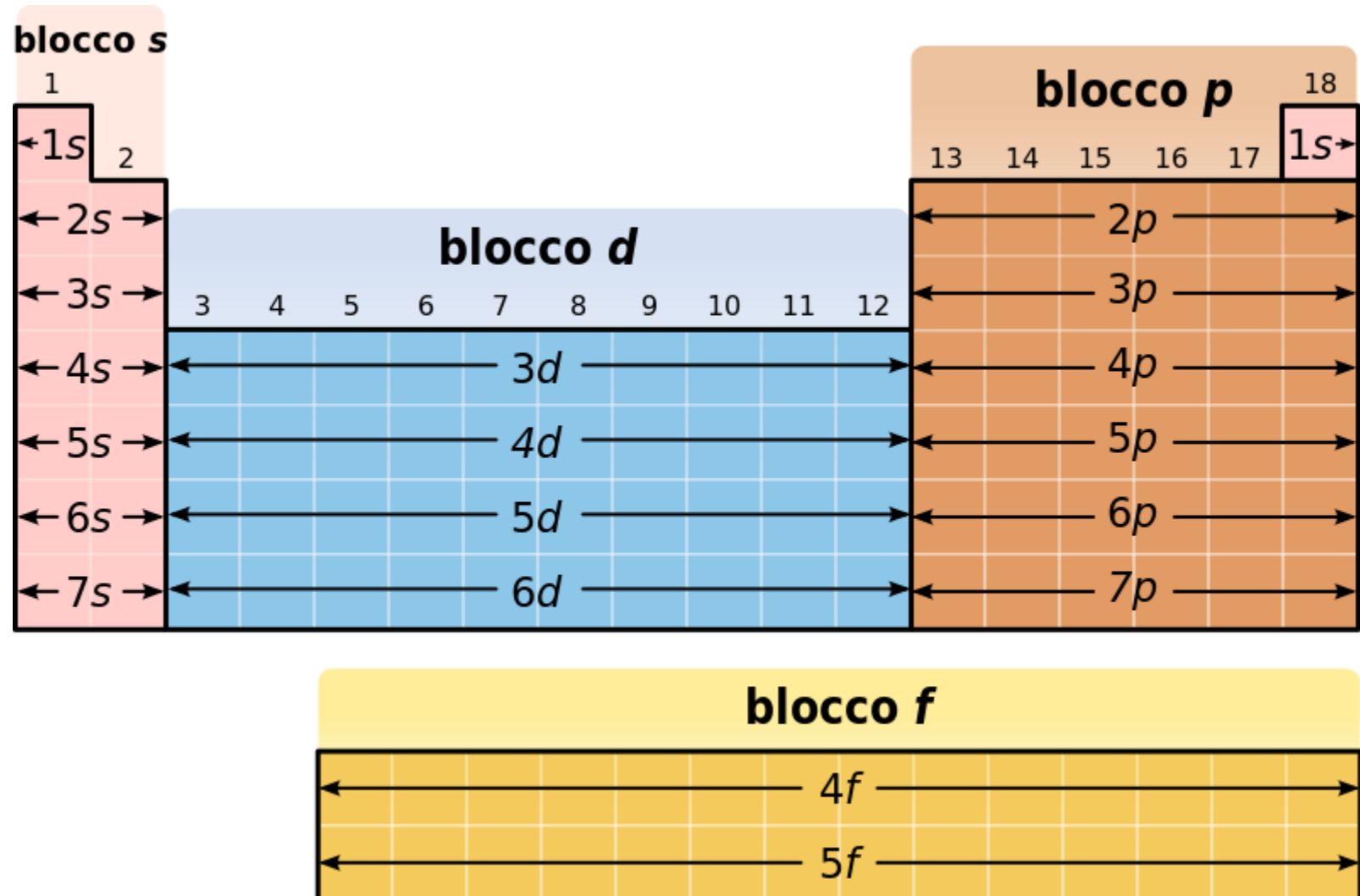
Tavola periodica e configurazione elettronica

Il sistema periodico nasconde un segreto: la configurazione elettronica di tutti gli elementi

Le proprietà chimiche degli elementi, infatti, dipendono da come sono distribuiti gli elettroni nell'atomo.

4 BLOCCHI:

- Nel **BLOCCO s** vi sono gli elementi i cui elettroni esterni occupano i sottolivelli di tipo s
- Nel **BLOCCO p** vi sono gli elementi con gli elettroni esterni nei sottolivelli di tipo p
- Nel **BLOCCO d** vi sono gli elementi di transizione che riempiono via via il sottolivello 3d, o 4d o 5d
- Nel **BLOCCO f** vi sono gli elementi che riempiono il sottolivello 4f o 5f



Gli elementi chimici della tavola periodica si distinguono in metalli, non metalli e semimetalli a seconda delle varie proprietà chimico-fisiche. Questa ripartizione è molto importante perché dalla combinazione di metalli e non metalli derivano vari composti chimici.

METALLI

I metalli sono elementi che tendono a perdere gli elettroni, trasformandosi in ioni positivi, per raggiungere la configurazione elettronica superficiale stabile del gas nobile più vicino per numero atomico. Sono anche elettropositivi perché tendono a trasformarsi in ioni positivi. Gli elementi del gruppo I A sono detti metalli alcalini mentre quelli del gruppo II A sono detti metalli alcalino-terrosi. I metalli dei gruppi B sono detti genericamente metalli di transizione.

NON METALLI

I non metalli sono elementi che tendono ad acquistare gli elettroni, trasformandosi in ioni negativi, per raggiungere la configurazione stabile del gas nobile più vicino per numero atomico. Sono anche detti elettronegativi perché tendono a trasformarsi in ioni negativi.

SEMIMETALLI

I semimetalli sono elementi chimici con caratteristiche intermedie tra i metalli e i non metalli.

		Metalli		Semimetalli		Non Metalli													
		I A	II A							III A	IV A	V A	VIA	VII A	VIII A				
1	↓	1 H													2 He				
2		3 Li	4 Be							5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne				
3		11 Na	12 Mg	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	IB	II B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4		19 K	20 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
5		37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6		55 Cs	56 Ba	57 La	72 Af	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7		87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg							

lantanidi	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
attinidi	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

GLI ELETTRONI DI VALENZA

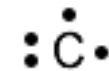
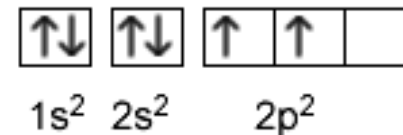
Gli elettroni nel LIVELLO ENERGETICO PIÙ ESTERNO dell'atomo sono detti **ELETTRONI DI VALENZA**. Sono al massimo otto. Questi elettroni partecipano alla formazione di legami chimici, infatti un atomo tende a cedere o ad acquistare elettroni di valenza per raggiungere l'ottetto (otto elettroni nel livello più esterno).

Un atomo è considerato stabile quando possiede otto elettroni nell'ultimo livello energetico, quello più esterno.



In genere, gli elettroni di valenza si trovano sui sottolivelli di tipo s e p nei vari livelli energetici (n) più esterni della configurazione elettronica superficiale dell'atomo, ossia la disposizione degli elettroni sul livello energetico più esterno.

Carbonio



configurazione elettronica superficiale

LA VALENZA

La valenza di un atomo corrisponde al numero di legami che esso è in grado di formare. In particolare, corrisponde al numero di elettroni ceduti, acquistati o condivisi dall'elemento nel composto.

In maniera più semplice possiamo dire che corrisponde al numero di ELETTRONI DI VALENZA SPAIATI di un atomo. Nella tavola periodica, la numerazione con numeri romani indica il numero di elettroni di valenza degli elementi appartenenti a quel gruppo.

• I • II

• III • • IV • • V • • VI • • VII • • VIII •

1 H																	2 He	
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Li	12 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
19 K	20 Ca	21 Sc		22 Sc	23 Ti	24 V	25 Cr	26 Mn	27 Fe	28 Co	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
22 Rb	23 Sr	24 Y		40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

LA VALENZA

Possiamo capire meglio il concetto di valenza osservando lo schema in basso, dove sono riportati sette gruppi della tavola periodica (quelli della tipologia A). L'ottavo gruppo non è presente perché hanno 8 elettroni nello strato di valenza, raggiungendo l'ottetto sono stabili e quindi tendenzialmente non reagiscono

GRUPPO	I	II	III	IV	V	VI	VII
VALENZA	1	2	3	4	3	2	1

Nel PRIMO GRUPPO ci sono elementi con un elettrone nell'ultimo guscio di valenza, possono cedere un elettrone per raggiungere la stabilità, quindi possono formare un solo legame e hanno VALENZA 1 (MONOVALENTI).

Gli elementi del SECONDO GRUPPO sono in grado di cedere due elettroni, quindi potranno formare 2 legami e hanno VALENZA 2 (BIVALENTI).

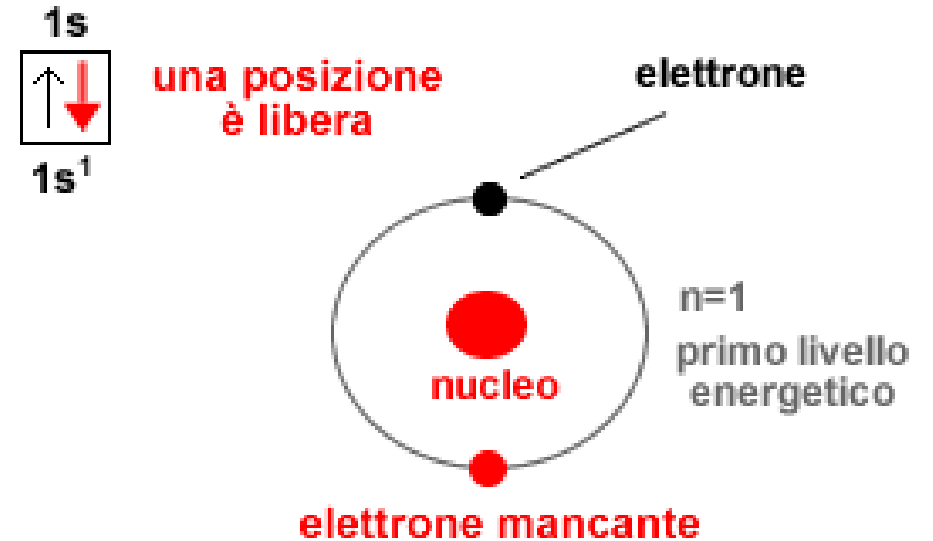
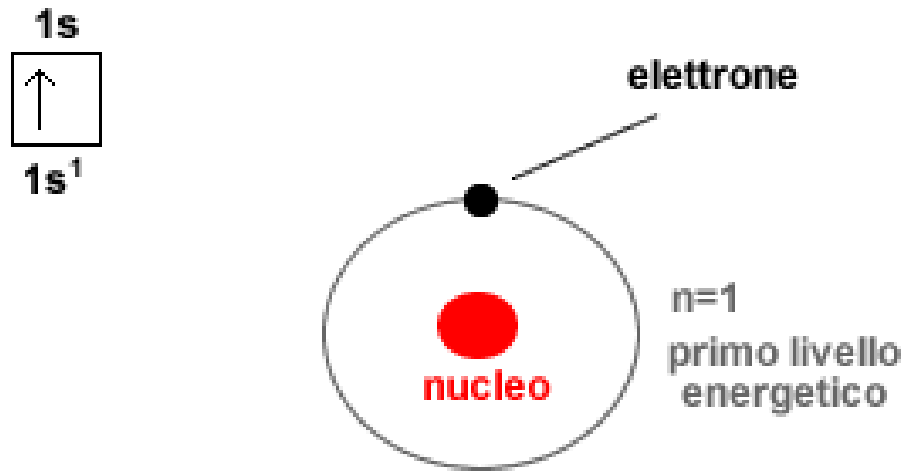
Gli elementi del TERZO GRUPPO allo stesso modo hanno VALENZA 3 (TRIVALENTI) e quelli del QUARTO GRUPPO hanno valenza 4 (TETRAVALENTI).

Il QUINTO GRUPPO è costituito da elementi con cinque elettroni nell'ultimo livello energetico, quindi per raggiungere l'ottetto avranno bisogno di acquistare tre elettroni formando tre legami ed hanno VALENZA 3 (TRIVALENTI). Gli elementi del SESTO GRUPPO dovranno acquistare 2 elettroni per raggiungere l'ottetto, VALENZA 2 (BIVALENTI) e gli elementi del SETTIMO GRUPPO avranno sette elettroni di valenza e dovranno acquistare un elettrone per raggiungere l'ottetto, VALENZA 1 (MONOVALENTI)

NOTA: Nella maggior parte dei casi, gli elementi di transizione presentano il guscio di valenza con due elettroni, ma non è una regola generale e spesso possono avere più di un numero di valenza perché possono mettere in gioco un numero diverso di elettroni per formare diversi composti.

GLI ELETTRONI DI VALENZA

Esempio 1 (idrogeno)

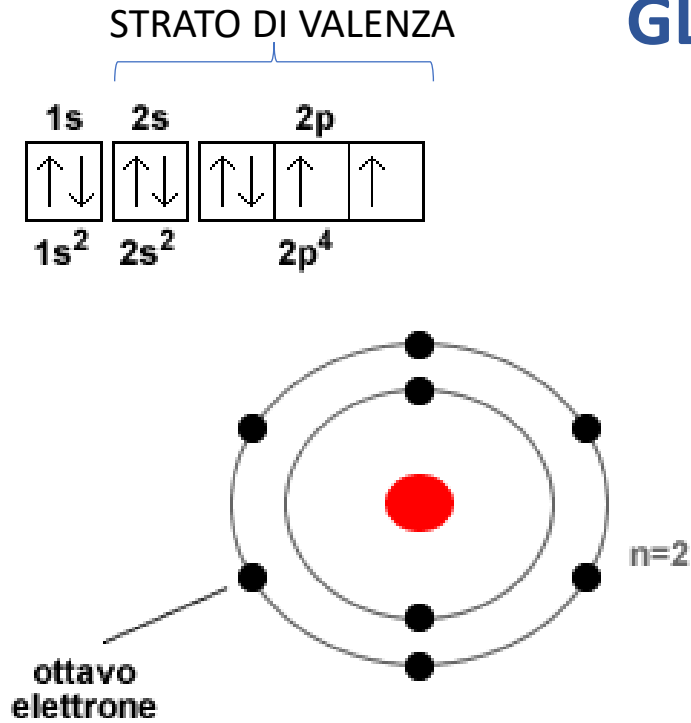


L'atomo di idrogeno ha numero atomico $Z=1$. Pertanto, ha un solo protone e un solo elettrone. Nella configurazione elettronica di un atomo gli elettroni tendono a occupare sempre l'orbitale libero più basso, quello a minore energia. Nel caso dell'idrogeno è libero il primo orbitale 1s che può ospitare due elettroni.

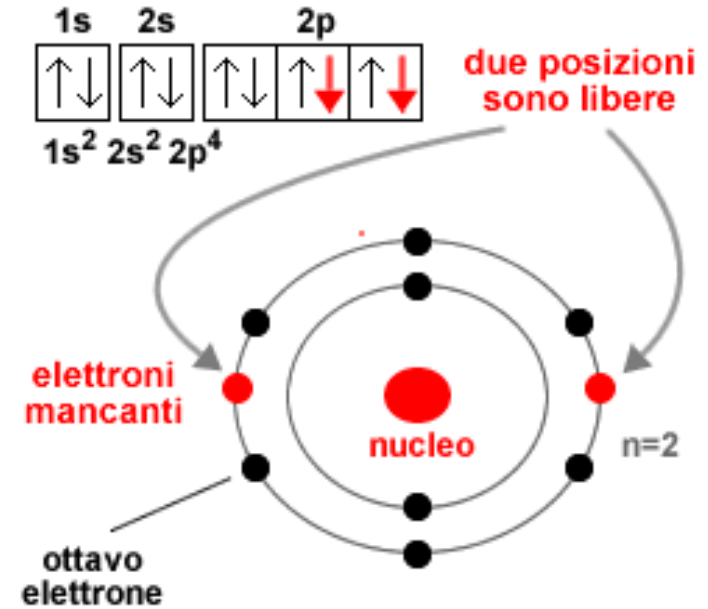
L'orbitale 1s dell'atomo di idrogeno è però incompleto perché un posto è ancora libero. Per completare l'orbitale più esterno l'atomo di idrogeno ha bisogno di un altro elettrone. Quindi, l'atomo di idrogeno ha valenza 1.

GLI ELETTRONI DI VALENZA

Esempio 2 (ossigeno)



Un atomo di ossigeno (O) ha numero atomico $Z=8$, quindi ha otto elettroni. I primi due elettroni si collocano nel primo orbitale 1s. Il terzo e quarto elettrone si collocano nel secondo orbitale 2s nel secondo livello energetico ($n=2$). I restanti quattro elettroni si collocano nel terzo orbitale 2p nel secondo livello energetico ($n=2$). Gli orbitali 2s e 2p fanno entrambi parte del secondo livello energetico ($n=2$). In questo caso risulta quello più esterno, e rappresentano lo strato di valenza. Per questa ragione nella rappresentazione grafica gli elettroni 2s e 2p sono collocati nel secondo cerchio. La rappresentazione in alto a sinistra, invece, specifica quali posti sono ancora vuoti nei singoli orbitali.



L'ossigeno ha quindi 6 elettroni di valenza. Il sottolivello 2p è incompleto perché due posti sono ancora liberi. Per completare il livello energetico $n=2$, più esterno l'atomo di ossigeno ha bisogno di altri due elettroni aggiuntivi. Quindi l'ossigeno ha valenza 2

LE PROPRIETA' PERIODICHE

IL RAGGIO IONICO

Quando un atomo si trasforma in uno ione modifica le sue dimensioni: che il RAGGIO IONICO sia maggiore o minore del raggio dell'atomo neutro da cui lo ione deriva dipende dal segno dello ione stesso

Il RAGGIO DI UNO IONE NEGATIVO è sempre **MAGGIORE** di quello dell'atomo neutro, poiché l'eccesso di elettroni (rispetto ai protoni) riduce la capacità di attrazione elettrostatica del nucleo su ognuno di essi causando una espansione della nuvola elettronica.

Il RAGGIO DI UNO IONE POSITIVO è sempre **MINORE** di quello dell'atomo neutro, poiché la riduzione del numero di elettroni permette al nucleo di attrarre più intensamente ognuno di essi, causando una contrazione della nuvola elettronica

LE PROPRIETA' PERIODICHE

ENERGIA DI IONIZZAZIONE

E' sempre necessario spendere energia per allontanare un elettrone da un atomo. Questa energia è tanto più grande quanto più strettamente questo elettrone è legato all'atomo, e quindi quanto più è stabile il guscio da cui viene prelevato l'elettrone

L'ENERGIA DI PRIMA IONIZZAZIONE (I_1) è l'energia che occorre somministrare a un atomo gassoso isolato nel suo stato fondamentale, $M(g)$ affinché perda l'elettrone più esterno e si trasformi in uno **IONE MONOPOSITIVO GASSOSO** isolato.



L'ENERGIA DI SECONDA IONIZZAZIONE (I_2) rappresenta l'energia necessaria per allontanare un elettrone da uno ione monopositivo gassoso e trasformarlo in uno **IONE GASSOSO BIPOSITIVO**



L'ENERGIA DI PRIMA IONIZZAZIONE AUMENTA LUNGO I PERIODI da sinistra a destra poiché aumenta la carica nucleare e diminuisce il raggio atomico. Ad eccezione della serie di transizione dove le variazioni di energia di ionizzazione sono molto piccole.

LE ENERGIE DI IONIZZAZIONE DIMINUISCONO NELL'AMBITO DEI GRUPPI con l'aumentare del numero atomico in quanto gli elettroni degli orbitali esterni vengono allontanati da atomi di maggiori dimensioni e quindi gli elettroni sono meno strettamente legati al nucleo

LE PROPRIETA' PERIODICHE

AFFINITA' ELETTRONICA

L'AFFINITA' ELETTRONICA, A, è l'energia liberata (per convenzione di segno negativo) da un atomo neutro gassoso isolato, nel suo stato fondamentale, quando acquista un elettrone per dare luogo ad uno ione negativo isolato



Si misura in kJ/mol, ed è in pratica la misura della tendenza di un atomo a trasformarsi in anione

I valori di affinità elettronica **AUMENTANO LUNGO UN PERIODO** da sinistra a destra, per raggiungere i valori più elevati per gli elementi del gruppo 17 (chiamati alogeni). Questi elementi, catturando un elettrone, raggiungono la configurazione stabile del gas nobile che li segue.

I valori di affinità elettronica **DIMINUISCONO LUNGO UN GRUPPO** dall'alto verso il basso, gli elettroni vengono addizionati a distanza via via maggiore dal nucleo per cui l'attrazione si fa sempre più piccola

VALORI NEGATIVI = processo spontaneo, viene liberata energia

VALORI POSITIVI = fenomeno non spontaneo, apporto di energia dall'esterno

H -73																	He 21
Li -60	Be 19											B -27	C -122	N 7	O -141	F -328	Ne 29
Na -53	Mg 19											Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 35
K -48	Ca 10	Sc -18	Ti -8	V -51	Cr -64	Mn	Fe -16	Co -64	Ni -112	Cu -118	Zn 47	Ga -29	Ge -116	As -78	Se -195	Br -325	Kr 39
Rb -47	Sr	Y -30	Zr -41	Nb -86	Mo -72	Tc -53	Ru -101	Rh -110	Pd -54	Ag -126	Cd 32	In -29	Sn -116	Sb -103	Te -190	I -295	Xe 41
Cs -45	Ba	Lu	Hf	Ta -31	W -79	Re -14	Os -106	Ir -151	Pt -205	Au -223	Hg 61	Tl -20	Pb -35	Bi -91	Po -183	At -270	Rn 41
Fr -44	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

I LEGAMI CHIMICI

Possono instaurarsi fra

ATOMI

MOLECOLE

Sono detti

Sono detti

Hanno la caratteristica di essere

LEGAMI FORTI

INTERATOMICI

LEGAMI DEBOLI

COVALENTI

IONICI

METALLICI

**INTERAZIONI
DIPOLO-DIPOLO**

**LEGAMI A
IDROGENO**

**FORZE DI
LONDON**

PURO

POLARE

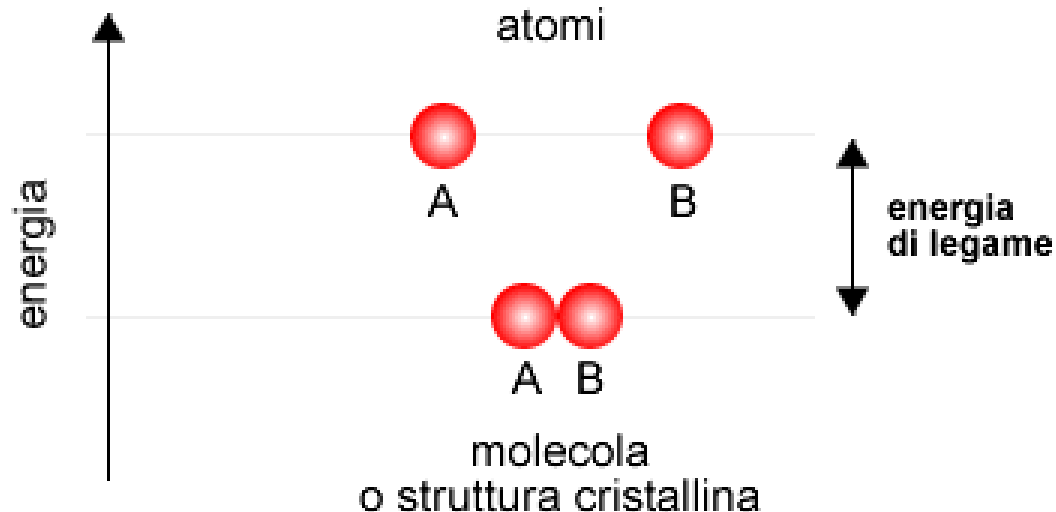
DATIVO

Il legame chimico è l'interazione che tiene un atomo unito a un altro. Sono detti **LEGAMI INTERATOMICI** i legami che uniscono gli atomi all'interno delle molecole o dei reticoli cristallini (**LEGAME COVALENTE**, **LEGAME IONICO** , **LEGAME METALLICO**) ed hanno la caratteristica di essere **LEGAMI FORTI**; sono detti **LEGAMI INTERMOLECOLARI** i legami che si formano tra atomi appartenenti a molecole differenti (**LEGAME DIPOLO-DIPOLO**, **LEGAME IDROGENO**, **LEGAME TRA MOLECOLE NON POLARI**) e hanno la caratteristica di essere **LEGAMI DEBOLI**

IL LEGAME CHIMICO: ENERGIA DI LEGAME

Affinché si instauri un legame chimico tra due o più atomi è necessario che la molecola che ne risulta abbia un'energia potenziale minore degli atomi separati. In genere si ha la formazione di un legame chimico fra due o più atomi soltanto se il processo di aggregazione a partire dagli atomi isolati libera energia. La formazione di un legame porta gli atomi ad un minimo di energia potenziale ossia a una situazione di maggiore stabilità energetica. Per questo motivo la formazione di legami è un processo che avviene spontaneamente.

L'ENERGIA DI LEGAME è la quantità di energia necessaria a rompere i legami di un certo tipo presenti in una mole di sostanza allo stato gassoso



La definizione fa riferimento alla mole e non alla molecola, per cui l'energia di legame viene misurata in kJ/mol
I legami forti hanno una energia di legame maggiore dei legami deboli

Il sistema aggregato è più stabile di quello di partenza, perché una parte dell'energia iniziale viene ceduta all'esterno, detta energia di legame (o energia di dissociazione del legame).

REGOLA DELL'OTTETTO

Perché gli atomi preferiscono stare legati piuttosto che separati?

Gli atomi tendono a conseguire la configurazione più esterna con 8 elettroni (OTTETTO ELETTRONICO) che è particolarmente stabile.

La **REGOLA DELL'OTTETTO DI STABILITA'** afferma che un atomo è stabile quando possiede l'ottetto elettronico nel livello esterno (o livello di VALENZA)

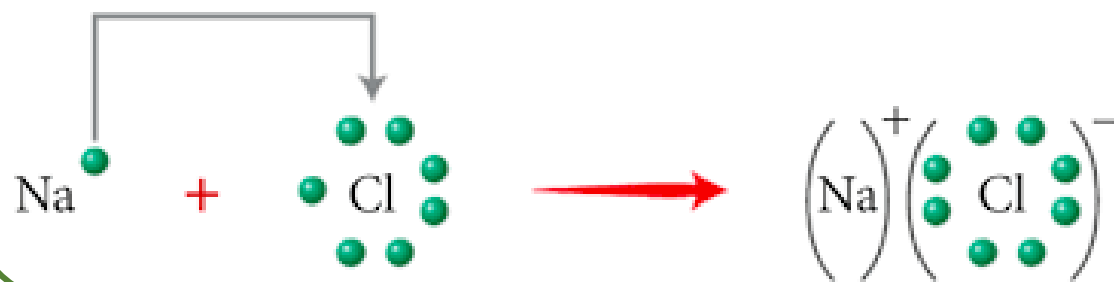
I gas nobili hanno generalmente otto elettroni di valenza (inerti)

PER POTER RAGGIUNGERE QUESTA SITUAZIONE IDEALE GLI ATOMI POSSONO SEGUIRE DUE STRADE:

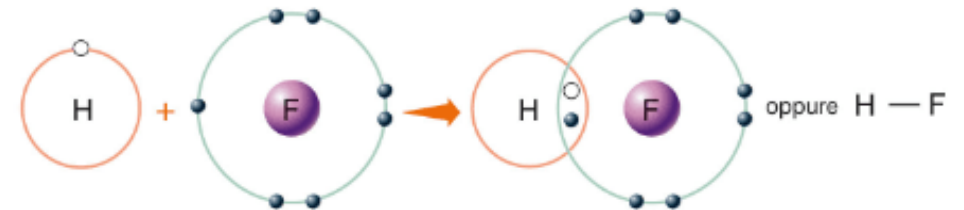
Cedere uno o più elettroni a un altro atomo, o acquistare uno o più elettroni da un altro atomo. I due atomi coinvolti nello scambio di elettroni si trasformano in IONI DI CARICA OPPOSTA, che si attraggono, e tra di essi si forma un LEGAME IONICO

IONICO

trasferimento di un elettrone



Condividere uno o più elettroni di valenza con un altro atomo, in questo caso si forma, tra gli atomi partecipanti, un LEGAME COVALENTE per ogni coppia di elettroni che viene condivisa (ELETTRONI DI LEGAME)



Nel caso dell'idrogeno il primo livello si riempie solo con due elettroni per la mancanza di un livello p. Non si può parlare di ottetto ma dal punto di vista chimico è equivalentemente stabile

IL LEGAME METALLICO si considera basato sulla condivisione di elettroni, ma in modo del tutto particolare

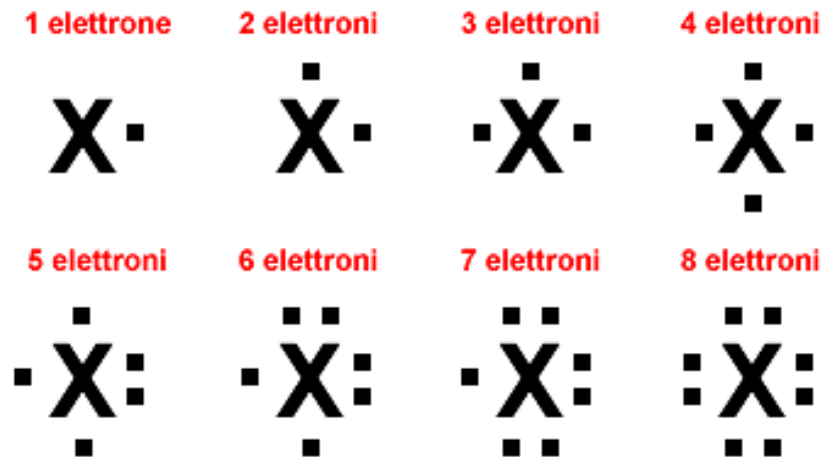
LA NOTAZIONE DI LEWIS

Per rappresentare gli elettroni di valenza che sono coinvolti nella formazione dei legami viene utilizzato un sistema detto **NOTAZIONE DI LEWIS** o **DIAGRAMMA A PUNTI**.

Gli elettroni di valenza sono raffigurati da punti disposti intorno al simbolo dell'elemento chimico cui appartengono, quando sono più di quattro vengono disegnati a coppie.

Tali coppie rappresentano i **DOPPIETTI ELETTRONICI** presenti negli orbitali quando sono completi (orbitale saturo).

In alcuni testi il doppio puntino è sostituito con una linea. Il significato è sempre lo stesso.



Elemento	Configurazione elettronica	Simboli di Lewis
Litio	$\uparrow\downarrow$ \uparrow 1s ² 2s ¹	Li·
Berillio	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ 1s ² 2s ²	·Be·
Boro	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow 1s ² 2s ² 2p ¹	·B·
Carbonio	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow 1s ² 2s ² 2p ²	·C·
Azoto	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow 1s ² 2s ² 2p ³	·N·
Ossigeno	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow 1s ² 2s ² 2p ⁴	·O·
Fluoro	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow 1s ² 2s ² 2p ⁵	·F·
Neon	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ 1s ² 2s ² 2p ⁶	·Ne·

STRUTTURE DI LEWIS

Un modo molto semplice ed efficace per derivare la disposizione dei legami chimici in una molecola è quello di ricorrere alle strutture di Lewis.

Bisogna precisare tuttavia che si tratta di un tipo di rappresentazione molto semplicistico e che funziona solamente con molecole costituite da elementi dei gruppi s e p. Non ha senso quindi scrivere le strutture di Lewis per molecole contenenti metalli di transizione o terre rare, ma è molto utile con le molecole più semplici.

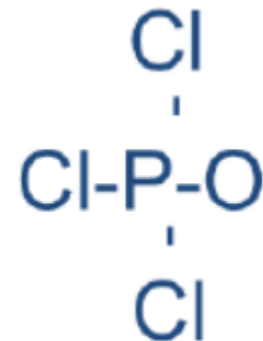
Costruzione dello scheletro nelle formule di Lewis

Le formule di Lewis sono rappresentazioni bidimensionali delle formule di struttura che mostrano esplicitamente sia le coppie di legame che quelle di non legame

Esse non danno informazioni sulla forma tridimensionale della molecola Per poter scrivere la formula di Lewis di una molecola è necessario conoscere il suo scheletro cioè come sono connessi fra loro gli atomi

Per molecole semplici esso può essere previsto in base al criterio che molecole di piccole dimensioni o ioni poliatomici sono costituiti da un atomo centrale (meno elettronegativo) attorno al quale sono legati atomi a più alta elettronegatività, come O, Cl, F. H e F sono sempre terminali (non sono mai l'atomo centrale)

Per esempio nell'ossicloruro di fosforo, il fosforo è meno elettronegativo dell'ossigeno e del cloro e lo poniamo al centro :

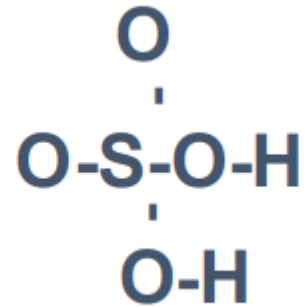


STRUTTURE DI LEWIS

Costruzione dello scheletro nelle formule di Lewis

Nel caso di ossiacidi gli idrogeni sono legati all'ossigeno

H_2SO_4
Acido solforico



scheletro

Molecole con formule simmetriche hanno in genere uno scheletro simmetrico

S_2Cl_2
Dicloruro di dizolfo



scheletro

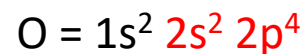
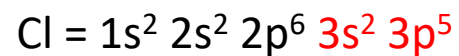
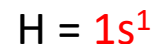
Zolfo meno elettronegativo del cloro, quindi viene posto al centro

STRUTTURE DI LEWIS

Costruzione delle formule di Lewis

- 1) Contare il numero totale di elettroni di valenza sommando gli elettroni di valenza di ogni atomo e tenendo conto della carica per uno ione poliatomico

ACIDO PERCLORICO



Scriviamo la configurazione elettronica degli atomi presenti nella formula dell'acido perclorico. Evidenziando gli orbitali del livello energetico più esterno vediamo che l'idrogeno ha 1 elettrone di valenza (gruppo I), il cloro ha 7 elettroni di valenza (gruppo VII), l'ossigeno 6 elettroni di valenza (gruppo VI). Sommiamo gli elettroni di valenza di tutti gli atomi considerando che ci sono 4 atomi di ossigeno, quindi moltiplicheremo gli elettroni dell'ossigeno per 4. Otteniamo 32 elettroni di valenza totali. Se la molecola è carica - cioè se è un ione poliatomico - sommare un elettrone per ogni carica negativa e sottrarre un elettrone per ciascuna carica positiva.

$$1 + 7 + 4(6) = 32 \text{ totale elettroni di valenza}$$

Adesso individuiamo le coppie elettroniche, quindi formate da 2 elettroni. Queste comprendono sia le coppie di legame ovvero quelle impiegate per la formazioni di legami tra atomi, sia le coppie elettroniche solitarie proprie dell'atomo. Questo si fa dividendo il totale degli elettroni di valenza per 2.

$$32/2 = 16 \text{ coppie elettroniche}$$

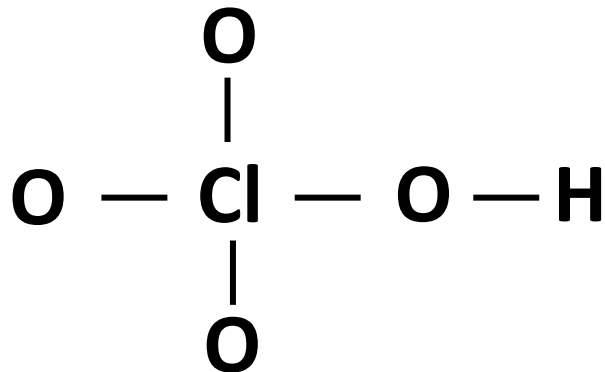
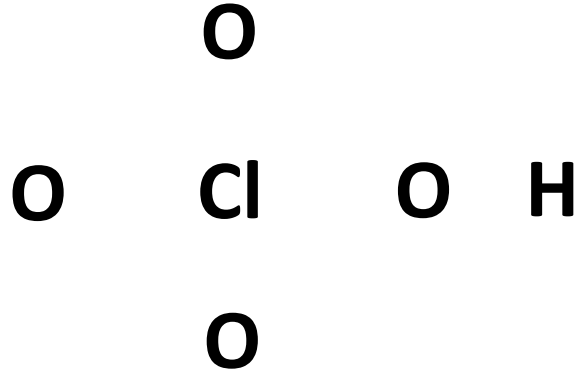
ACIDO PERCLORICO
 HClO_4

STRUTTURE DI LEWIS

Costruzione delle formule di Lewis

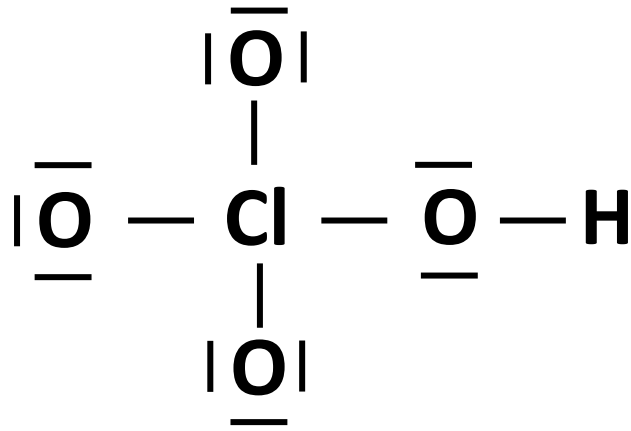
2) Disegnare la molecola o lo ione poliatomico

Scrivere correttamente una struttura di Lewis identificando l'atomo centrale al quale sono legati tutti gli altri. Per farlo, basta ricordare che l'atomo centrale è quello meno elettronegativo, ma che l'idrogeno è sempre esterno – quando presente – e lo ritroviamo spesso attaccato all'ossigeno. Nel nostro caso quindi il cloro sarà l'atomo centrale che ha elettronegatività (3.2) più bassa dell'ossigeno (3.4), circondato dagli ossigeni, a loro volta vicini agli idrogeni.



Andiamo a distribuire le coppie elettroniche (16 in questo caso) nella struttura, assegnando inizialmente le coppie di legame, che legano gli atomi (con gli atomi legati mediante legami singoli). Quindi assegniamo 5 coppie di legame.

ACIDO PERCLORICO
 HClO_4



STRUTTURE DI LEWIS

Costruzione delle formule di Lewis

3) Sottrarre il numero di doppietti che occorrono per formare legami singoli tra gli atomi e usare i rimanenti per completare gli ottetti attorno ciascun atomo, eccetto l'idrogeno. Se vi sono doppietti insufficienti per completare tutti gli ottetti, completare prima quelli degli atomi più elettronegativi. Quindi assegnare le cariche formali. In questo esempio abbiamo 16 coppie elettroniche meno 5 coppie di legame, restano 11 coppie da assegnare come coppie solitarie sugli atomi

Ogni atomo avrà attorno a se 8 elettroni (tranne l'idrogeno che non arriva all'ottetto), comprese le coppie di legame

4) Se qualche atomo ha ancora l'ottetto incompleto, convertire i doppietti non leganti (solitari) in leganti. In altre parole, usare i doppietti non leganti per formare doppi e tripli legami finché ciascun atomo ha un ottetto. Quindi riassegnare le cariche formali.

5) Se la regola 4 crea cariche formali addizionali, usare la struttura data dalla regola 3.

6) Se l'atomo centrale proviene dal periodo 3 o da periodi più avanti, la regola dell'ottetto non si applica. Formare legami addizionali multipli per allontanare il maggior numero possibile di cariche formali.

STRUTTURE DI LEWIS

LA CARICA FORMALE

La carica formale CF è la carica assegnata a un atomo in una molecola o in uno ione poliatomico, assumendo che gli elettroni di legame siano equamente condivisi indipendentemente dall'elettronegatività di ciascun atomo. E' quindi diversa dal numero di ossidazione, che tiene conto delle elettronegatività degli atomi costituenti la molecola.

La carica formale di un qualsiasi atomo in una molecola può essere calcolata con la seguente equazione:

$$CF = V - N - B$$

V è il numero di elettroni di valenza dell'atomo isolato nello stato fondamentale

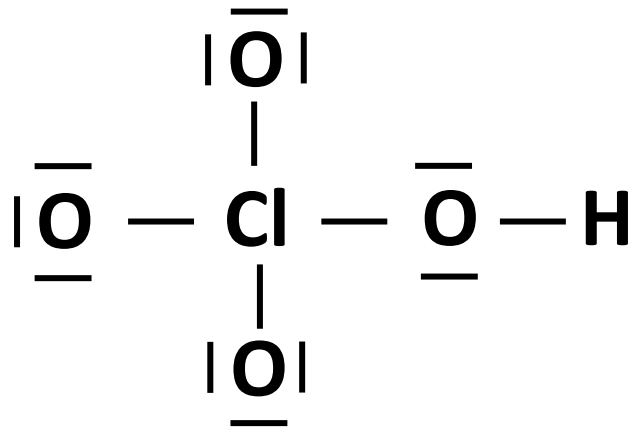
N è il numero degli elettroni di valenza di non legame dell'atomo nella molecola

B è il numero totale dei legami (coppia di elettroni)

In una molecola neutra la CF complessiva deve essere uguale a zero, mentre in uno ione poliatomico la CF complessiva deve essere pari alla carica dello ione.

Ricordiamo che:

ACIDO PERCLORICO
HClO₄



STRUTTURE DI LEWIS

Costruzione delle formule di Lewis

Assegniamo la carica formale agli atomi dell'acido perclorico:

Il Cloro ha 7 elettroni di valenza, 0 elettroni di non legame, 4 coppie di legame quindi: $7-0-4= +3$

L'Ossigeno ha 6 elettroni di valenza, 6 elettroni di non legame e 1 coppia di legame, quindi: $6-6-1: -1$ da moltiplicare per 3 atomi di ossigeno quindi -3

L'altro ossigeno ha 6 elettroni di valenza, 4 elettroni di non legame e 2 legami, quindi: $6-4-2= 0$

L'Idrogeno ha 1 elettrone di valenza, 0 elettroni di non legame e 1 legame, quindi: $1-0-1=0$

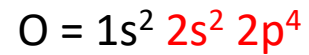
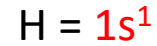
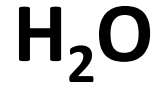
Sommiamo tutte le cariche formali della molecola: $+3 -3 = 0$

La struttura di Lewis è corretta

STRUTTURE DI LEWIS

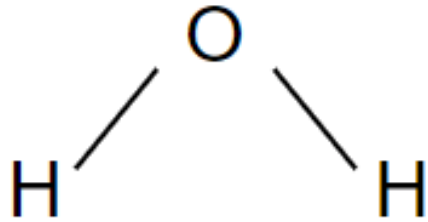
Costruzione delle formule di Lewis

Esempio: H₂O

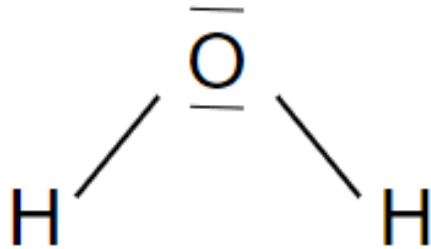


Prendo in considerazione la molecola d'acqua H₂O. E' composta da un atomo di ossigeno e due atomi di idrogeno. Ogni atomo di idrogeno ha un elettrone di valenza mentre l'ossigeno ha 6 elettroni di valenza. Quindi, la somma degli elettroni di valenza è: $1 + 1 + 6 = 8$

Calcoliamo le coppie elettroniche $8/2=4$



Disegniamo la molecola e distribuiamo le coppie di legame tra gli atomi.
Le coppie di legame sono due.

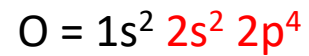
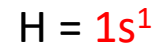
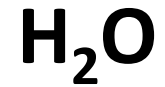


Calcoliamo il numero delle coppie solitarie da assegnare ai singoli atomi: 4 (coppie elettroniche) – 2 coppie di legame = 2 coppie solitarie. Gli atomi di idrogeno seguono la regola del duetto mentre l'atomo di ossigeno la regola dell'ottetto, quindi assegneremo queste due coppie all'ossigeno per raggiungere l'ottetto.

STRUTTURE DI LEWIS

Costruzione delle formule di Lewis

Esempio: H₂O

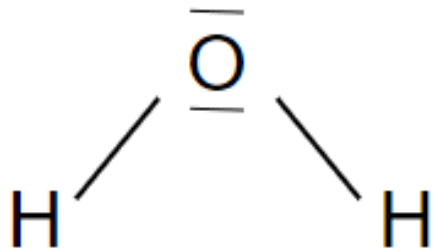
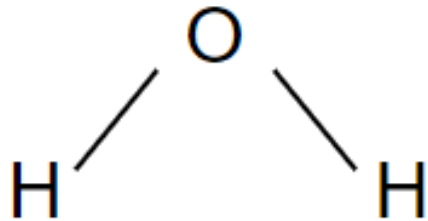


Calcoliamo la carica formale della molecola di acqua:

L'ossigeno ha 6 elettroni di valenza, 4 elettroni di non legame e 2 legami quindi: $6 - 4 - 2 = 0$

L'idrogeno ha 1 elettrone di valenza, 0 elettroni di non legame e 1 coppia di legame, quindi: $1 - 0 - 1 = 0$

La struttura di Lewis è corretta



STRUTTURE DI LEWIS

LA CARICA FORMALE

Struttura di Lewis dell'ammoniaca NH₃

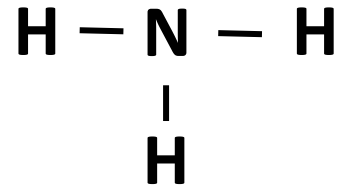
In primo luogo, è necessario calcolare il numero di elettroni di valenza presente negli elementi del composto.

Azoto (N)= 5 elettroni di valenza

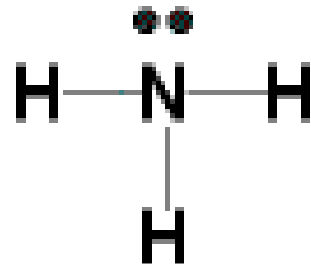
Idrogeno = 1 x 3 atomi = 3

In totale abbiamo 8 elettroni di valenza nella molecola che equivalgono a 4 coppie elettroniche

Individuiamo l'atomo meno elettronegativo, in questo caso l'azoto. E distribuiamo gli altri atomi attorno assegnando le coppie di legame



Mancherà assegnare una coppia elettronica che ovviamente metteremo sull'azoto, in modo che raggiunga l'ottetto



STRUTTURE DI LEWIS

LA CARICA FORMALE

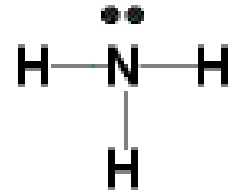
Adesso assegniamo le cariche formali agli atomi della molecola:

L'ammoniaca essendo una molecola neutra dovrà avere CF totale = 0. La sua struttura di Lewis è rappresentata in figura:

L'azoto ha 5 elettroni di valenza, 2 elettroni solitari e fa 3 legami, quindi: $CF = 5 - 2 - 3 = 0$

L'idrogeno ha 1 elettrone di valenza, 0 elettroni solitari e fa 1 legame, quindi: $CF = 1 - 0 - 1 = 0$

La struttura di Lewis da noi ipotizzata è corretta.



STRUTTURE DI LEWIS

IONI POLIATOMICI

1) lo ione ammonio NH_4^+ :

Contiamo gli elettroni di valenza: essi sono 9 in totale di cui 5 dell'azoto e 4 (1 per ogni idrogeno). La carica dello ione +1 indica che si deve sottrarre un elettrone pertanto si devono computare 8 elettroni. $8/2=4$ dobbiamo assegnare 4 coppie elettroniche

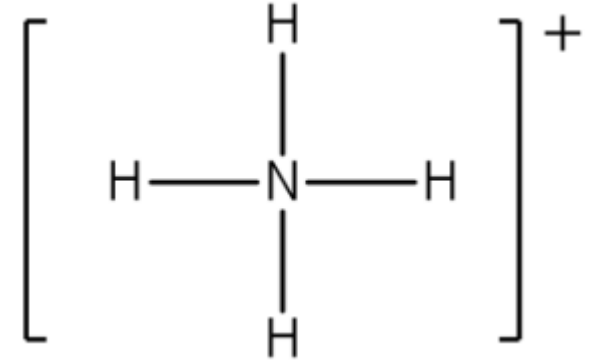
Rappresentiamo l'azoto al centro con ciascun idrogeno che si lega all'azoto e i quattro legami che si formano indicano che la regola dell'ottetto è rispettata e la struttura è completa.

Carica formale:

$$\text{N} = 5 - 0 - 4 = +1$$

$$\text{H} = 1 - 0 - 1 = 0$$

Carica formale +1 uguale alla carica dello ione poliatomico



STRUTTURE DI LEWIS

IONI POLIATOMICI

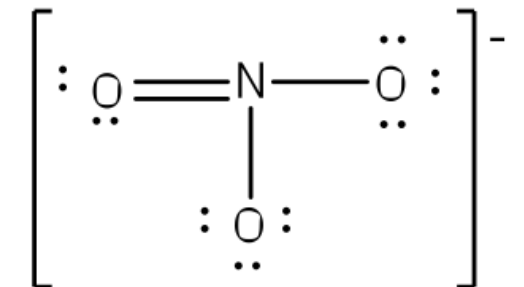
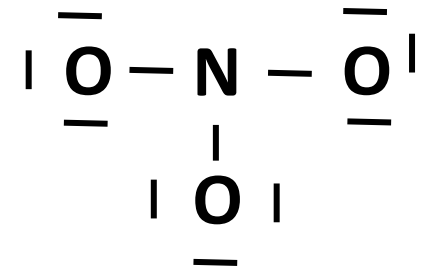
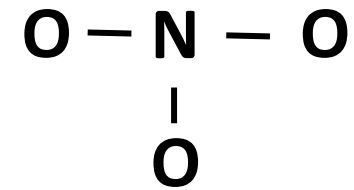
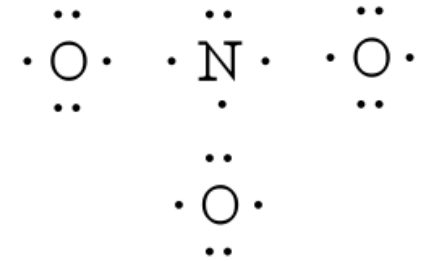
2) lo ione nitrato NO₃⁻

L'azoto è meno elettronegativo rispetto all'ossigeno e deve essere posto al centro.

Contiamo gli elettroni di valenza che risultano essere un totale di 23 di cui 5 dell'azoto e 6 per ogni ossigeno. La carica -1 indica che si deve aggiungere un ulteriore elettrone: gli elettroni complessivi saranno quindi pari a 24. $24/2 = 12$ coppie elettroniche. Ogni ossigeno si lega all'azoto per un totale di 3 coppie elettroniche

Sistemiamo inizialmente i rimanenti 9 doppietti elettronici sui tre atomi di ossigeno (3 doppietti per ogni ossigeno). Sebbene siano rappresentati tutti i 24 elettroni nella struttura (due per ognuno dei tre legami e 9 doppietti elettronici solitari intorno all'ossigeno, la regola dell'ottetto non viene soddisfatta per l'azoto.

E' necessario quindi che vi sia un doppio legame tra uno degli atomi di ossigeno e l'azoto



STRUTTURE DI LEWIS

IONI POLIATOMICI

11) lo ione nitrato NO_3^-

Poiché tutti e tre gli atomi di ossigeno possono formare il doppio legame vi saranno tre strutture di risonanza diverse che vengono affiancate mettendo una doppia freccia tra loro.

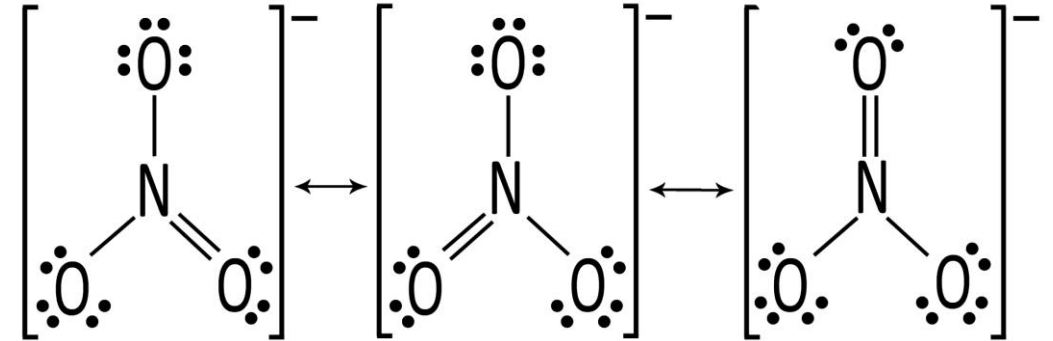
Carica formale:

$$\text{N} = 5 - 0 - 4 = +1$$

$$\text{O}(\text{LEGAME SINGOLO}) = 6 - 6 - 1 = -1 \times 2 = -2$$

$$\text{O}(\text{DOPPIO LEGAME}) = 6 - 4 - 2 = 0$$

Carica formale -1 uguale alla carica dello ione poliatomico



I LEGAMI CHIMICI

Possono instaurarsi fra

ATOMI

MOLECOLE

Sono detti

Sono detti

Hanno la caratteristica di essere

LEGAMI FORTI

INTERATOMICI

LEGAMI DEBOLI

COVALENTI

IONICI

METALLICI

**INTERAZIONI
DIPOLO-DIPOLO**

**LEGAMI A
IDROGENO**

**FORZE DI
LONDON**

PURO

POLARE

DATIVO

Il legame chimico è l'interazione che tiene un atomo unito a un altro. Sono detti **LEGAMI INTERATOMICI** i legami che uniscono gli atomi all'interno delle molecole o dei reticoli cristallini (**LEGAME COVALENTE**, **LEGAME IONICO** , **LEGAME METALLICO**) ed hanno la caratteristica di essere **LEGAMI FORTI**; sono detti **LEGAMI INTERMOLECOLARI** i legami che si formano tra atomi appartenenti a molecole differenti (**LEGAME DIPOLO-DIPOLO**, **LEGAME IDROGENO**, **LEGAME TRA MOLECOLE NON POLARI**) e hanno la caratteristica di essere **LEGAMI DEBOLI**

IL LEGAME COVALENTE

Il **LEGAME COVALENTE** si forma quando due atomi mettono in comune una o più coppie di elettroni di valenza, che si chiamano **COPPIE DI LEGAME**.

Tramite questa compartecipazione, o condivisione di elettroni, gli atomi raggiungono una configurazione elettronica esterna stabile. Le coppie di elettroni di valenza non condivise, quelle che non partecipano al legame, sono invece dette coppie solitarie o coppie libere

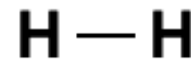
LEGAME COVALENTE SINGOLO

Se in comune c'è una sola coppia di elettroni. Ad esempio, l'idrogeno molecolare costituito da due atomi di idrogeno (H_2).

formula di Lewis



formula di struttura



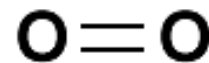
LEGAME COVALENTE DOPPIO

Se ci sono due coppie di elettroni in comune. Ad esempio, l'ossigeno molecolare costituito da due atomi di ossigeno (O_2)

formula di Lewis



formula di struttura



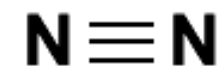
LEGAME COVALENTE TRIPLO

Se ci sono tre coppie di elettroni in comune. Ad esempio, l'azoto molecolare costituito da 2 atomi di azoto (N_2)

formula di Lewis



formula di struttura



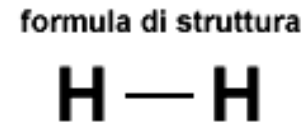
Esistono tre tipi di legame covalente PURO, POLARE e DATIVO

Il Legame Covalente PURO

Detto anche POLARE o OMOPOLARE, è un legame covalente che si forma tra due o più atomi dello stesso elemento chimico, con la stessa elettronegatività.

Questo tipo di legame produce una MOLECOLA NON POLARE, cioè una molecola in cui la nuvola elettronica si distribuisce equamente tra i nuclei. Infatti, si chiama "omopolare" poiché la polarità tra gli atomi è la stessa.

ESEMPIO: MOLECOLA DI IDROGENO



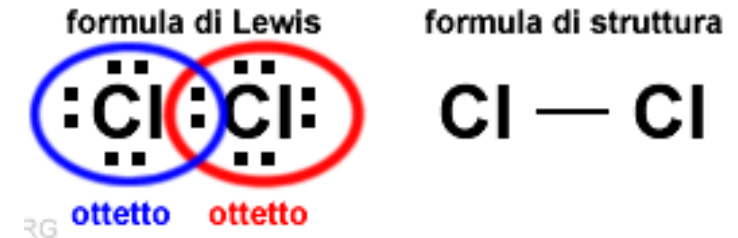
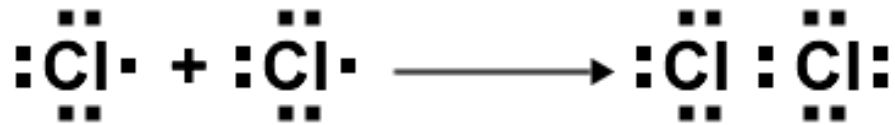
La molecola di idrogeno H_2 è l'esempio più semplice di legame covalente omopolare. Un atomo di idrogeno ha un solo elettrone di valenza nell'orbitale s. La sua configurazione elettronica è $1s^1$. Per raggiungere la stabilità deve raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile più vicino ossia l'elio ($1s^2$). Pertanto, l'atomo di idrogeno ha bisogno di un altro elettrone di valenza. Quando due atomi di idrogeno si avvicinano alla distanza di legame, ogni atomo mette in comune il proprio elettrone. Pertanto, grazie alla coppia di elettroni in comune entrambi gli atomi di idrogeno possono raggiungere la configurazione elettronica stabile dell'elio (duetto).

Esistono tre tipi di legame covalente PURO, POLARE e DATIVO

Il Legame Covalente PURO

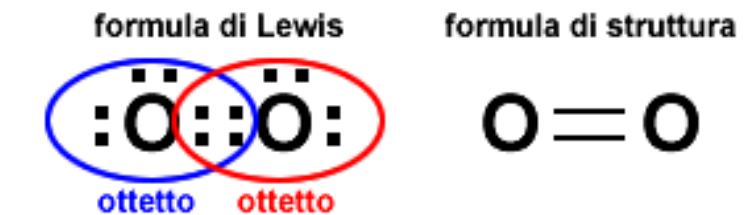
ESEMPIO: MOLECOLA DI CLORO

Una molecola di cloro Cl_2 è un altro esempio di legame covalente puro. Un atomo di cloro ha 7 elettroni di valenza ($3s^2 3p^5$) e nel sistema periodico il gas nobile più vicino è l'argon ($3s^2 3p^6$). Quindi l'atomo di cloro ha bisogno di un elettrone per raggiungere la stabilità dell'argon. Quando due atomi di cloro si avvicinano alla distanza di legame, ogni atomo di cloro mette in comune un elettrone. La condivisione della coppia di elettroni di valenza crea un legame covalente puro tra i due atomi, formando la molecola biatomica di cloro Cl_2 .



ESEMPIO: MOLECOLA OSSIGENO

Un atomo di ossigeno ha 6 elettroni di valenza ($2s^2 2p^4$) e nel sistema periodico il gas nobile più vicino è il neon ($2s^2 2p^6$). Quindi l'ossigeno ha bisogno di due elettroni di valenza. Quando due atomi di ossigeno si avvicinano alla distanza di legame, ogni atomo mette in comune due elettroni di valenza. Complessivamente ci sono quattro elettroni spaiati in comune tra i due atomi che formano due coppie di elettroni (coppie di legame). Le due coppie di elettroni formano un legame covalente doppio che permette a entrambi gli atomi di raggiungere la configurazione stabile del neon.



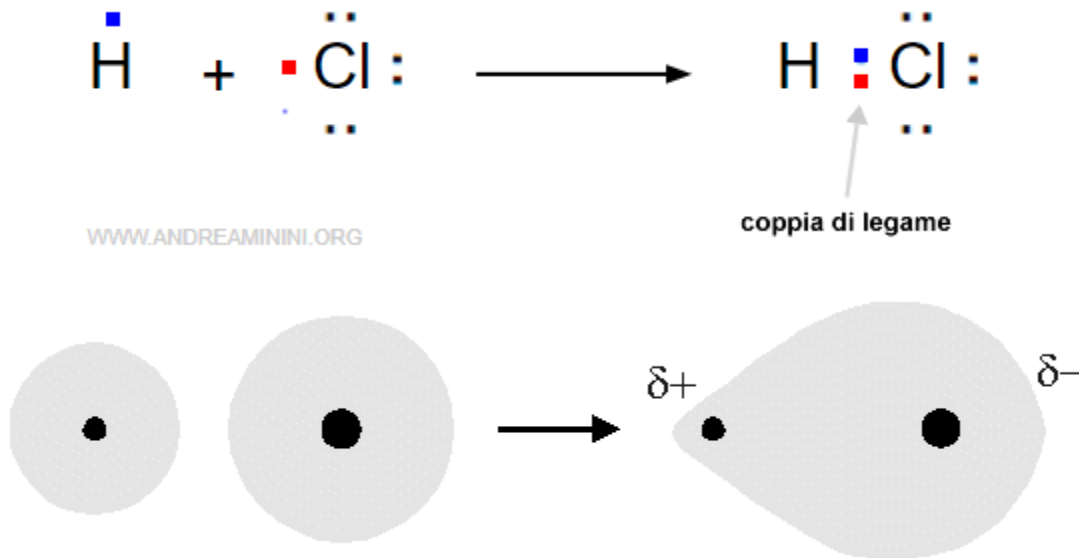
Esistono tre tipi di legame covalente PURO, POLARE e DATIVO

Il Legame Covalente POLARE

Si forma tra due o più atomi di elementi chimici diversi, aventi valori di elettronegatività diversi, la cui differenza tuttavia non superi valori di 1,9

Questo tipo di legame produce una MOLECOLA POLARE, caratterizzata da una nuvola elettronica spostata verso l'atomo più elettronegativo che attira maggiormente a sé gli elettroni. La molecola si comporta come un dipolo elettrico ossia un sistema contenente cariche opposte perché l'atomo più elettronegativo tende a caricarsi negativamente, mentre quello meno elettronegativo tende a caricarsi positivamente. Queste cariche sono chiamate PARZIALI e si indicano con i simboli (delta) $\delta+$ e $\delta-$

ESEMPIO: HCl (cloruro di idrogeno)

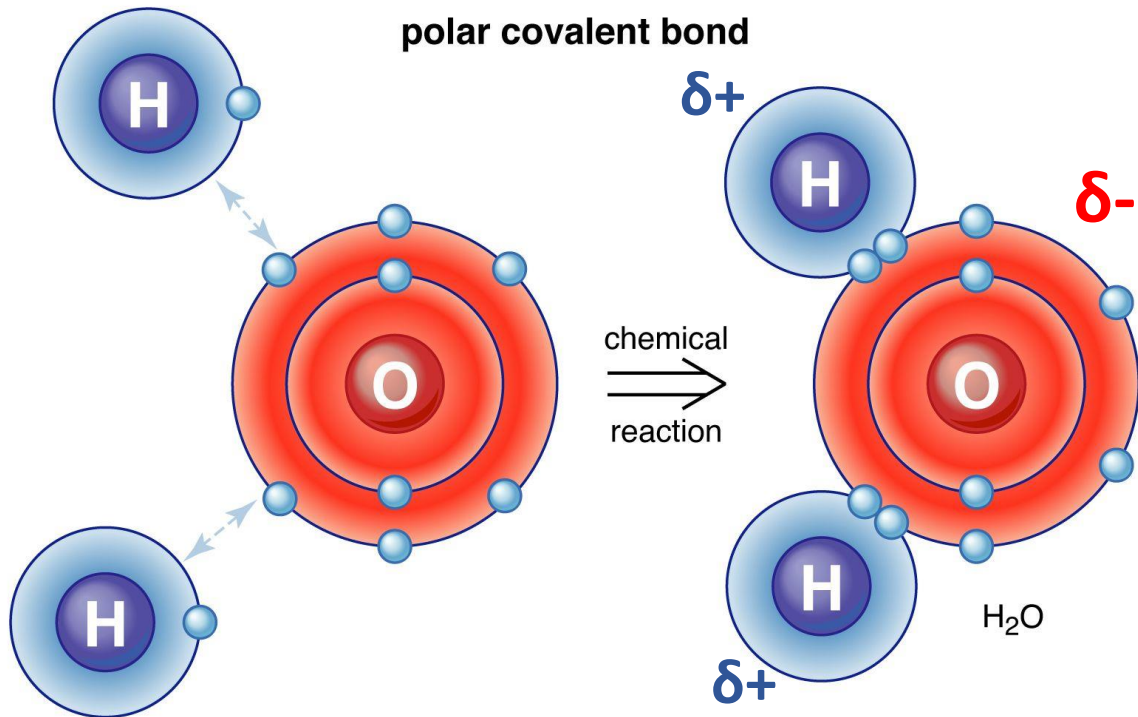


Il cloruro di idrogeno è una molecola biatomica composta da un atomo di idrogeno (H) e un atomo di cloro (Cl). La configurazione elettronica dell'idrogeno è $1s^1$. Ha un solo elettrone nel primo orbitale s. Quindi, all'idrogeno manca un elettrone per raggiungere la configurazione stabile dell'elio ($1s^2$). La configurazione elettronica superficiale del cloro (Cl) è $3s^2 3p^5$. Ha 7 elettroni di valenza nello strato più esterno. Quindi, al cloro manca un solo elettrone per raggiungere la configurazione stabile del gas nobile più vicino nel sistema periodico, ossia l'argon ($3s^2 3p^6$). Quando l'atomo di cloro e di idrogeno sono abbastanza vicini alla distanza di legame, ogni atomo mette in comune un elettrone. I due atomi aggiungono un livello di energia potenziale più basso, quindi sono più stabili.

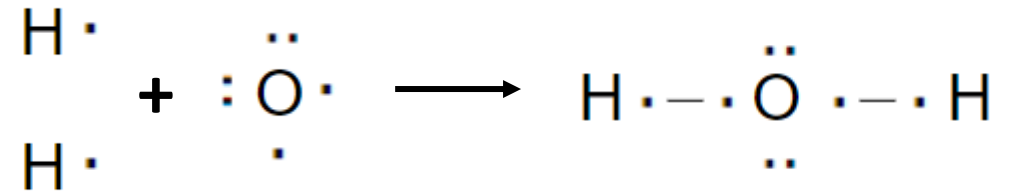
Esistono tre tipi di legame covalente PURO, POLARE e DATIVO

Il Legame Covalente POLARE

ESEMPIO: H₂O



© Encyclopædia Britannica, Inc.

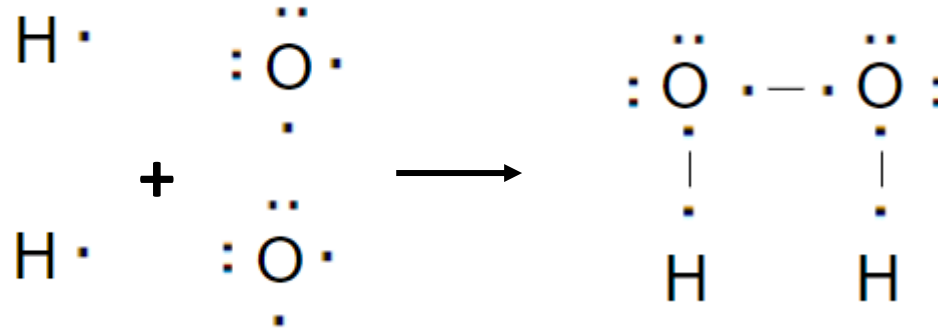


Una molecola d'acqua è composta da un atomo di ossigeno e due di idrogeno. All'idrogeno manca un elettrone di valenza per avere la configurazione elettronica dell'elio ($1s^2$). l'ossigeno ($2s^2 2p^4$) mancano due elettroni di valenza per raggiungere la configurazione elettronica del gas inerte più vicino, ossia il neon ($2s^2 2p^6$). Alla distanza di legame ogni atomo di idrogeno mette a disposizione un elettrone, mentre l'atomo di ossigeno ne mette a disposizione due. In tutto ci sono quattro elettroni in comune. Si formano così due coppie di legame covalente che formano la molecola d'acqua. L'ossigeno essendo più elettronegativo dell'idrogeno assumerà carica parzialmente negativa, al contrario l'idrogeno assumerà carica parziale positiva

Esistono tre tipi di legame covalente PURO, POLARE e DATIVO

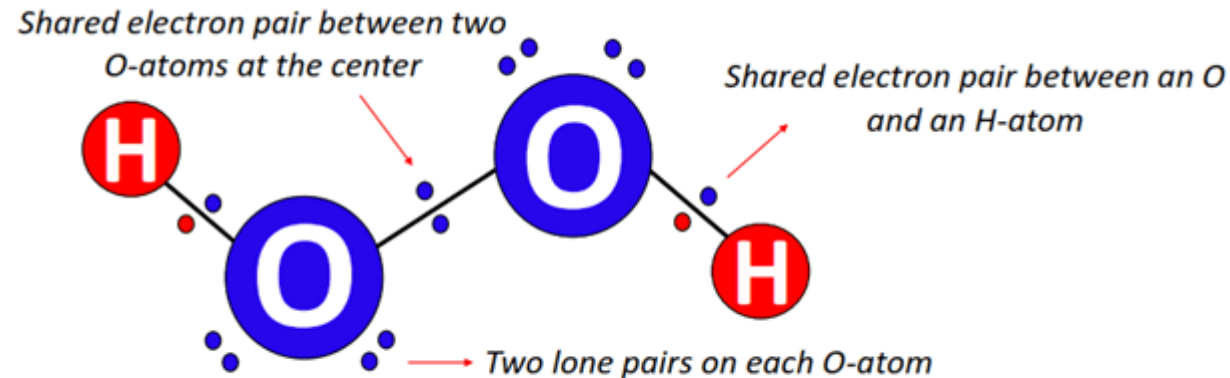
Il Legame Covalente POLARE

ESEMPIO: H_2O_2



Il perossido di idrogeno è una molecola H_2O_2 composta da due atomi di idrogeno e due atomi di ossigeno.

Ogni atomo di idrogeno condivide un elettrone, mentre ogni atomo di ossigeno condivide due elettroni. Complessivamente, gli atomi condividono sei elettroni che formano tre coppie di legame. Una coppia di legame è condivisa tra i due atomi di ossigeno. Le altre due coppie di legame legano ogni atomo di ossigeno a un atomo di idrogeno.



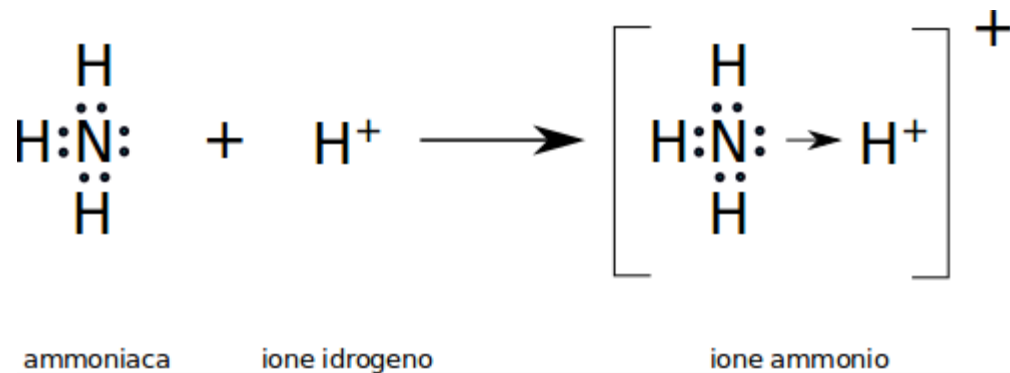
Esistono tre tipi di legame covalente PURO, POLARE e DATIVO

Il Legame Covalente DATIVO

Nel legame covalente dativo la coppia di elettroni in compartecipazione proviene da un solo atomo, il DONATORE, mentre il secondo atomo, l'ACCETTORE mette a disposizione un orbitale vuoto in cui gli elettroni possono muoversi

E' anche detto legame di coordinazione. Il legame dativo ha la stessa natura del legame covalente. Nelle formule chimiche è rappresentato con una freccia dall'atomo donatore a quello accettore.

ESEMPIO:



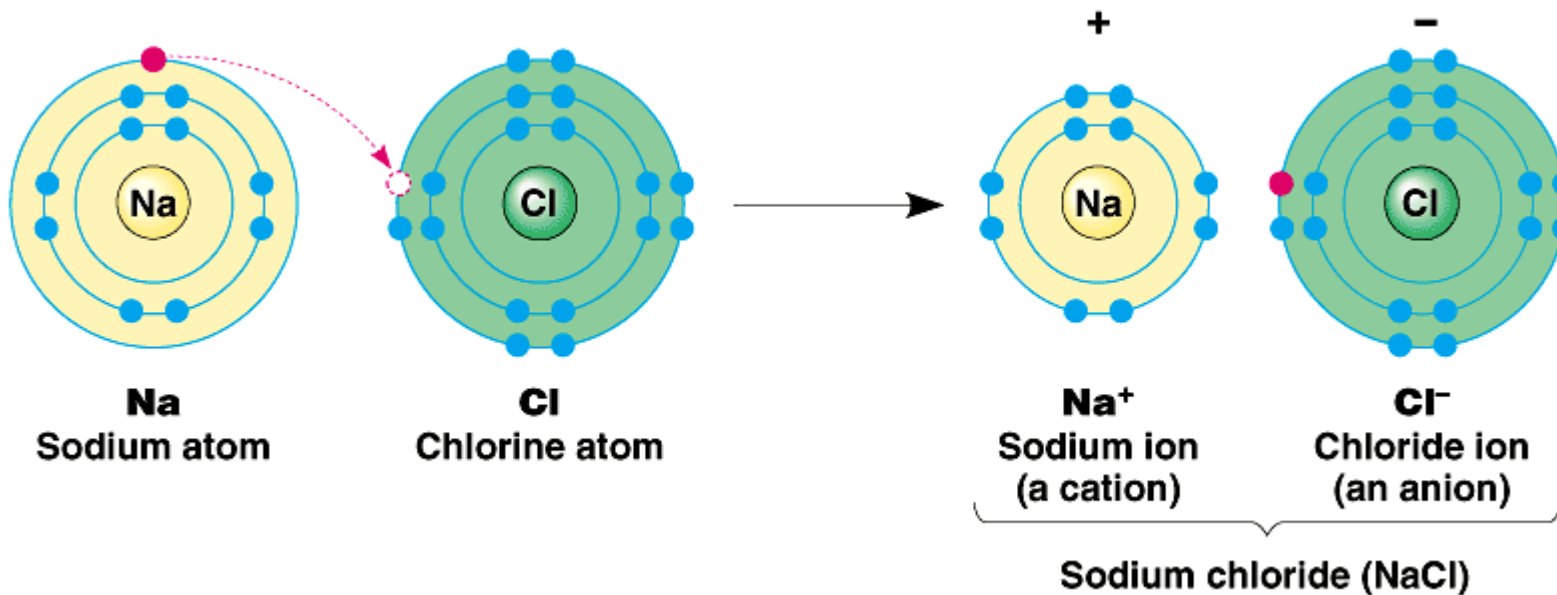
L'ammoniaca (NH_3), presenta un atomo di azoto N con una coppia di elettroni non impegnata in nessun legame, che può mettere in compartecipazione per formare un legame dativo con lo ione idrogeno H^+ , che ha l'orbitale esterno 1s vuoto. La carica positiva che originariamente apparteneva allo ione H^+ , si distribuisce su tutti gli atomi della molecola, che risulta globalmente positiva, per la mancanza di un elettrone. Otteniamo lo ione ammonio

IL LEGAME IONICO

Il LEGAME IONICO è un legame chimico in cui uno o più elettroni si trasferiscono permanentemente da un atomo all'altro

ESEMPIO:

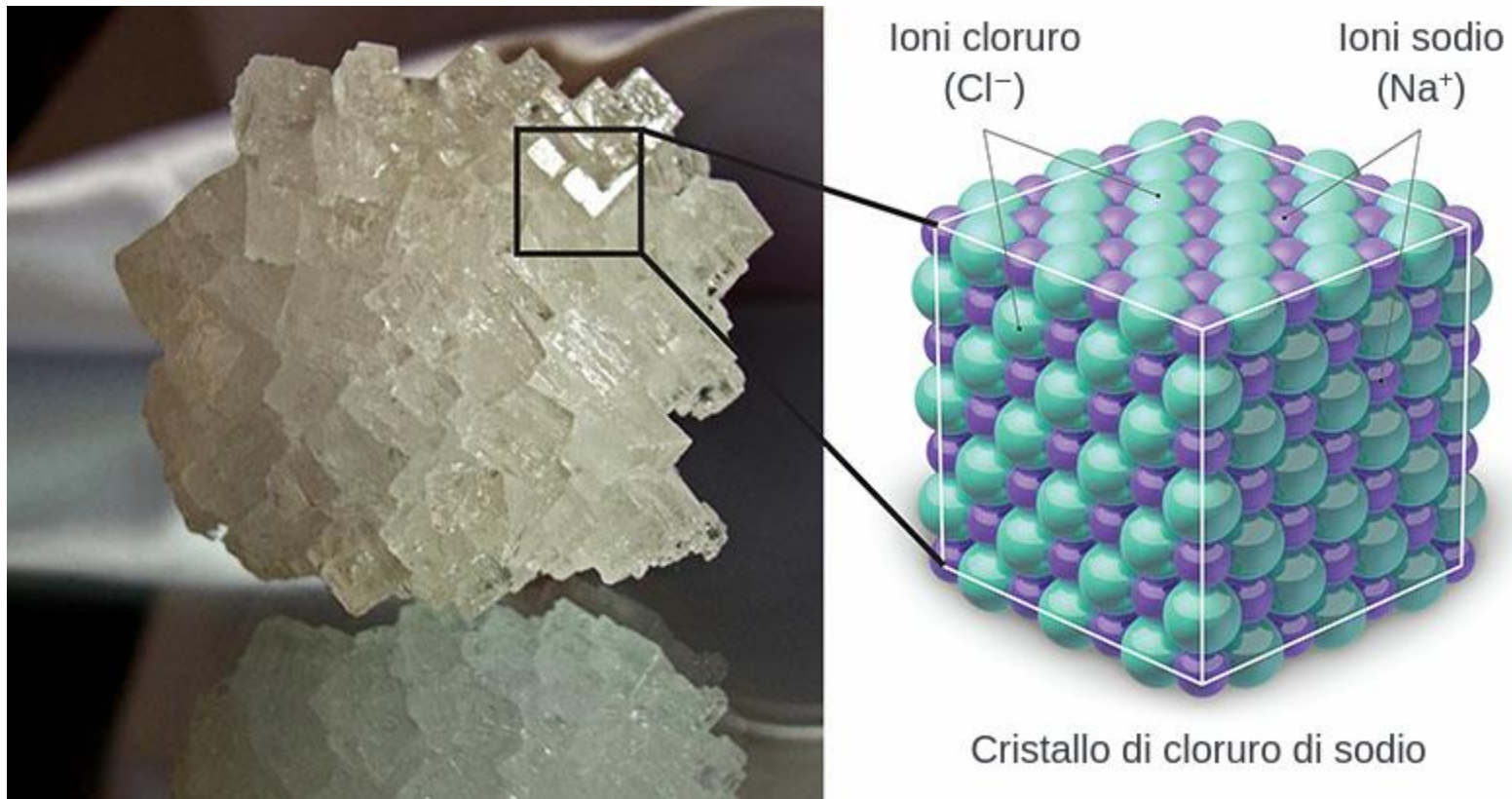
Il sodio (Na) possiede un unico elettrone nell'orbitale più esterno, il 3s. Dovrà necessariamente perdere quest'elettrone per assumere la configurazione del neon, il gas nobile che lo precede, e stabilizzarsi. Il cloro (Cl) ha sette elettroni nell'orbitale più esterno che lo portano ad acquisirne un altro per raggiungere la stabilità ed assumere, così, la configurazione elettronica dell'argon. Quando Na e Cl si incontrano, la differenza di elettronegatività tra loro è così forte che il sodio cede istantaneamente un elettrone al cloro. Entrambi gli atomi hanno un interesse comune in questo trasferimento: Na si libera dell'unico elettrone di valenza nel livello 3s e diviene stabile, Cl acquisisce l'unico elettrone che gli serviva per stabilizzarsi. Il prodotto di tale legame, indicato con Na^+Cl^- o semplicemente NaCl, è un agglomerato stabile in cui gli ioni che lo compongono si attraggono elettrostaticamente.



I composti ionici non possono essere rappresentati dalle strutture di Lewis perché il legame ha natura elettrostatica tra gli ioni di segno opposto e non si basa sulla condivisione degli elettroni. Per indicare un composto ionico è sufficiente scrivere gli elementi, indicando quali sono i cationi e gli anioni.

IL LEGAME IONICO: Reticolo Cristallino

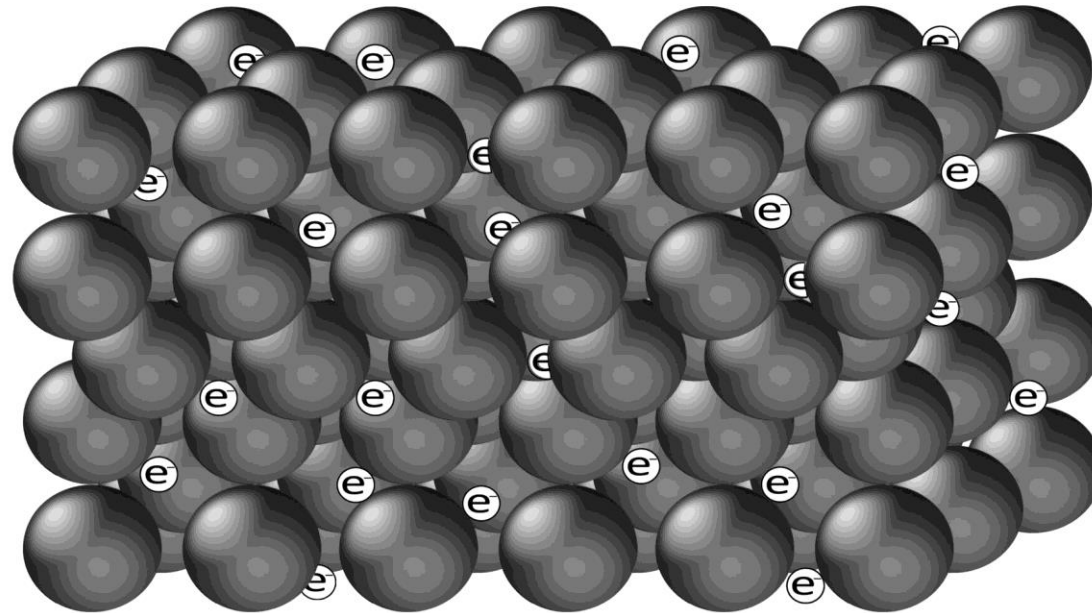
Quando due atomi si legano tra loro con un legame ionico, la vicinanza con gli altri ioni spinge gli atomi legati a disporsi in modo regolare formando un reticolo. Un reticolo cristallino è un aggregato di ioni positivi e negativi legati tra loro dalle forze elettrostatiche. Si forma nei composti ionici allo stato solido detti anche solidi ionici o cristalli ionici. Le forze attrattive e repulsive spingono gli atomi legati a disporsi in modo tale da eguagliare nello spazio le distanze con le cariche dello stesso segno e con quelle di pari carica.



IL LEGAME METALLICO

Gli atomi del metallo sono disposti in maniera ordinata nello spazio tridimensionale a formare un reticolo cristallino. Gli atomi metallici, a causa della loro bassa energia di ionizzazione, tendono a cedere facilmente gli elettroni di valenza e si trasformano tutti in ioni positivi: questi elettroni, liberi di muoversi in tutto il cristallo, creano uno schermo tra i nuclei che ne impedisce la reciproca repulsione. Si tratta di un legame completamente delocalizzato, data l'estrema mobilità delle nuvole elettroniche

Il LEGAME METALLICO è caratterizzato dalla presenza di ioni positivi immersi in un mare di elettroni liberi di muoversi in tutto il reticolo cristallino



I LEGAMI CHIMICI

Possono instaurarsi fra

ATOMI

Sono detti

INTERATOMICI

LEGAMI FORTI

Hanno la caratteristica di essere

COVALENTI

IONICI

METALLICI

PURO

POLARE

DATIVO

MOLECOLE

Sono detti

INTERMOLECOLARI

Hanno la caratteristica di essere

LEGAMI DEBOLI

**INTERAZIONI
DIPOLO-DIPOLO**

**LEGAMI A
IDROGENO**

**FORZE DI
LONDON**

Il legame chimico è l'interazione che tiene un atomo unito a un altro. Sono detti **LEGAMI INTERATOMICI** i legami che uniscono gli atomi all'interno delle molecole o dei reticoli cristallini (**LEGAME COVALENTE**, **LEGAME IONICO** , **LEGAME METALLICO**) ed hanno la caratteristica di essere **LEGAMI FORTI**; sono detti **LEGAMI INTERMOLECOLARI** i legami che si formano tra atomi appartenenti a molecole differenti (**LEGAME DIPOLO-DIPOLO**, **LEGAME IDROGENO**, **LEGAME TRA MOLECOLE NON POLARI**) e hanno la caratteristica di essere **LEGAMI DEBOLI**

I LEGAMI DEBOLI

Chiamati anche FORZE INTERMOLECOLARI i legami che si formano tra atomi appartenenti a molecole differenti

(LEGAME DIPOLO-DIPOLO, LEGAME IDROGENO, LEGAME TRA MOLECOLE NON POLARI) e hanno la caratteristica di essere LEGAMI DEBOLI

Le INTERAZIONI DIPOLO-DIPOLO

Le INTERAZIONI DIPOLO-DIPOLO sono attrazioni di tipo elettrico che si originano tra le parti dotate di un eccesso di carica positiva (+) e le parti dotate di un eccesso di carica negativa (-) di molecole polari contigue

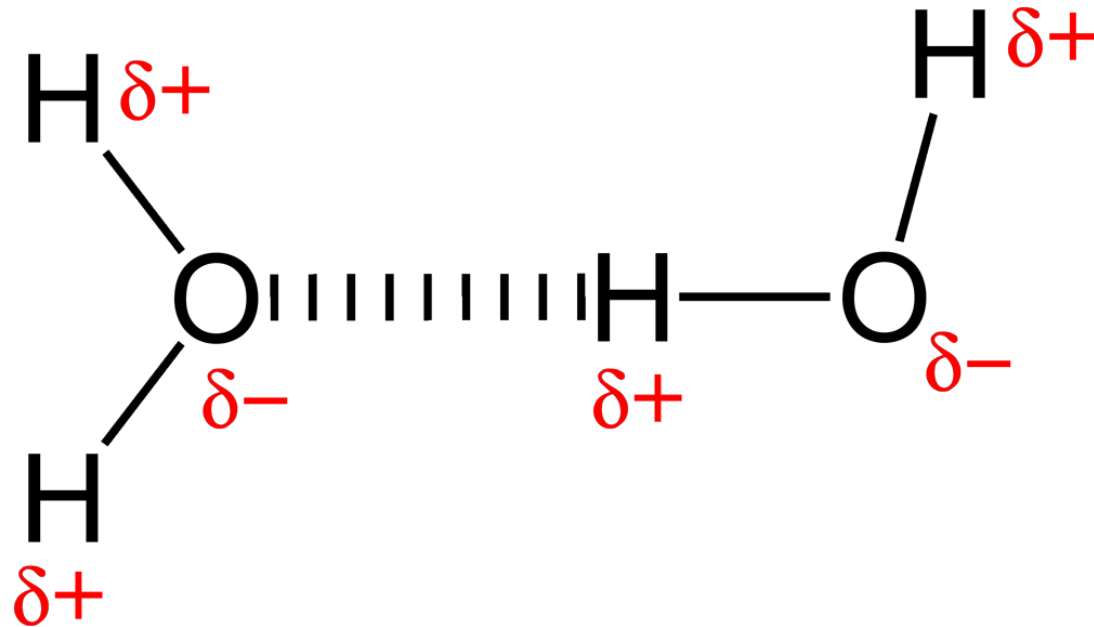
Una MOLECOLA POLARE ha un polo di carica positiva (δ^+) e l'altro di carica negativa (δ^-) che generano un campo elettrico intorno alla molecola. Le molecole polari che hanno momento dipolare complessivo diverso da zero, si dicono dipoli permanenti. Quando due molecole polari si trovano abbastanza vicine tra loro, l'attrazione elettrostatica le dispone in modo ordinato, orientando i poli opposti l'uno di fronte all'altro. I legami elettrostatici tra dipoli permanenti sono chiamati forze dipolo-dipolo



IL LEGAME A IDROGENO

Il LEGAME A IDROGENO è un legame chimico debole di natura elettrostatica che si stabilisce tra un atomo di idrogeno legato covalentemente con un atomo di piccole dimensioni fortemente elettronegativo (es. ossigeno, fluoro, azoto) e un altro atomo dello stesso tipo di una molecola vicina.

Il legame a idrogeno è circa 10 volte più debole di un legame covalente.



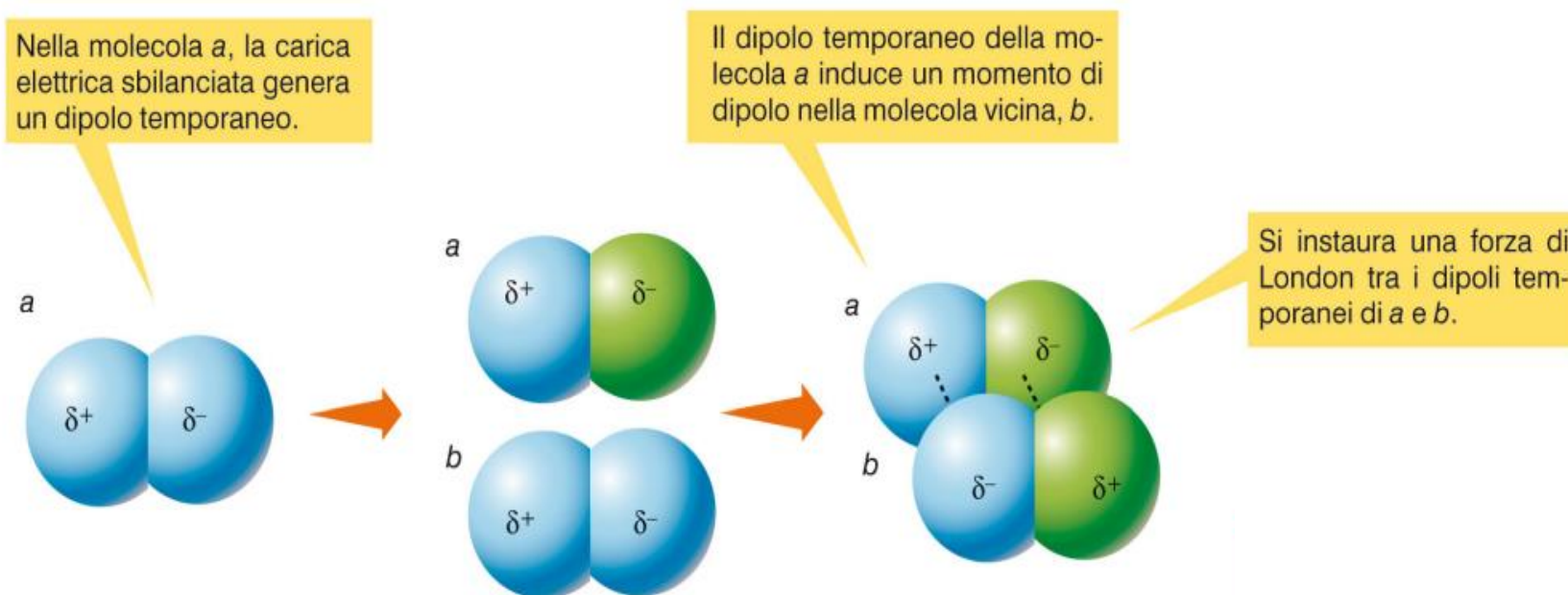
ESEMPIO

Le molecole d'acqua (H_2O) sono composte da un atomo di ossigeno (O) e due atomi di idrogeno (H). Un atomo di ossigeno è più elettronegativo di un atomo di idrogeno. Quindi, gli elettroni del legame covalente H-O orbitano più a lungo intorno all'atomo di ossigeno rispetto all'atomo di idrogeno. L'atomo di ossigeno acquisisce una temporanea polarità negativa ($\delta-$), mentre gli atomi di idrogeno una temporanea polarità positiva ($\delta+$). Pertanto, l'acqua è una molecola polare. Ha un polo negativo sull'atomo di ossigeno e un polo positivo sugli atomi di idrogeno. La carica positiva dell'atomo di idrogeno interagisce con gli atomi di ossigeno delle molecole vicine.

INTERAZIONI TRA MOLECOLE NON POLARI, O FORZE DI LONDON

Le INTERAZIONI TRA MOLECOLE NON POLARI si verificano quando una molecola apolare assume per un istante le caratteristiche di una molecola polare ovvero diventa un dipolo temporaneo

Ciò accade perché il moto degli elettroni è disordinato e casuale, e all'interno della molecola può crearsi un'asimmetria nella distribuzione della nuvola di carica negativa. Nella frazione infinitesima di tempo in cui si crea questo dipolo temporaneo, esso induce la polarizzazione di una molecola contigua (crea un dipolo indotto), poiché respinge o attrae gli elettroni di questa seconda molecola



IL NUMERO DI OSSIDAZIONE

Il NUMERO DI OSSIDAZIONE è la carica formale di un atomo in un composto

e si determina attribuendo gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo, come se tutti i legami fossero di tipo ionico

Il numero di ossidazione è un numero intero:

POSITIVO (+) se in un legame l'atomo cede elettroni

NEGATIVO (-) se in un legame l'atomo acquista elettroni

NULLO (0) se l'atomo non cede, né acquista elettroni

Se l'atomo cede elettroni, la sua carica positiva nucleare prevale su quella negativa degli elettroni. Quindi l'atomo assume carica formale positiva. Viceversa, se l'atomo acquista elettroni, l'atomo assume carica formale negativa. Infine, se l'atomo neutro non cede o acquista elettroni e la sua carica formale è nulla.

L'acquisto di elettroni (riduzione del n.o.) si chiama RIDUZIONE.

La cessione di elettroni (aumento del n.o.) si chiama OSSIDAZIONE.

La riduzione e l'ossidazione sono fenomeni speculari che avvengono nello stesso tempo ma in atomi diversi del legame. Il numero di elettroni acquisiti e ceduti è lo stesso. RICORDIAMO! Solo nei legami ionici avviene una reale cessione o acquisto di elettroni. Nel calcolo del numero di ossidazione considero i legami covalenti come se fossero legami ionici.

IL NUMERO DI OSSIDAZIONE: COME SI CALCOLA?

Alcuni elementi hanno un solo numero di ossidazione fisso (es. metalli alcalini e alcalino-terrosi) mentre altri hanno più numeri di ossidazione a seconda dei composti in cui è presente.

Applicando il **METODO DELLE REGOLE** posso calcolare rapidamente il numero di ossidazione degli atomi di un composto anche se non conosco la sua formula di struttura:

1



UN ATOMO ISOLATO DI QUALSIASI ELEMENTO CHIMICO HA SEMPRE IL NUMERO DI OSSIDAZIONE NULLO

L'atomo di idrogeno (H) e di ossigeno (O) quando NON fanno parte di un composto hanno n.o.=0. Lo stesso vale per tutti gli elementi chimici.

2



UNA MOLECOLA ALLO STATO ELEMENTARE, OSSIA CON TUTTI GLI ATOMI UGUALI, HA NUMERO DI OSSIDAZIONE NULLO

In una molecola di ossigeno O₂ il n.o. dell'ossigeno è zero (n.o.=0). Lo stesso accade in una molecola di ozono O₃ e in qualsiasi altra molecola composta da atomi dello stesso elemento chimico (es. H₂, F₂, N₂, ecc.).

3



IN UNA MOLECOLA NEUTRA LA SOMMA DEI NUMERI DI OSSIDAZIONE DEGLI ATOMI È NULLA.

La molecola di acqua H₂O è composta da due atomi di idrogeno e un atomo di ossigeno. Nei composti l'idrogeno ha numero di ossidazione +1 mentre l'ossigeno -2. Essendo una molecola neutra, priva di carica, la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi del composto è nulla. $2\text{H} + \text{O} = 2(+1) + (-2) = +2 - 2 = 0$

IL NUMERO DI OSSIDAZIONE: COME SI CALCOLA?

Applicando il METODO DELLE REGOLE posso calcolare rapidamente il numero di ossidazione degli atomi di un composto anche se non conosco la sua formula di struttura:

4



L'IDROGENO (H) HA NUMERO DI OSSIDAZIONE +1 SE È LEGATO AD ATOMI PIÙ ELETTRONEGATIVI, -1 SE È LEGATO

AD ATOMI MENO ELETTRONEGATIVI (ES. METALLI), NULLO SE È LEGATO CON ALTRI ATOMI DI IDROGENO.

Nell'acqua H_2O l'idrogeno ha n.o.=+1 mentre nell'idruro di sodio NaH ha n.o.=-1. La molecola di idrogeno H_2 ha, invece, n.o.=0.

5



L'OSSIGENO (O) HA NUMERO DI OSSIDAZIONE -2 IN TUTTI I SUOI COMPOSTI OSSIDI, TRANNE NEI

PEROSSIDI (ES. H_2O_2) DOVE HA -1 E NEI SUPEROSSIDI (ES. NaO_2) DOVE HA N.O.=-1/2.

Nell'acqua H_2O l'ossigeno n.o.=-2 mentre nell'acqua ossigenata H_2O_2 il numero di ossidazione è n.o.=-1. La molecola di ozono O_3 o di ossigeno O_2 hanno, invece, n.o.=0. Fa eccezione alla regola soltanto la molecola OF_2 dove l'ossigeno ha n.o.=+2 perché il fluoro è l'elemento più elettronegativo (3.98) della tavola periodica seguito dall'ossigeno (3.44).

6



IL FLUORO (F) HA SEMPRE UN NUMERO DI OSSIDAZIONE N.O.=-1 IN OGNI COMPOSTO PERCHÉ HA IL

VALORE DI ELETTRONEGATIVITÀ (3.98) PIÙ ALTO DEGLI ELEMENTI CHIMICI.

L'unica eccezione è la molecola di fluoro F_2 dove il numero di ossidazione è nullo (n.o.=0).

IL NUMERO DI OSSIDAZIONE: COME SI CALCOLA?

Applicando il METODO DELLE REGOLE posso calcolare rapidamente il numero di ossidazione degli atomi di un composto anche se non conosco la sua formula di struttura:

7



I METALLI ALCALINI (GRUPPO I) HANNO SEMPRE UN NUMERO DI OSSIDAZIONE PARI A +1 NEI COMPOSTI.

8



I METALLI ALCALINO TERROSI (GRUPPO II), LO ZINCO (ZN) E IL CADMIO (CD) HANNO SEMPRE UN NUMERO DI OSSIDAZIONE +2 NEI COMPOSTI.

gruppi

elettronegatività
(scala di Pauling)

periodi	gruppi										gruppi					He		
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A			
1	H 2,1																	
2	Li 1,0	Be 1,5										B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne	
3	Na 0,9	Mg 1,2										Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar	
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr 3,0
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe 2,6
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn 2,2
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1	Th 1,3	Pa 1,4	U 1,4												

↑ +1 (red arrow pointing to Group I A)
↑ +2 (blue arrow pointing to Groups II A, Zn, Cd)

↓ periodi

↑ gruppi

elementi rappresentativi (red text)
elementi di transizione (blue text)

IL NUMERO DI OSSIDAZIONE: COME SI CALCOLA?

Applicando il METODO DELLE REGOLE posso calcolare rapidamente il numero di ossidazione degli atomi di un composto anche se non conosco la sua formula di struttura:

9



UNO IONE SEMPLICE ISOLATO (MONOATOMICO) HA IL NUMERO DI OSSIDAZIONI PARI ALLA CARICA DELLO IONE.

Il numero di ossidazione dello ione negativo Cl^- è -1 come la sua carica.

10

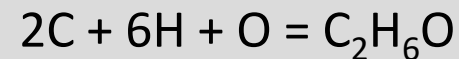


IN UNO IONE POLIATOMICO LA SOMMA DEI NUMERI DI OSSIDAZIONE COINCIDE CON LA CARICA DELLO IONE.

La somma dei n.o. dello ione poliatomico SO_4^{2-} è -2.

ESEMPIO:

La molecola di etanolo ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) è composta da due atomi di carbonio, sei atomi di idrogeno e un atomo di ossigeno. La molecola è neutra, quindi la somma dei numeri di ossidazione è nulla. Sapendo che il n.o. dell'idrogeno è +1 mentre quello dell'ossigeno è -2, assegno l'incognita x al numero di ossidazione del carbonio e scrivo l'equazione seguente. Ne risulta che il numero di ossidazione del carbonio nel composto $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ è -2.



$$2\text{C} + 6\text{H} + \text{O} = 0$$

$$2x + 6(+1) + (-2) = 0$$

$$2x + 4 = 0$$

$$2x = -4/2 = -2$$

IL NUMERO DI OSSIDAZIONE: COME SI CALCOLA?

Regola	Esempio
1. Gli atomi nelle sostanze elementari hanno sempre numero di ossidazione zero.	In Cl_2 il n.o. del cloro è zero. In S_8 lo zolfo ha n.o. zero.
2. Il numero di ossidazione dell'ossigeno è -2 , tranne nei perossidi, in cui vale -1 e quando è legato al fluoro, in cui è $+2$.	In Na_2O , H_2O , MgO , Al_2O_3 , l'ossigeno ha n.o. -2 . Nei perossidi di idrogeno e di sodio (per esempio, H_2O_2 e Na_2O_2) ha n.o. -1 . In F_2O , l'ossigeno ha n.o. $+2$.
3. Il numero di ossidazione dell'idrogeno è $+1$, fanno eccezione i casi in cui H è combinato con un metallo, nel qual caso ha n.o. -1 .	In H_2O , HCl , H_2SO_3 , HF , NH_3 , PH_3 , CH_4 , l'idrogeno ha n.o. $+1$. Negli idruri dei metalli, come LiH , CuH , l'idrogeno ha n.o. -1 (notiamo che H è posto a destra nella formula).
4. Gli ioni monoatomici hanno numero di ossidazione coincidente con la carica elettrica.	Il ferro in Fe^{3+} ha n.o. $+3$. Il sodio in NaCl (Na^+Cl^-) ha n.o. $+1$. Il magnesio in MgO ($\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$) ha n.o. $+2$.
5. In uno ione poliatomico la somma dei numeri di ossidazione deve equivalere alla carica dello ione.	In OH^- l'ossigeno ha n.o. -2 e l'idrogeno ha n.o. $+1$. La somma dà -1 . In SO_4^{2-} i 4 atomi di ossigeno danno -8 . Perché avanzi -2 allo ione, lo zolfo deve avere n.o. $+6$. In $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ i 7 atomi di ossigeno danno -14 ; perché restino due cariche negative i due atomi di cromo devono avere $+12$, quindi $+6$ ciascuno.
6. In una molecola o in un composto ionico la somma dei numeri di ossidazione deve essere zero.	In H_2O ogni idrogeno ha n.o. $+1$ e l'ossigeno ha n.o. -2 , quindi $+1 + 1 - 2 = 0$. In PbO_2 i due atomi di ossigeno (con n.o. -2) danno -4 ; perché il totale sia zero, il piombo deve avere n.o. $+4$.
7. In un legame covalente gli elettroni condivisi sono formalmente attribuiti all'atomo più elettronegativo.	In PCl_3 il fosforo forma tre legami con il più elettronegativo cloro. Quindi il fosforo ha n.o. $+3$ e il cloro ha n.o. -1 .

GEOMETRIA MOLECOLARE: Teoria VSEPR

Le proprietà chimiche di una molecola dipendono dalla geometria, ovvero dalla *disposizione spaziale* degli atomi.

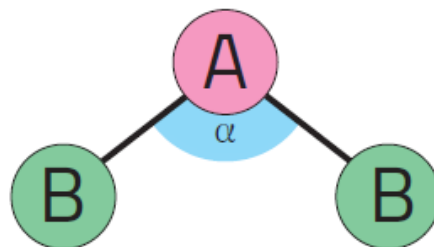
La disposizione dipende dal numero di atomi e dalla **lunghezza** e dall'**angolo** che i legami formano tra loro.

La **lunghezza di legame**, in pm (picometri), è la distanza tra i nuclei di due atomi uniti da un legame covalente.

Aumenta all'aumentare del raggio (**A**) e diminuisce all'aumentare del numero di legami (**B**):



L'**angolo di legame**, misurato in gradi, è l'angolo formato dagli assi di due legami chimici che partono dallo stesso atomo



GEOMETRIA MOLECOLARE: Teoria VSEPR

La teoria VSEPR (Valence Shell Electron-Pair Repulsion) permette di conoscere la disposizione geometrica degli atomi di una molecola nello spazio. La sigla sta a significare “teoria della repulsione delle coppie di elettroni nel guscio di valenza”, dal momento che si basa sul fatto che le coppie di elettroni esterni tendano a respingersi reciprocamente, data la loro uguale carica.

Secondo la teoria **VSEPR**, l'angolo di legame dipende dal **numero** di coppie elettroniche, sia impegnate nel legame sia libere, che circondano l'atomo centrale:

le **coppie elettroniche**, avendo carica negativa, si dispongono e si orientano in modo da risultare il più lontano possibile l'una dall'altra.

La teoria VSEPR ci permette di determinare la geometria della gran parte delle molecole in base al numero delle **COPPIE ELETTRONICHE** intorno all'**ATOMO CENTRALE**:

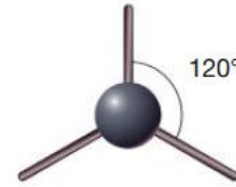
2 coppie → geometria **lineare**



lineare

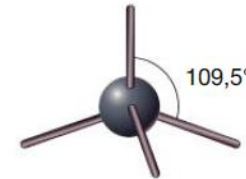
GEOMETRIA MOLECOLARE: Teoria VSEPR

3 coppie → geometria **triangolare planare**



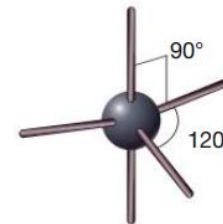
triangolare planare

4 coppie → geometria **tetraedrica**



tetraedrica

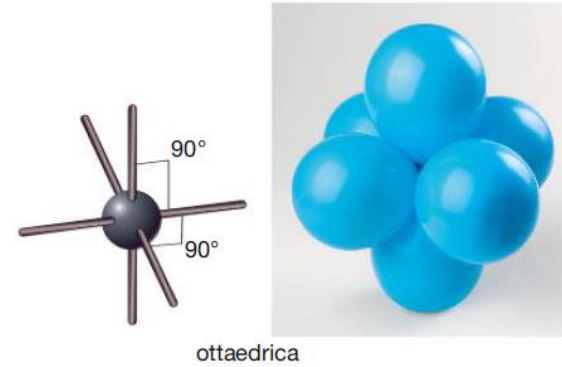
5 coppie → geometria **trigonale bipyramidale**

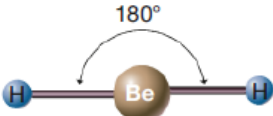
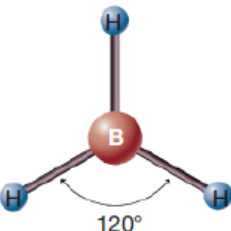
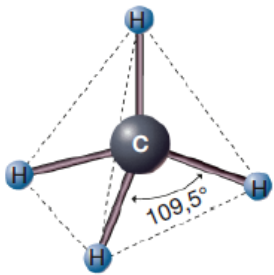


trigonale bipyramidale

GEOMETRIA MOLECOLARE: Teoria VSEPR

6 coppie → geometria ottaedrica



Molecola	Struttura di Lewis	Forma	Struttura geometrica	Angolo di legame	Modello
BeH ₂	H : Be : H	lineare	H — Be — H	180°	
BH ₃	<pre>H : B : H : H</pre>	triangolare planare	<pre> H B / \ H H</pre>	120°	
CH ₄	<pre> H : H : C : H : H</pre>	tetraedrica	<pre> H C / \ H H</pre>	109,5°	

La forma di alcune molecole in cui l'atomo centrale ha tutti gli elettroni di valenza impegnati in legami.

GEOMETRIA MOLECOLARE: Teoria VSEPR

La cosa però cambia quando attorno all'atomo centrale sono presenti anche coppie elettroniche libere, ovvero non condivise, le cosiddette **COPPIE SOLITARIE**. Queste sono soggette solo all'attrazione del nucleo centrale, non sono condivise con nessun altro atomo, pertanto, risulteranno più vicine all'atomo centrale.

Pertanto, la repulsione che provocheranno sulle altre coppie di legame sarà maggiore, e quest'ultime dovranno necessariamente avvicinarsi tra loro, riducendo l'angolo di legame.

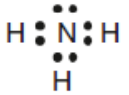
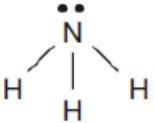
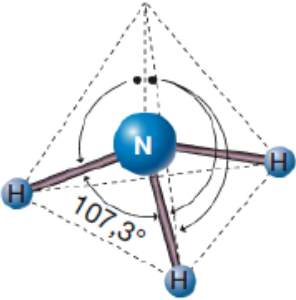

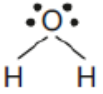
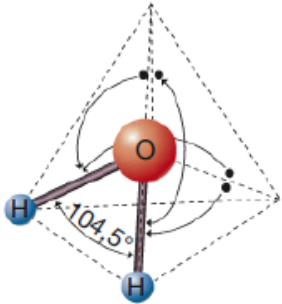
Quindi, la repulsione tra una coppia di elettroni libera e una condivisa è maggiore della repulsione tra due coppie condivise, ma a sua volta questa è minore della repulsione tra due coppie elettroniche libere.

GEOMETRIA MOLECOLARE: Teoria VSEPR

Le molecole con coppie di elettroni liberi sull'atomo centrale, quindi, hanno angoli di legame diversi dalle molecole in cui l'atomo centrale è circondato esclusivamente da doppietti elettronici di legame.

La forma di alcune molecole con coppie di elettroni liberi sull'atomo centrale.

Se la molecola presenta un solo doppietto libero, la forma sarà piramidale triangolare, con angoli di legame di $107,3^\circ$; se le coppie elettroniche libere sono due, sarà piegata con angoli di $104,5^\circ$. Quando si parla della forma della molecola, nel caso di legami covalenti multipli, quindi doppi o tripli, essi valgono quanto un legame singolo

Molecola	Struttura di Lewis	Forma	Struttura geometrica	Angolo di legame	Modello
NH ₃		piramidale triangolare		$107,3^\circ$	
H ₂ O		piegata		$104,5^\circ$	

GEOMETRIA MOLECOLARE: Teoria VSEPR

Molecola	Struttura di Lewis	Numero coppie elettroniche	Geometria	Angolo di legame	Modello
HCN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	2	lineare	180°	
BF_3	$\begin{array}{c} \text{F}-\text{B}-\text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$	3	planare triangolare	120°	
CF_4	$\begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{F}-\text{C}-\text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$	4	tetraedrica	$109,5^\circ$	
PCl_3	$\begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{F}-\text{P}-\text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$	4	piramidale triangolare	107°	
H_2S	$\begin{array}{c} \text{S}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4	angolare	$104,5^\circ$	

COMPOSTI CHIMICI

Due o più atomi, legati tra loro attraverso un legame chimico, producono i **composti chimici** ognuno identificato da una formula

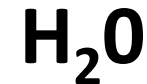
FORMULE CHIMICHE

Una formula chimica è una rappresentazione sintetica che descrive “quali” atomi (formula minima), e “quanti” atomi (formula molecolare) vanno a comporre una molecola (o una unità minima) di una sostanza. nonché la loro disposizione nello spazio (formula di struttura).

FORMULA MINIMA

La formula minima indica il rapporto di combinazione atomica. E' detta minima (o empirica) perché riporta il rapporto tra atomi diversi e non il reale numero degli atomi. Nella formula minima il rapporto tra gli atomi degli elementi chimici diversi deve essere composto da coefficienti interi e minimi.

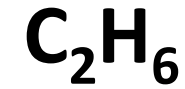
La formula minima dell'acqua è H_2O perché in una molecola di acqua per ogni atomo di ossigeno ci sono due atomi di idrogeno. Non è corretto scrivere H_4O_2 , né $HO_{0.5}$ come formula minima. E' invece corretto scrivere H_2O .



FORMULA MOLECOLARE

La formula molecolare indica il reale numero di atomi dei diversi elementi chimici presenti in una molecola. La formula molecolare può essere coincidente oppure multipla della formula minima per un numero intero.

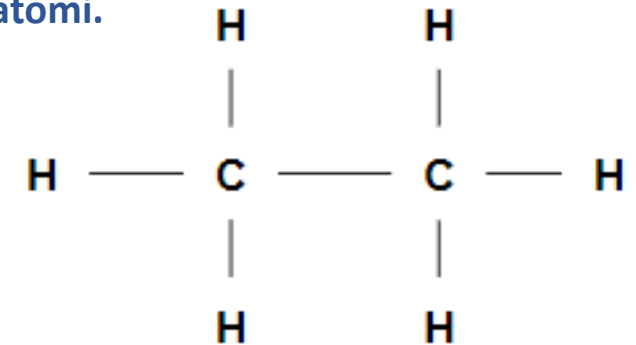
La formula molecolare dell'etano è C_2H_6 perché una molecola di etano è composta da due atomi di carbonio e sei atomi di idrogeno. In questo caso la formula molecolare (C_2H_6) è multipla della formula minima (CH_3) per un fattore pari a due.



FORMULA STRUTTURA

La formula di struttura rappresenta quali e quanti atomi sono presenti in una molecola e come sono legati tra loro. In pratica, indica anche i legami tra gli atomi, ossia la posizione di ogni atomo nella struttura della molecola. I legami sono rappresentati da linee che collegano i simboli degli atomi.

La formula di struttura dell'etano si presenta in questo modo. Oltre alla quantità e qualità degli atomi, sono presenti anche i legami tra gli atomi della molecola di etano.



LA NOMENCLATURA

Una nomenclatura in chimica definisce i nomi dei composti chimici

Esistono due nomenclature in chimica:

LA NOMENCLATURA TRADIZIONALE

E' composta dai nomi assegnati ai composti chimici dal XIX secolo in poi. La scelta del nome era decisa dallo scienziato che identificava il composto o dalla prassi. I nomi erano scelti considerando la funzione svolta dai composti. Nel corso del tempo furono adottate alcune regole condivise.

Ad esempio, la distinzione tra metalli e non metalli.

Tuttavia, spesso era difficile capirsi. In particolar modo tra chimici di nazioni diverse.

LA NOMENCLATURA RAZIONALE (IUPAC)

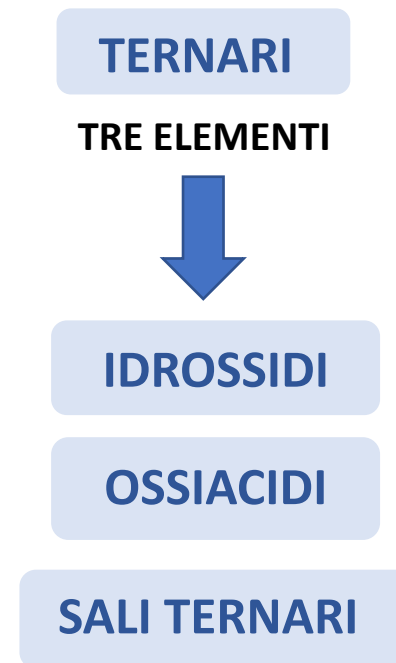
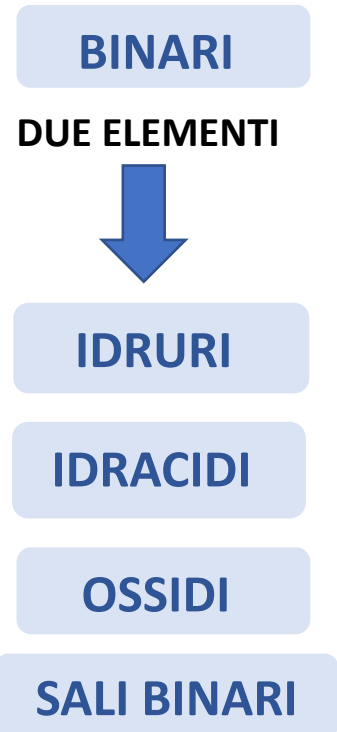
E' stata definita nel 1971 dallo IUPAC, l'organismo internazionale che ha codificato i nomi dei composti chimici in base a regole standard adottate in tutto il mondo. La nomenclatura IUPAC permette di risalire più facilmente dal nome del composto alla formula. I nomi sono definiti in base alla composizione atomica del composto. La nomenclatura razionale distingue i composti in binari e ternari, in base al numero di elementi chimici presenti nel composto.

LA NOMENCLATURA RAZIONALE: IUPAC

La nomenclatura razionale (o IUPAC) definisce i nomi dei composti chimici secondo un sistema standard e universale.

Indica la relazione fra il nome della sostanza e la sua formula chimica

La nomenclatura IUPAC si basa principalmente sulla composizione atomica dei composti. Suddivide i composti chimici in base al numero degli elementi chimici presenti:

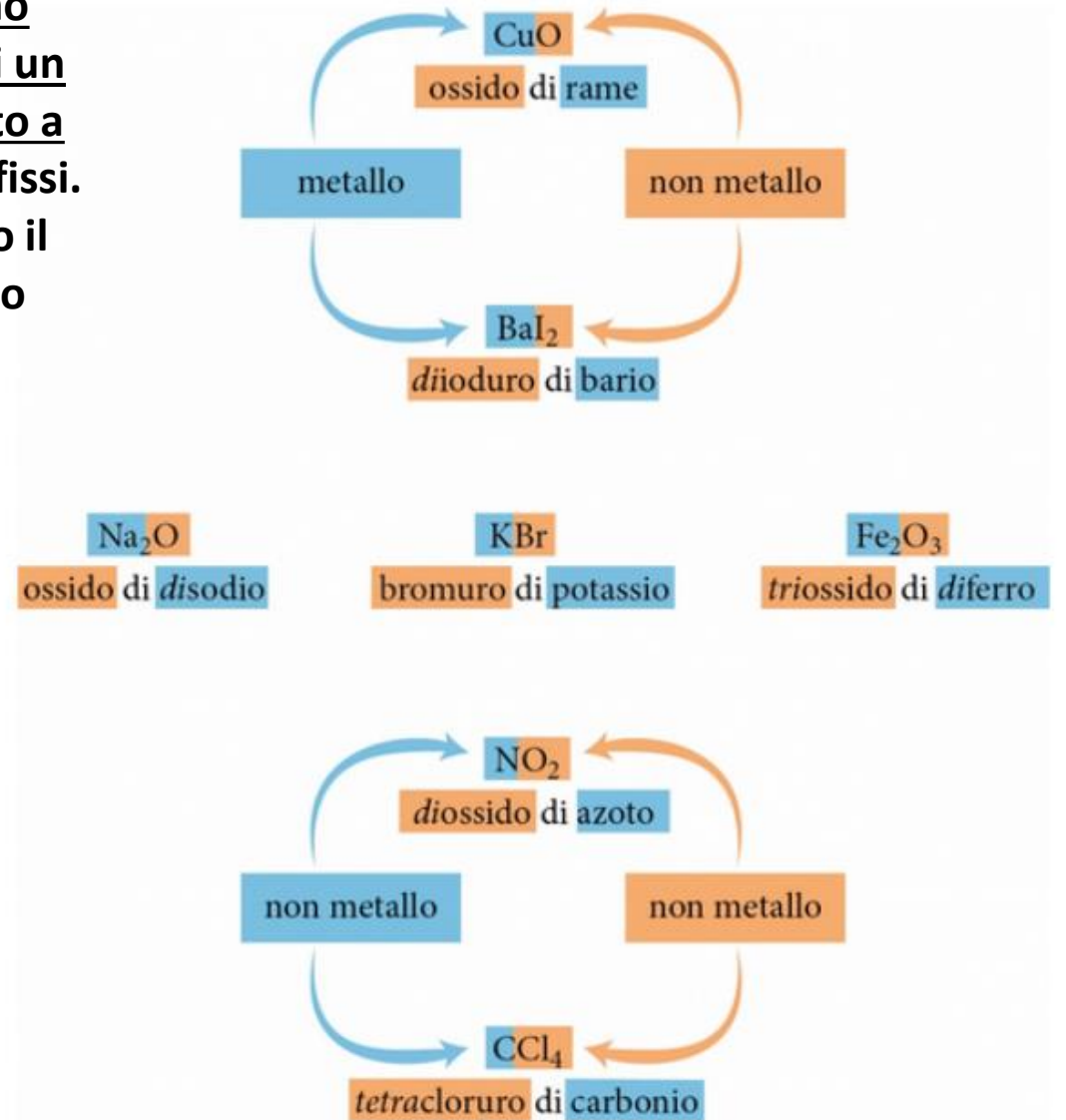


I COMPOSTI BINARI

I composti binari sono formati da due elementi chimici.

Convenzionalmente si scrivono ponendo per primo l'elemento meno elettronegativo, seguito dall'elemento più elettronegativo. Il nome di un composto binario si costruisce a partire da quello dell'elemento scritto a destra. Gli indici delle formule vengono identificati attraverso dei prefissi. (Gli indici numerici sono i numeri in posizione di pedice che seguono il simbolo dell'elemento, indicano quanti atomi di ogni elemento sono presenti nella molecola.)

Prefisso	Indice
mono...	1
di...	2
tri...	3
tetra...	4
penta...	5
esa...	6
epta...	7
otta...	8
nona...	9
deca...	10



I COMPOSTI BINARI

IDRURI Gli idruri sono composti binari formati dall'idrogeno e da un elemento chimico.

XH

Esistono due tipi di idruri:

IDRURI METALLICI

Sono composti ionici formati dall'idrogeno e da un metallo fortemente elettropositivo (I e II gruppo).
L'idrogeno ha numero di ossidazione -1.

IDRURI NON METALLICI

Sono composti covalenti formati dall'idrogeno e da un semimetallo e non metallo (IV, V, VI gruppo).
L'idrogeno ha numero di ossidazione +1.

NOMENCLATURA: IDRURO DI... (NOME ELEMENTO X)

La denominazione «idruro di» seguita dal nome dell'elemento X, nella nomenclatura IUPAC si utilizzano anche opportuni prefissi che precedono il termine «idruro» che fanno riferimento al numero di atomi di idrogeno

Elemento	Numero di ossidazione	Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
Na	+1	NaH	idruro di sodio	idruro di sodio
Ca	+2	CaH ₂	idruro di calcio	diidruro di calcio
Al	+3	AlH ₃	idruro di alluminio	triidruro di alluminio
N*	-3	NH ₃	idruro di azoto (ammoniaca)	triidruro di azoto
As	+3	AsH ₃	idruro di arsenico (arsina)	triidruro di arsenico

I COMPOSTI BINARI

IDRURI

Alcuni idruri vengono anche indicati con nomi d'uso comune come il metano (CH_4) E l'ammoniaca (NH_3)

IDRACIDI

HX

Gli idracidi sono i composti che l'idrogeno, sempre con numero di ossidazione +1, forma con gli elementi del VI e VII gruppo. L'idrogeno essendo il meno elettronegativo dei due elementi va scritto per primo.

NOMENCLATURA IUPAC:

(NOME ELEMENTO X)-URO DI IDROGENO

Utilizzo del suffisso **-URO** per l'elemento del VI e VII gruppo, seguito dal termine «di idrogeno»

NOMENCLATURA TRADIZIONALE:

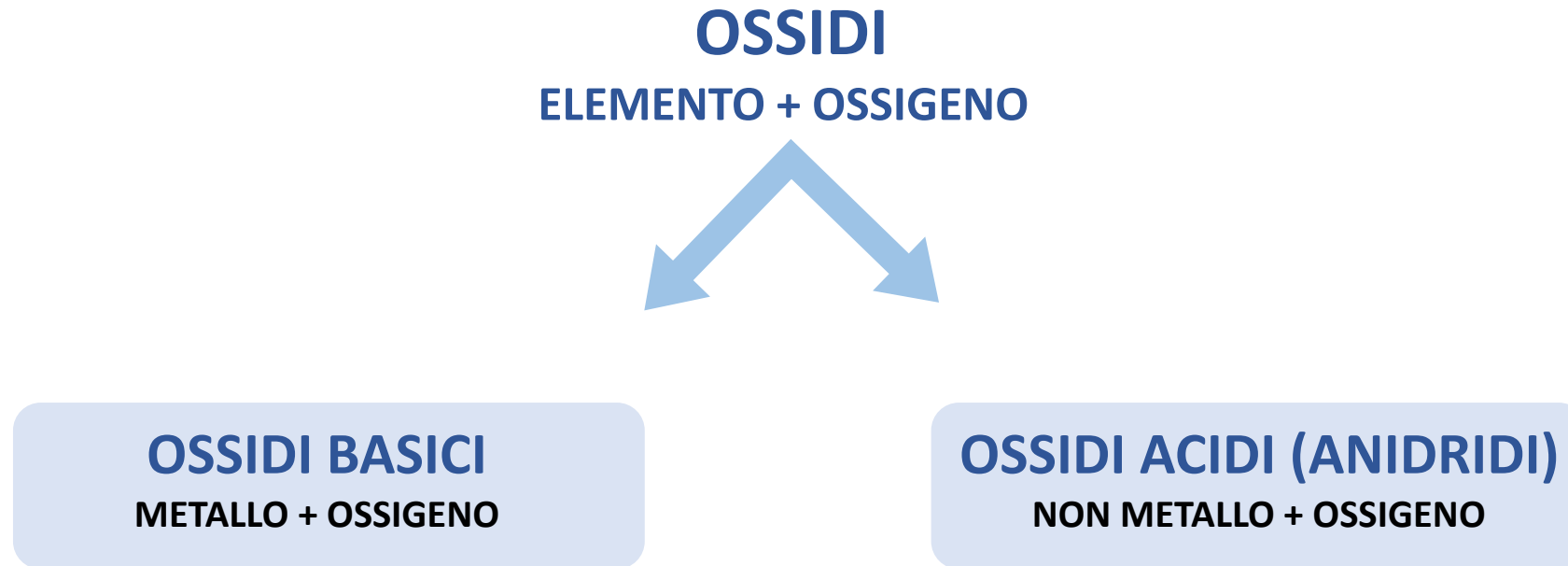
Gli idracidi sono denominati **ACIDI** seguiti dalla radice dell'elemento con il suffisso **-IDRICO**.

Elemento	Numero di ossidazione	Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
F	-1	HF	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno
Cl	-1	HCl	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
Br	-1	HBr	acido bromidrico	bromuro di idrogeno
I	-1	HI	acido iodidrico	ioduro di idrogeno
S	-2	H ₂ S	acido solfidrico	solfo di diidrogeno
Se	-2	H ₂ Se	acido selenidrico	selenio di diidrogeno
Te	-2	H ₂ Te	acido telluridrico	tellurio di diidrogeno

I COMPOSTI BINARI

OSSIDI Gli ossidi sono composti binari formati dall'ossigeno (O) e un altro elemento chimico.

Negli ossidi l'ossigeno ha n.o. pari a -2 e si trova a destra della formula chimica, perché l'ossigeno è il secondo elemento più elettronegativo dopo il fluoro. Si distinguono in **OSSIDI BASICI** e **OSSIDI ACIDI** a seconda se l'altro elemento è un metallo o un non metallo.



I COMPOSTI BINARI

OSSIDI Gli ossidi sono composti binari formati dall'ossigeno (O) e un altro elemento chimico.

XO

OSSIDI BASICI

Gli ossidi basici sono composti tra l'ossigeno e un metallo. Sono detti basici perché si comportano da base quando reagiscono con l'acqua. In genere sono solidi ionici, perché la differenza di elettronegatività tra gli elementi è molto marcata e forma un legame ionico.

NOMENCLATURA IUPAC: OSSIDO DI... (NOME METALLO X)

Nella formula chimica si scrive prima il metallo e poi l'ossigeno. Si utilizzano anche opportuni prefissi che precedono sia il termine «ossido» sia il nome del metallo, e corrispondono ai numeri presenti nelle formule

NOMENCLATURA TRADIZIONALE:

Se il metallo ha un solo n.o il composto si chiamerà «ossido di» seguito dal nome del metallo. Se il metallo presenta due n.o. forma con l'ossigeno due ossidi diversi. Nell'ossido a numero di ossidazione maggiore il metallo prende il suffisso -ICO, in quello a numero di ossidazione minore prende il suffisso -OSO

Negli ossidi l'ossigeno ha n.o. pari a -2

Elemento	Numero di ossidazione	Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
Na	+1	Na ₂ O	ossido di sodio	ossido di disodio
Ca	+2	CaO	ossido di calcio	ossido di calcio
Al	+3	Al ₂ O ₃	ossido di alluminio	triossido di dialluminio
Cu	+1	Cu ₂ O	ossido rameoso	ossido di dirame
	+2	CuO	ossido rameico	ossido di rame
Pb	+2	PbO	ossido piomboso	ossido di piombo
	+4	PbO ₂	ossido piombico	diossido di piombo

I COMPOSTI BINARI

OSSIDI Gli ossidi sono composti binari formati dall'ossigeno (O) e un altro elemento chimico.

XO

OSSIDI ACIDI o ANIDRIDI

sono composti tra l'ossigeno e un non metallo. Sono detti acidi perché si comportano da acido quando reagiscono con l'acqua.

NOMENCLATURA IUPAC: OSSIDO DI... (NOME NON METALLO X)

Nella formula chimica si scrive prima il metallo e poi l'ossigeno. Si utilizzano anche opportuni prefissi che precedono sia il termine «ossido» sia il nome del non metallo, e corrispondono ai numeri presenti nelle formule

NOMENCLATURA TRADIZIONALE:

Se un elemento forma una sola **anidride** con l'ossigeno viene aggiunto il suffisso -ica al non metallo. Se forma più anidridi sono aggiunti i prefissi ipo-, per- e i suffissi -ica e -osa in base al numero

anidride ipo-[non metallo]-osa **MINORE N.O.**

anidride [non metallo]-osa

anidride [non metallo]-ica

anidride per-[non metallo]-ica **MAGGIORE N.O.**

Elemento	Numero di ossidazione	Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
B	+3	B ₂ O ₃	anidride borica	triossido di diboro
C	+4	CO ₂	anidride carbonica	diossido di carbonio
N	+3	N ₂ O ₃	anidride nitrosa	triossido di diazoto
	+5	N ₂ O ₅	anidride nitrica	pentaossido di diazoto
S	+4	SO ₂	anidride solforosa	diossido di zolfo
	+6	SO ₃	anidride solforica	triossido di zolfo
Cl	+1	Cl ₂ O	anidride ipoclorosa	ossido di dicloro
	+3	Cl ₂ O ₃	anidride clorosa	triossido di dicloro
	+5	Cl ₂ O ₅	anidride clorica	pentaossido di dicloro
	+7	Cl ₂ O ₇	anidride perclorica	eptaossido di dicloro

I COMPOSTI BINARI

OSSIDI Gli ossidi sono composti binari formati dall'ossigeno (O) e un altro elemento chimico.

PEROSSIDI

Un perossido è un composto binario nel quale l'ossigeno, con numero di ossidazione -1, è legato a un elemento con numero di ossidazione +1 o +2.

Il numero di ossidazione -1 dell'ossigeno è dovuto al fatto che due suoi atomi sono legati insieme da un legame covalente puro -O-O-, per cui a ciascuno di essi è sufficiente un solo altro elettrone per raggiungere l'ottetto esterno, cosa che si realizza quando essi si legano con l'altro elemento

Nei perossidi l'ossigeno ha n.o. pari a -1

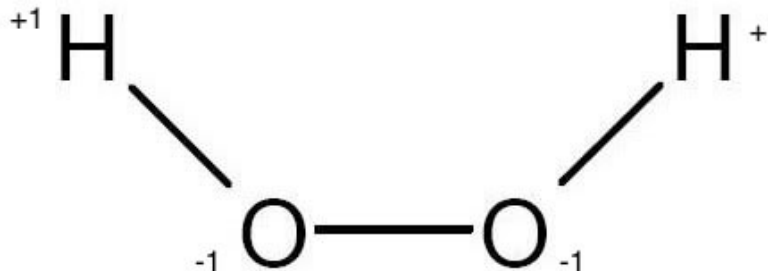
Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
Na_2O_2	perossido di sodio	perossido di disodio
H_2O_2	perossido di idrogeno	perossido di diidrogeno
BaO_2	perossido di bario	perossido di bario

NOMENCLATURA IUPAC: PEROSSIDO DI... (NOME ELEMENTO)

Prevede la denominazione «perossido di» seguita dal nome dell'elemento con numero di ossidazione positivo. Si utilizzano anche opportuni prefissi che precedono il nome dell'elemento, e corrispondono ai numeri presenti nelle formule.

NOMENCLATURA TRADIZIONALE:

Prevede la denominazione «perossido di» seguita dal nome dell'elemento con numero di ossidazione positivo



SALI BINARI

I sali binari (o sali di idracidi) sono composti da due elementi: un metallo e un non-metallo.

In essi, il metallo, avendo minore elettronegatività, ha numero di ossidazione positivo e nella formula chimica del composto, il suo simbolo precede quello del non-metallo.

NOMENCLATURA IUPAC: [non metallo]-uro di [metallo]

Il composto prende il nome del non-metallo terminante in URO seguito dal nome del metallo, con l'utilizzo di appositi prefissi che precedono entrambi i termini. I prefissi corrispondono ai numeri degli atomi presenti nella formula

NOMENCLATURA TRADIZIONALE:

Se un metallo presenta un unico numero di ossidazione, il composto prende il nome dal NON-METALLO terminante in -URO seguito dal nome del metallo

Se il metallo presenta due numeri di ossidazione si possono ottenere composti binari diversi. Nel composto a numero di ossidazione maggiore il metallo prenderà il suffisso -ICO, in quello a numero di ossidazione minore prenderà il suffisso -OSO

Metallo	Non metallo	Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
Na ⁺	Cl ⁻	NaCl	cloruro di sodio	cloruro di sodio
K ⁺	S ²⁻	K ₂ S	solfo di potassio	solfo di dipotassio
Fe ²⁺	S ²⁻	FeS	solfo ferroso	solfo di ferro
Fe ³⁺	S ²⁻	Fe ₂ S ₃	solfo ferrico	trisolfuro di diferro
Cu ⁺	Cl ⁻	CuCl	cloruro rameoso	cloruro di rame
Cu ²⁺	Cl ⁻	CuCl ₂	cloruro rameico	dicloruro di rame

n.o. maggiore:

(Radice del NON METALLO)-URO (Nome del metallo)-ICO

n.o. minore:

(Radice del NON METALLO)-URO (Nome del metallo)-OSO

COMPOSTI BINARI FORMATI DA NON METALLI

I COMPOSTI BINARI TRA NON METALLI sono rappresentati da una formula in cui l'elemento con elettronegatività maggiore viene scritto per ultimo e il loro nome si ricava come quelli dei Sali binari, assegnando la desinenza – uro all'elemento più elettronegativo

Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
PCl_3	cloruro fosforoso	tricloruro di fosforo
PCl_5	cloruro fosforico	pentacloruro di fosforo
As_2S_3	solfo arsenioso	trisolfuro di diarsenico
CS_2	solfo di carbonio	disolfuro di carbonio
SiC	carburo di silicio	monocarburo di silicio

I COMPOSTI TERNARI

I composti ternari sono formati da tre elementi chimici.

I principali composti ternari sono:

IDROSSIDI

METALLO + OSSIGENO + IDROGENO

OSSIACIDI

NON METALLO + OSSIGENO + IDROGENO

**SALI
TERNARI**

NON METALLO + OSSIGENO + METALLO

I COMPOSTI TERNARI

IDROSSIDI

METALLO + OSSIGENO + IDROGENO

Gli idrossidi sono composti ternari formati da un metallo, l'ossigeno e l'idrogeno. Si formano per reazione tra gli ossidi basici e l'acqua.

Nella formula chimica di un idrossido si scrive prima il metallo, poi l'ossigeno e infine l'idrogeno.



L'ossigeno e l'idrogeno formano un gruppo (OH) detto ossidrile. Dove n è la valenza del metallo. Gli idrossidi sono composti ionici perché il metallo è uno ione positivo mentre l'ossidrile OH è uno ione negativo. Il numero di ossidazione dell'ossidrile OH è -1 perché all'ossigeno (O) manca un elettrone per completare l'ottetto.

NOMENCLATURA IUPAC: IDROSSIDO DI [METALLO]

Nel caso ci siano più gruppi (OH), ossia $n > 1$, si aggiungono i prefissi di-, tri-, ecc. al termine idrossido.

NOMENCLATURA TRADIZIONALE:

Se il metallo ha un solo n.o il composto si chiamerà «idrossido di» seguito dal nome del metallo. Se il metallo presenta due n.o. forma con l'ossigeno due idrossidi diversi. Nell'idrossido a numero di ossidazione maggiore il metallo prende il suffisso -ICO, in quello a numero di ossidazione minore prende il suffisso -OSO

Elemento	Numero di ossidazione	Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
Sodio (Na)	+1	NaOH	idrossido di sodio	idrossido di sodio
Calcio (Ca)	+2	Ca(OH) ₂	idrossido di calcio	diidrossido di calcio
Ferro (Fe)	+2	Fe(OH) ₂	idrossido ferroso	diidrossido di ferro
	+3	Fe(OH) ₃	idrossido ferrico	triidrossido di ferro
Stagno (Sn)	+2	Sn(OH) ₂	idrossido stannoso	diidrossido di stagno
	+4	Sn(OH) ₄	idrossido stannico	tetraidrossido di stagno

I COMPOSTI TERNARI

OSSIACIDI

NON METALLO + OSSIGENO + IDROGENO

Gli ossiacidi (acidi ternari o acidi ossigenati) sono composti ternari formati dall'idrogeno, da un non metallo e dall'ossigeno.

Sono ottenuti per reazione tra una anidride e l'acqua. Nella formula si scrive prima l'idrogeno, poi il non metallo e, infine, l'ossigeno.



NOMENCLATURA IUPAC: ACIDO [NON METALLO]-ICO

Se si forma un solo ossiacido è denominato acido seguito dal nome del non metallo con il suffisso -ico.

Il nome del composto è preceduto dal prefisso mono- (facoltativo), di-, tri-, ecc. a seconda del numero di atomi dell'ossigeno. I numeri romani in parentesi indicano il n.o. del non metallo

NOMENCLATURA TRADIZIONALE:

Il nome degli acidi si ottiene da quello dell'anidride corrispondente, sostituendo il termine «acido» al termine «anidride». I suffissi ipo ...oso; ...oso; ...ico; per ...ico sono riferiti, in modo crescente, ai diversi n.o. del non metallo.

Reagenti	Formula acido	Nome tradizionale	Nome IUPAC
$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	H_2CO_3	acido carbonico	acido triossocarbonico(IV)
$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	HNO_2	acido nitroso	acido diossonitrico(III)
$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	HNO_3	acido nitrico	acido triossonitrico(V)
$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	H_2SO_3	acido solforoso	acido triossosolforico(IV)
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	H_2SO_4	acido solforico	a. tetraossosolforico(VI)
$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	HClO	acido ipocloroso	acido monoossoclorico(I)
$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	HClO_2	acido cloroso	acido diossoclorico(III)
$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	HClO_3	acido clorico	acido triossoclorico(V)
$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$	HClO_4	acido perclorico	acido tetraossoclorico(VII)

POLIACIDI

Normalmente le anidridi (o ossidi acidi) si combinano con una sola molecola di acqua. Le anidridi di alcuni non metalli (P,B,As,Si) si possono combinare invece con più di una molecola d'acqua. I **POLIACIDI** si formano per combinazione di un ossido acido e 1, 2 o 3 molecole d'acqua e prendono rispettivamente i prefissi **meta-**, **piro-** e **orto-**.

Derivazione	Formula dell'acido	Nome dell'acido
$P_2O_3 + 1H_2O$	HPO_2	acido meta fosforoso
$P_2O_3 + 2H_2O$	$H_4P_2O_5$	acido piro fosforoso
$P_2O_3 + 3H_2O$	H_3PO_3	acido orto fosforoso
$B_2O_3 + 1H_2O$	HBO_2	acido meta borico
$B_2O_3 + 3H_2O$	H_3BO_3	acido orto borico
$SiO_2 + 1H_2O$	H_2SiO_3	acido meta silicico
$SiO_2 + 2H_2O$	H_4SiO_4	acido orto silicico (è un'eccezione, perché dovrebbe chiamarsi piro-silicico)

I COMPOSTI TERNARI

SALI TERNARI

NON METALLO + **OSSIGENO** + METALLO

I sali ternari (o sali di ossiacidi) sono composti da tre elementi: un metallo, un non-metallo e l'ossigeno.

Si ottengono sostituendo l'idrogeno con un non metallo in un ossiacido. Nella formula si scrive prima il metallo, poi il non metallo e, infine, l'ossigeno.

NOMENCLATURA IUPAC: [non metallo]-ato di [metallo]

Si segue la nomenclatura IUPAC degli ioni scrivendo prima lo ione positivo (catione) seguito dallo ione negativo (anione). si aggiunge al sale ternario il suffisso -ato al non metallo seguito dalla preposizione "di" e dal metallo. Se il metallo ha più numeri di ossidazione, si aggiunge il n.o. tra parentesi tonde

NOMENCLATURA TRADIZIONALE:

Nella nomenclatura tradizionale si sostituisce dall'acido da cui deriva il sale il suffisso -oso con -ito e -ico con -ato al nome del non metallo. Gli eventuali prefissi ipo- e per- del non metallo restano inalterati..

ossiacido	sale
ipo...oso	ipo...ito
...oso	...oso
...ico	...ato
per...ico	per...ato

Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
CaCO ₃	carbonato di calcio	triossocarbonato(IV) di calcio
Ca(HCO ₃) ₂	bicarbonato di calcio	diidrogenocarbonato(IV) di calcio
KNO ₂	nitrito di potassio	diossonitrato(III) di potassio
Cu(NO ₃) ₂	nitrato rameico	ditriossonitrato (V) di rame
Fe ₃ (PO ₄) ₂	ortofosfato ferroso	ditetraossofosfato(V) di triferro
Fe(HCO ₃) ₂	bicarbonato ferroso	diidrogenocarbonato(IV) di ferro
NaClO	ipoclorito di sodio	ossoclorato(I) di sodio
NaClO ₂	clorito di sodio	diossoclorato(III) di sodio
NaClO ₃	clorato di sodio	triossoclorato (V) di sodio
NaClO ₄	perclorato di sodio	tetraossoclorato(VII) di sodio
NaHSO ₄	bisolfato di sodio	idrogenosolfato(VI) di sodio
Fe(HCO ₃) ₂	bicarbonato ferroso	diidrogenocarbonato(IV) di ferro
CuH ₂ PO ₄	fosfato biacido rameoso	diidrogenofosfato(V) di rame
Cu(H ₂ PO ₄) ₂	fosfato biacido rameico	didiidrogenofosfato(V) di rame
K ₂ HPO ₄	fosfato monoacido di potassio	monoidrogenofosfato(V) di dipotassio

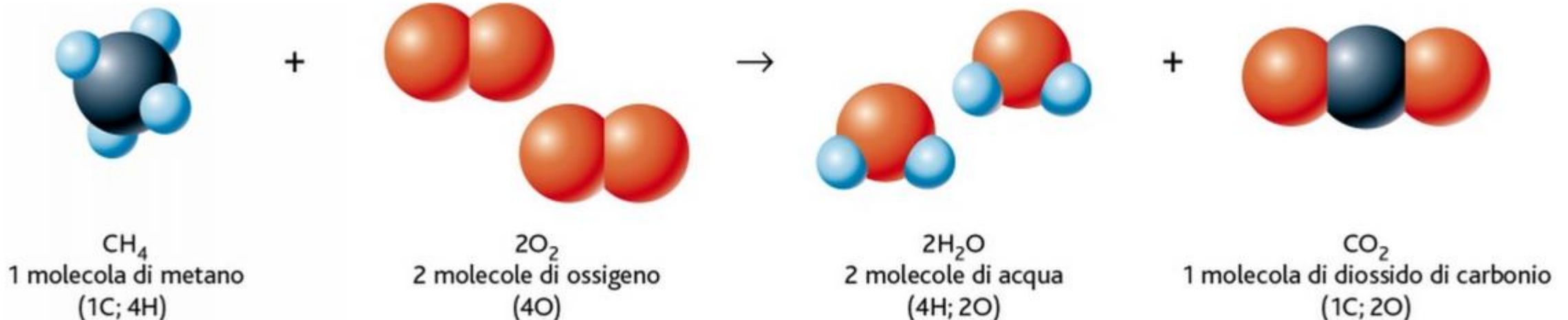
LE REAZIONI CHIMICHE

Una reazione (o equazione) chimica è una trasformazione di sostanze dette reagenti in altre sostanze dette prodotti.

In una reazione chimica assistiamo alla scissione di legami esistenti nei reagenti e alla formazione di nuovi legami nei prodotti. Quando scriviamo una reazione chimica mettiamo a sinistra quello che utilizziamo come reagente, a destra mettiamo i prodotti cioè quello che otteniamo alla fine. Al centro si mette una freccia, che equivale all' uguale (=) di un'equazione matematica, e ci indica che i reagenti si trasformano in prodotti.


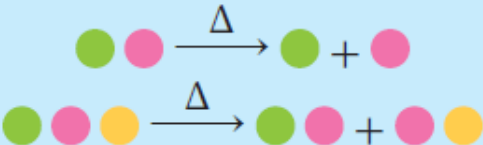


reagenti → prodotti

Secondo la legge di Lavoisier (legge di conservazione della massa), durante una reazione il numero di atomi di ciascuna specie rimane inalterato. Quindi tra reagenti e prodotti non troviamo un atomo che scompare o compare, l'unica cosa che succede nel passaggio tra reagenti e prodotti gli atomi si legano tra loro in modo diverso. Infatti, la legge di Lavoisier si può semplificare dicendo nulla si crea o nulla si distrugge ma tutto si trasforma



LE REAZIONI CHIMICHE: TIPI DI REAZIONI

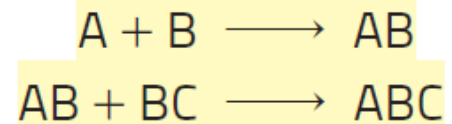
Esistono diversi tipi di reazioni chimiche, In base al tipo di processo che si verifica tra le sostanze reagenti, le reazioni chimiche si distinguono in: sintesi o combinazione, decomposizione, scambio semplice e doppio scambio.

Tipo di reazione	Equazione chimica	Modello
sintesi o combinazione	$A + B \longrightarrow AB$ $AB + BC \longrightarrow ABC$	
decomposizione	$AB \xrightarrow{\Delta} A + B$ $ABC \xrightarrow{\Delta} AB + BC$	
scambio semplice	$A + BC \longrightarrow AC + B$	
doppio scambio	$AB + CD \longrightarrow AD + CB$	

Spesso è sufficiente conoscere la natura e la formula dei reagenti per prevedere quali prodotti si otterranno.

TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI SINTESI

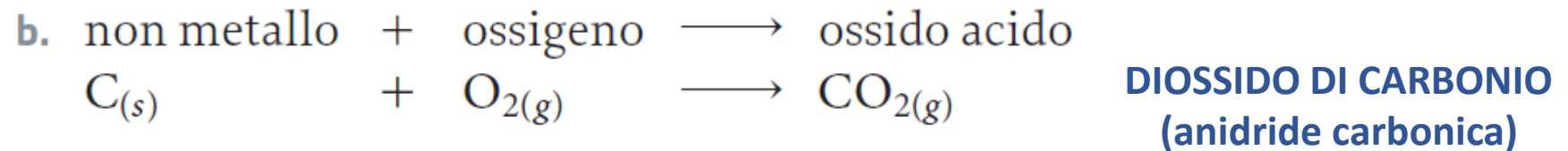
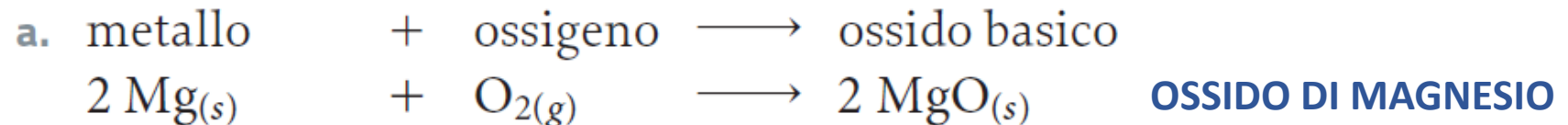
Le reazioni di sintesi o combinazione sono reazioni in cui due elementi (A e B) o composti (AB e BC) si combinano per formare un composto binario (AB) o ternario (ABC). Quindi le reazioni di sintesi producono un solo composto a partire da due o più reagenti e sono del tipo:



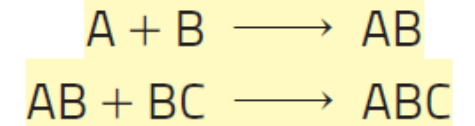
Sono reazioni di sintesi:

1 

TRA METALLO O NON METALLO E OSSIGENO PER FORMARE OSSIDI BASICI O ACIDI

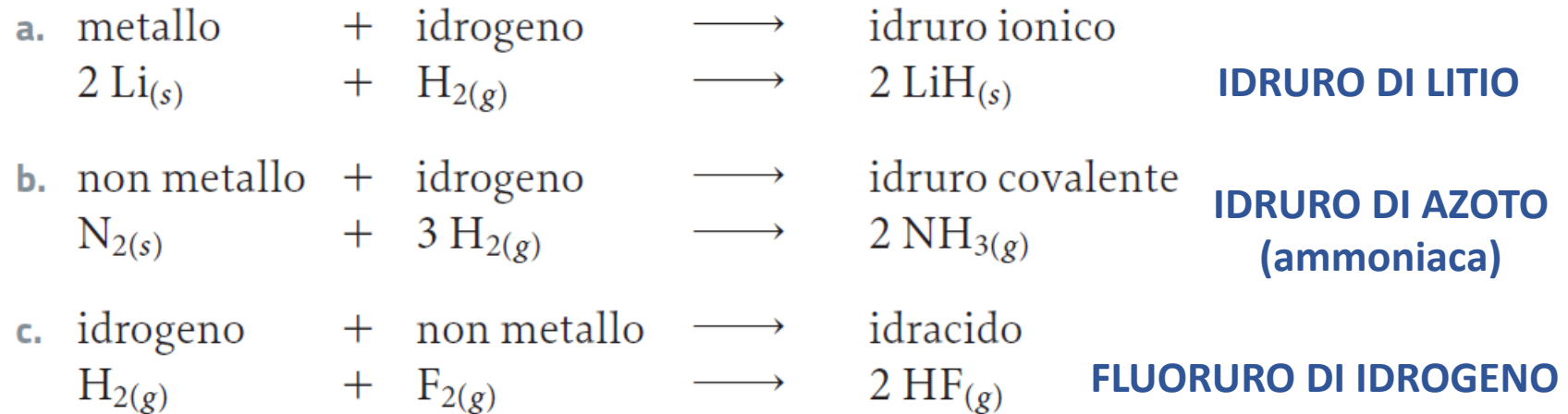


TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI SINTESI



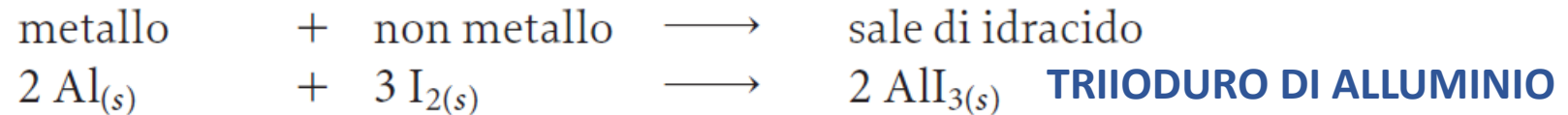
2 >

TRA METALLO (ALCALINO, ALCALINO-TERROSO) O NON METALLO E IDROGENO
PER FORMARE IDRURI IONICI (idruri metallici) O COVALENTI (idruri non metallici) E IDRACIDI

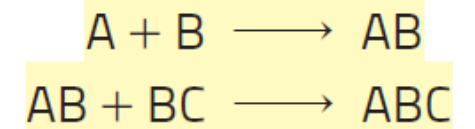


3 >

TRA METALLO E NON METALLO PER FORMARE SALI DI IDRACIDI

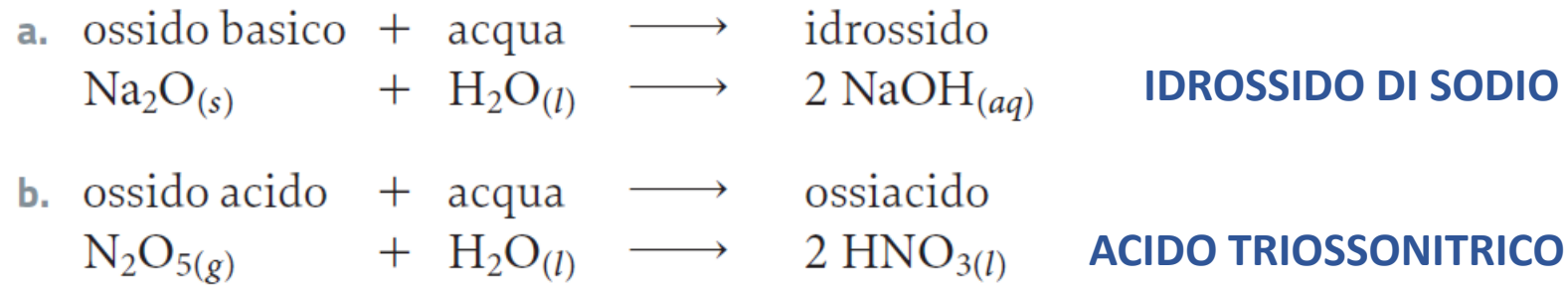


TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI SINTESI



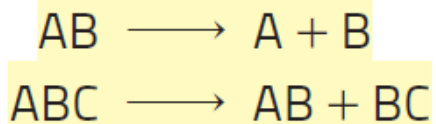
4 ➔

TRA OSSIDO BASICO (GENERALMENTE DI METALLI ALCALINI O ALCALINO-TERROSI)
O OSSIDO ACIDO E ACQUA, PER FORMARE UN IDROSSIDO O UN OSSIACIDO



TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI DECOMPOSIZIONE

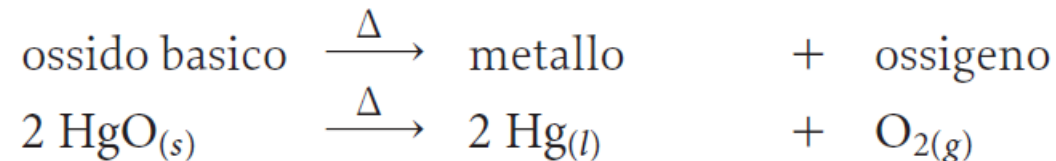
Le reazioni di decomposizione sono reazioni in cui un composto binario (AB) o ternario (ABC) si suddivide rispettivamente in due elementi (A e B) o in due composti binari (AB e BC) fornendo energia termica. Le reazioni di decomposizione si verificano quando un solo reagente si decompone originando due o più prodotti:



Sono reazioni di decomposizione:

1 

DECOMPOSIZIONE DI UN OSSIDO BASICO IN METALLO E OSSIGENO



OSSIDO DI MERCURIO

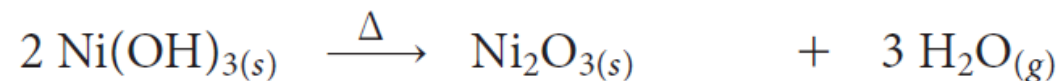
TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI DECOMPOSIZIONE

2 >

DECOMPOSIZIONE DI UN IDROSSIDO (TRANNE QUELLI DI METALLI ALCALINI)

IN OSSIDO BASICO E ACQUA

idrossido $\xrightarrow{\Delta}$ ossido basico + acqua



TRIIDROSSIDO DI NICHEL

TRIOSSIDO DI DINICHEL

3 >

DECOMPOSIZIONE DI UN CLORATO IN CLORURO E OSSIGENO

clorato $\xrightarrow{\Delta}$ cloruro + ossigeno



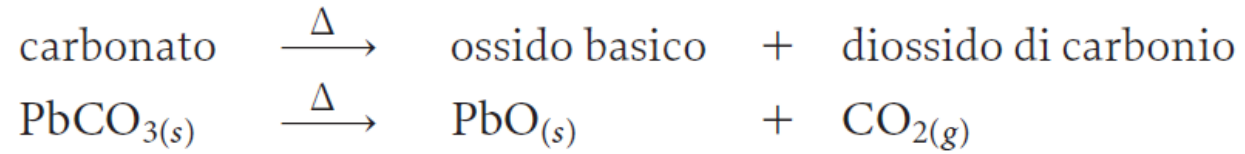
TRIOSSOCLORATO DI POTASSIO

TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI DECOMPOSIZIONE

4



DECOMPOSIZIONE DI UN CARBONATO IN OSSIDO BASICO E DIOSSIDO DI CARBONIO



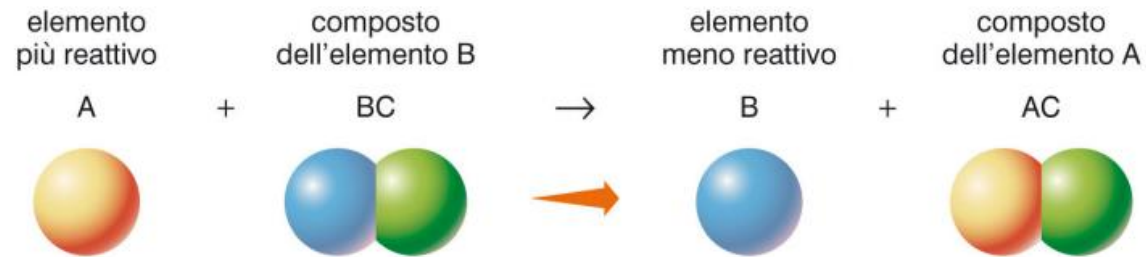
CARBONATO DI PIOMBO

OSSIDO DI PIOMBO

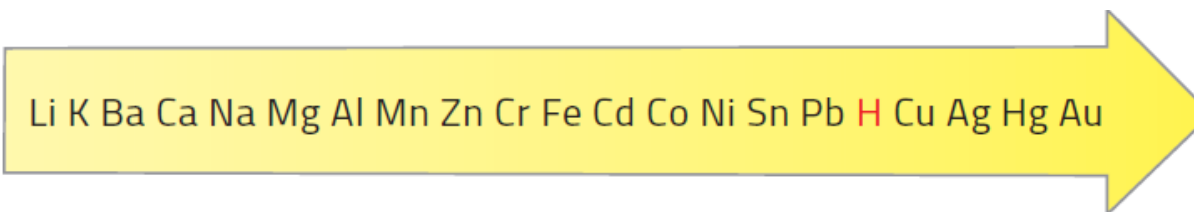
DIOSSIDO DI CARBONIO
(anidride carbonica)

TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI SCAMBIO SEMPLICE

Le reazioni di scambio semplice o spostamento sono reazioni in cui un metallo A sposta un elemento meno reattivo B (metallo o idrogeno) di un composto BC (acqua, acido):



Possono verificarsi solo quando A è più reattivo di B, secondo la serie di reattività dei metalli (e dell'idrogeno):



Nella serie di reattività un metallo sposta da un composto tutti gli elementi che lo seguono.

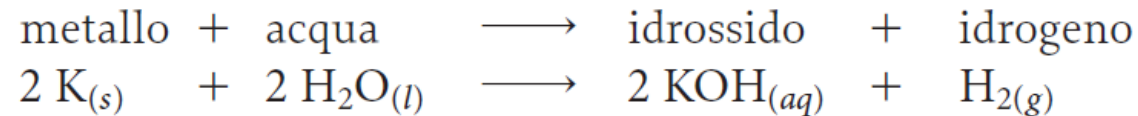
TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI SCAMBIO SEMPLICE

Questo tipo di reazione implica una variazione del numero di ossidazione e prende il nome di redox. La tendenza a reagire cedendo elettroni non è uguale per tutti gli elementi ed è indicata dalla serie di reattività.

Sono reazioni di scambio semplice:

1 ➤

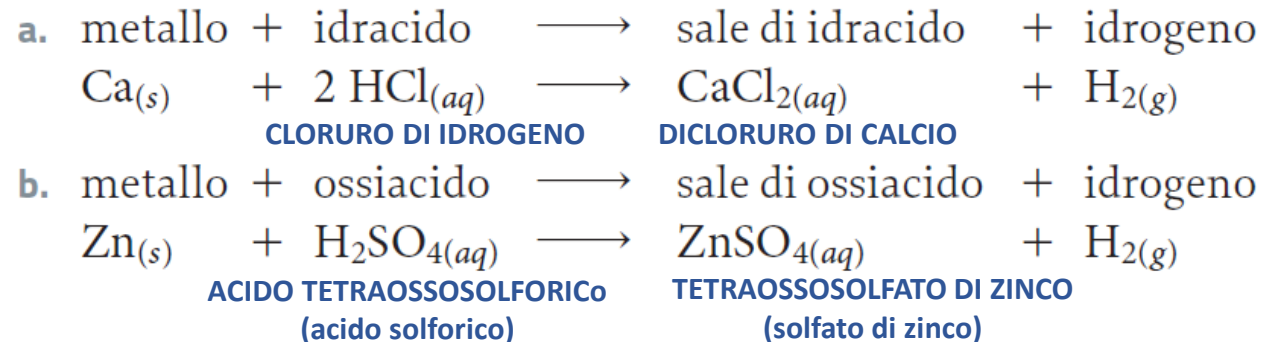
TRA METALLO (ALCALINO O ALCALINO-TERROSO) E ACQUA PER FORMARE IDROSSIDO E IDROGENO



IDROSSIDO DI POTASSIO

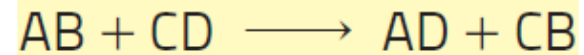
2 ➤

TRA METALLO E ACIDO (IDRACIDO O OSSIACIDO) PER FORMARE UN SALE E IDROGENO



TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI DOPPIO SCAMBIO

Le reazioni di doppio scambio sono reazioni in cui due composti AB e CD (acido, base, sale) si scambiano i loro costituenti (ioni monoatomici o poliatomici) per formare altri due composti AD e CB:



Avvengono in soluzione acquosa

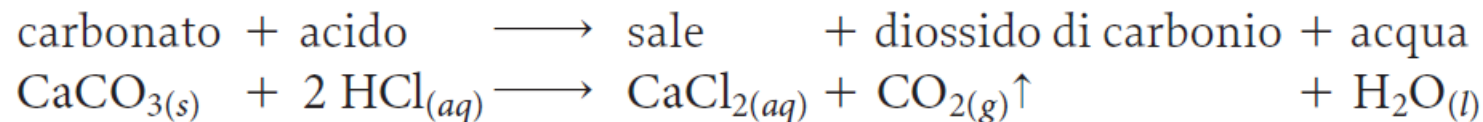
Uno dei prodotti che si ottiene si allontana dal sistema di reazione sotto forma di un gas o di un composto insolubile (base o sale) che precipita (reazioni di precipitazione) o di acqua (reazioni acido-base).

Sono reazioni di doppio scambio:

1 

TRA UN SALE (CARBONATO) E UN ACIDO CON FORMAZIONE DI UN SALE,

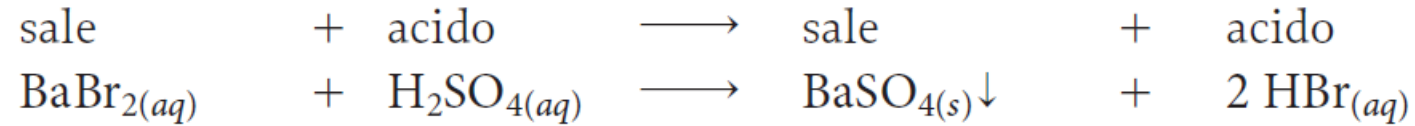
UN GAS (DIOSSIDO DI CARBONIO) E ACQUA



TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI DOPPIO SCAMBIO

2 >

TRA UN SALE E UN ACIDO CON FORMAZIONE DI UN SALE INSOLUBILE E DI UN ACIDO;



DIBROMURO DI BARIO

ACIDO TETRAOSSOSOLFORICO
(acido solforico)

TETRAOSSOSOLFATO DI BARIO
(Solfato di bario)

BROMURO DI IDROGENO)

acido triossonitrato di argento

3 >

TRA DUE SALI SOLUBILI CON FORMAZIONE DI DUE SALI, UNO DEI QUALI INSOLUBILE



ACIDO TRIOSSONITRATO DI
ARGENTO
(Nitrato d'argento)

DIBROMURO DI CALCIO

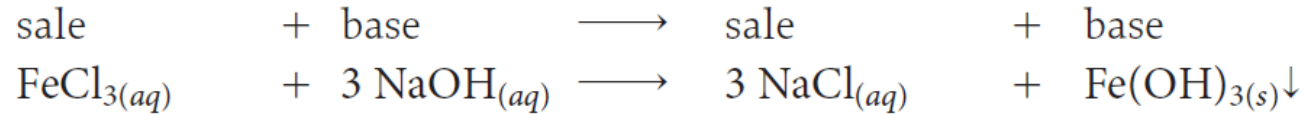
BI-TRIOSSO NITRATO DI CALCIO

BROMURO ARGENTO

TIPI DI REAZIONI: REAZIONI DI DOPPIO SCAMBIO

4 ➤

TRA UN SALE E UNA BASE CON FORMAZIONE DI UN SALE E DI UNA BASE INSOLUBILE



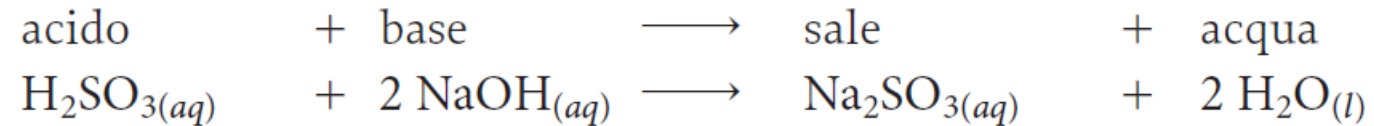
TRICLORURO DI FERRO

IDROSSIDO DI SODIO

IDROSSIDO DI FERRO(III)

5 ➤

TRA ACIDO E BASE CON FORMAZIONE DI UN SALE E ACQUA



ACIDO TRIOSSOSOLFORICO (IV)
Acido solforoso

TRIOSSOSOLFATO (IV) DI
DISODIO
(Solfito di sodio)

BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI CHIMICHE

Quando davanti alla formula di ogni sostanza poniamo un numero o un **COEFFICIENTE STECHIOMETRICO** e quindi ogni elemento compare con lo stesso numero di atomi e di reagenti e prodotti, possiamo parlare di **BILANCIAMENTO** delle reazioni chimiche. Una tale situazione rispetta il principio di conservazione di massa che impone che la quantità di ogni elemento debba rimanere invariata nel corso di una reazione chimica, ogni lato di un'equazione chimica bilanciata deve avere la stessa quantità di ogni particolare elemento.

Bilanciare un'equazione chimica significa assegnare a ogni specie chimica il giusto coefficiente stechiometrico, il quale viene posto davanti alla formula chimica di ciascuna sostanza.

La stechiometria si occupa delle relazioni quantitative tra reagenti e prodotti.

I relativi calcoli sono chiamati calcoli stechiometrici.

I coefficienti stechiometrici indicano sia il numero di molecole (o formule unitarie) coinvolte, sia il numero di moli.

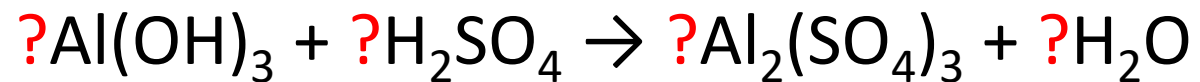
3H_2	+	N_2	→	2NH_3
3 molecole	reagiscono con	1 molecola	per dare	2 molecole
3 mol ($3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ molecole)	reagiscono con	1 mol ($6 \cdot 10^{23}$ molecole)	per dare	2 mol ($2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ molecole)
$3 \cdot 2,02 \text{ g} = 6,06 \text{ g}$	reagiscono con	28,02 g	per dare	$2 \cdot 17,03 \text{ g} = 34,06 \text{ g}$

BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI CHIMICHE

REGOLE PER BILANCIARE UNA REAZIONE ORDINARIA (NON DI OSSIDORIDUZIONE):

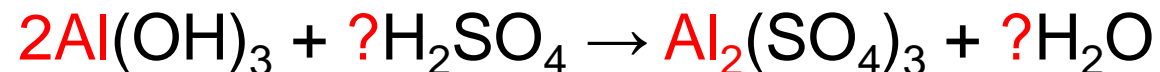
1. SCRIVERE CORRETTAMENTE LE FORMULE DEI REAGENTI E DEI PRODOTTI

Non si può mai intervenire sulle formule chimiche, quindi non si possono modificare gli indici delle formula



2. INIZIARE IL BILANCIAMENTO DA UN ATOMO CHE NON SIA NÉ IDROGENO NÉ OSSIGENO

Scelto un elemento, si contano i suoi atomi nei prodotti e nei reagenti, facendo attenzione agli indici di ogni formula. Si pongono poi i coefficienti davanti alle rispettive formule in modo che a destra e a sinistra della freccia il numero di atomo dell'elemento sia uguale.

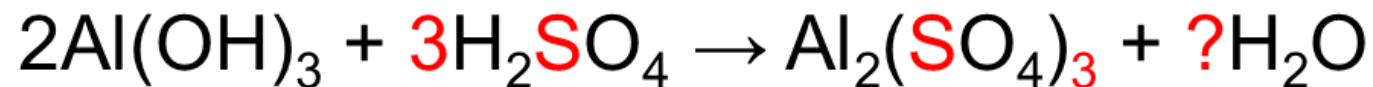


BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI CHIMICHE

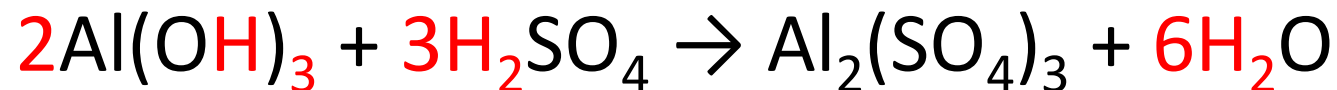
REGOLE PER BILANCIARE UNA REAZIONE ORDINARIA (NON DI OSSIDORIDUZIONE):

3. BILANCIARE UN ALTRO ATOMO DIVERSO DA IDROGENO E OSSIGENO (SE PRESENTE)

Si segue il procedimento del punto 2. per tutti gli atomi fin quando restano da bilanciare solo H e O.



4. BILANCIARE GLI ATOMI DI IDROGENO INDICANDO IL COEFFICIENTE DELL'ACQUA

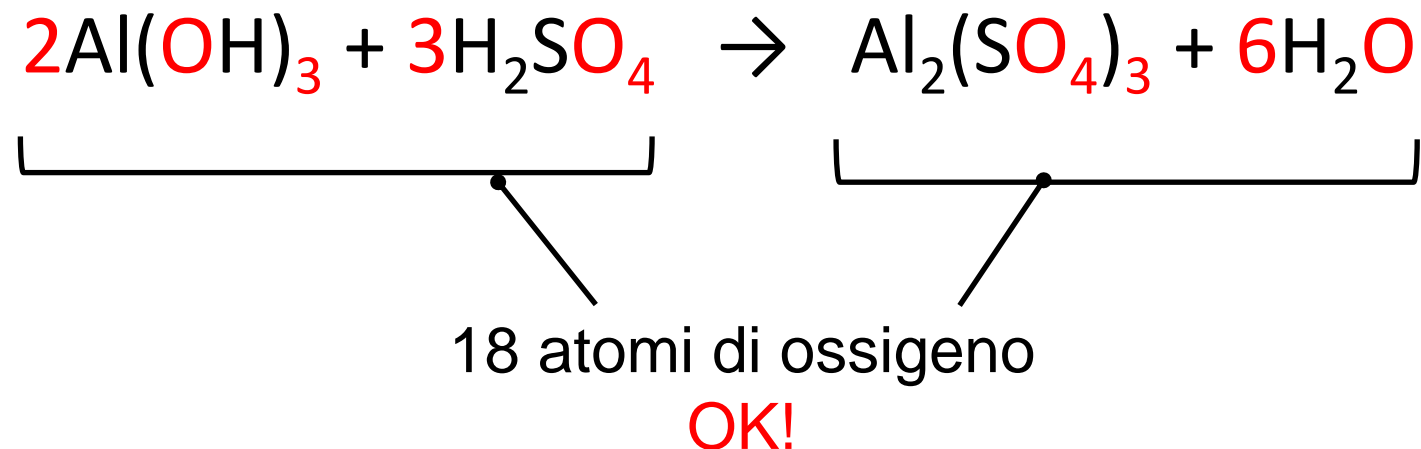


BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI CHIMICHE

REGOLE PER BILANCIARE UNA REAZIONE ORDINARIA (NON DI OSSIDORIDUZIONE):

5. CONTROLLARE CHE L'OSSIGENO SIA BILANCIATO

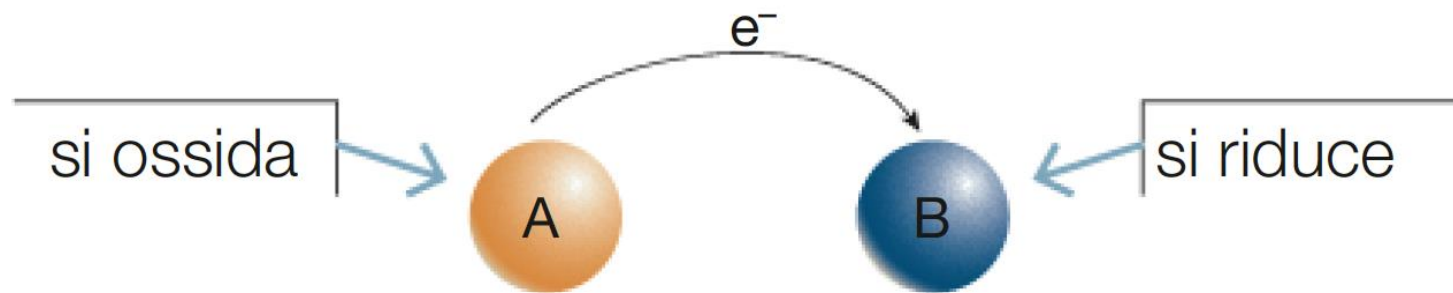
Se l'ossigeno non è bilanciato si ricomincia dal punto 1.



Per semplificare, gli ioni poliatomici si bilanciano come fossero un unico gruppo di atomi, se li troviamo inalterati tra i reagenti e i prodotti $\text{X}(\text{SO}_4^{2-}) \rightarrow \text{Y}(\text{SO}_4^{2-})$

LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

Le reazioni di ossidoriduzione o redox sono dei processi nei quali certi atomi A cedono elettroni ad altri atomi B che li acquistano.



LA CESSIONE DI ELETTRONI È DETTA **OSSIDAZIONE**: L'ATOMO A SI OSSIDA.

L'ACQUISTO DI ELETTRONI È DETTO **RIDUZIONE**: L'ATOMO B SI RIDUCE.

Ogni ossidazione è accompagnata dalla corrispondente riduzione. Per questo si parla di ossidoriduzione.

Per esempio nella reazione:



Il piombo ha ceduto elettroni, quindi si è ossidato, lo ione rame li ha acquistati e si è ridotto.

LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

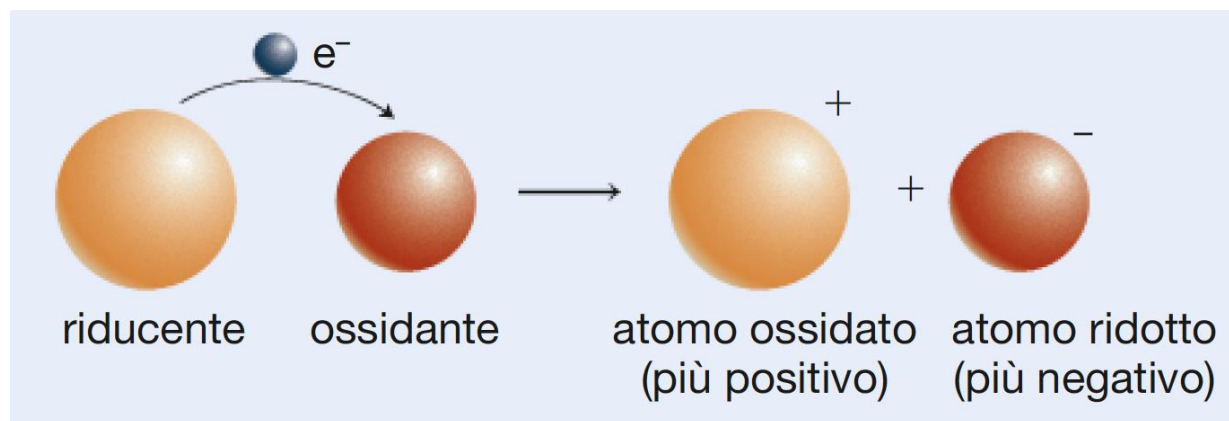
Le reazioni di ossidoriduzione o redox sono dei processi nei quali certi atomi A cedono elettroni ad altri atomi B che li acquistano.

Per evidenziare il trasferimento di elettroni, l'equazione chimica si può dividere in due **semireazioni**:



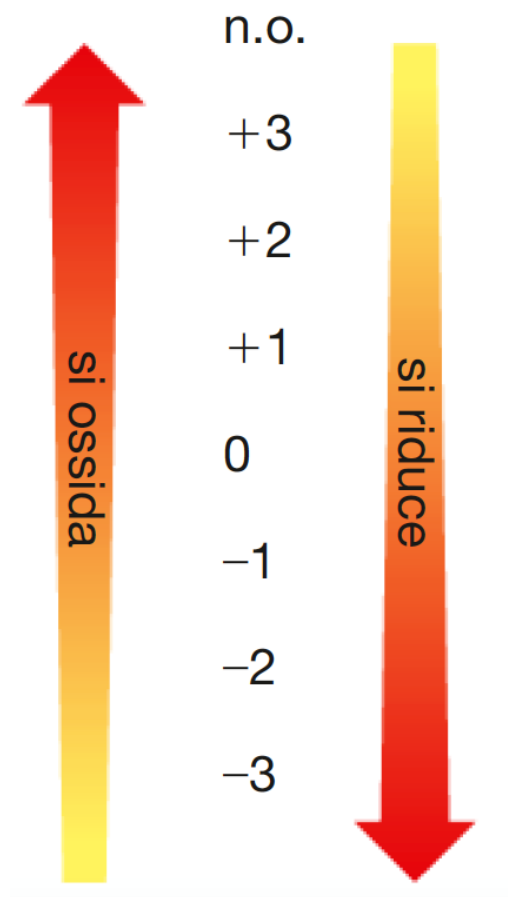
In ogni redox la sostanza che si ossida provoca la riduzione di un altro reagente, perciò è detta **riducente**.

La specie che si riduce provocando l'ossidazione dell'altra si chiama **ossidante**.



LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

Il **numero di ossidazione n.o.** corrisponde alla carica elettrica convenzionale che un atomo possiede. Coincide con la carica reale negli ioni monoatomici, mentre è puramente convenzionale negli atomi impegnati in uno o più legami covalenti. In tal caso il n.o. viene calcolato attribuendo gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo.



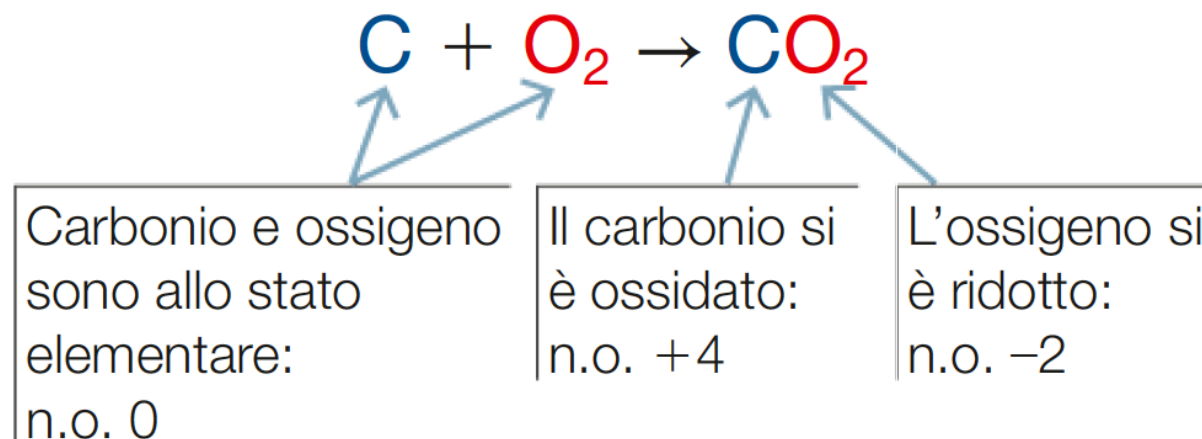
Un atomo si ossida quando il suo numero di ossidazione aumenta algebricamente. Un atomo si riduce se il suo n.o. cala.

Due specie chimiche che differiscono per il numero di ossidazione di un atomo costituiscono una coppia di ossidoriduzione o coppia redox. Per esempio Mg^{2+}/Mg .

LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

Ogni volta che si forma un ossido per reazione di un metallo o di un non metallo con l'ossigeno avviene una redox: l'ossigeno acquista elettroni dall'altro elemento.

Anche la combustione è una reazione redox.



LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

REGOLE PER BILANCIARE UNA REAZIONE REDOX:

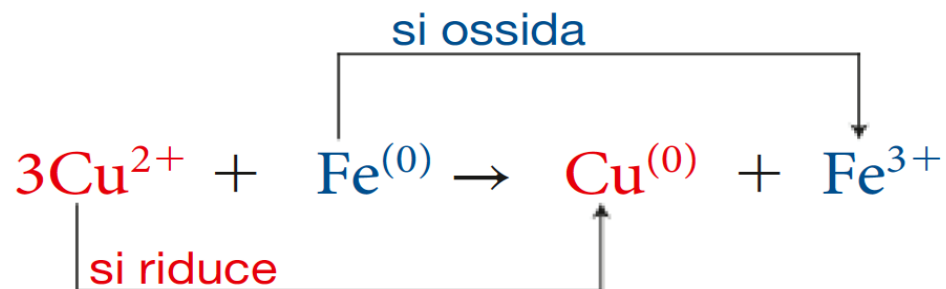
Per bilanciare una redox bisogna tener presente che il numero di elettroni ceduti dagli atomi che si ossidano deve essere uguale al numero di elettroni catturati dagli atomi che si riducono.

È necessario seguire alcune regole:

1. LE FORMULE. SI SCRIVONO LE FORMULE DI TUTTI I REAGENTI E DI TUTTI I PRODOTTI

2. I NUMERI DI OSSIDAZIONE. SI ATTRIBUISCONO I N.O. A TUTTI GLI ATOMI

3. LE COPPIE REDOX. SI INDIVIDUANO LE COPPIE REDOX E SI UNISCONO CON DUE FRECCHE, SULLE QUALI SI SCRIVE RISPETTIVAMENTE «SI OSSIDA» E «SI RIDUCE».

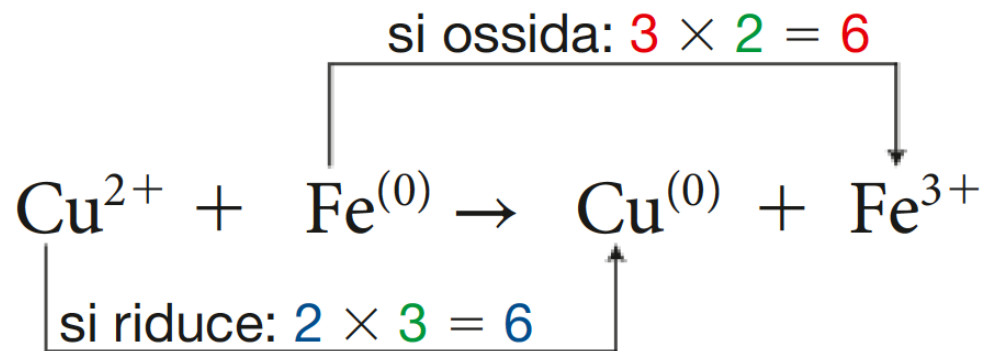


LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

REGOLE PER BILANCIARE UNA REAZIONE REDOX:

4. IL NUMERO DI ELETTRONI SCAMBIATI. SI SCRIVE SU CIASCUNA FRECCIA IL NUMERO DI ELETTRONI ACQUISTATI O CEDUTI.

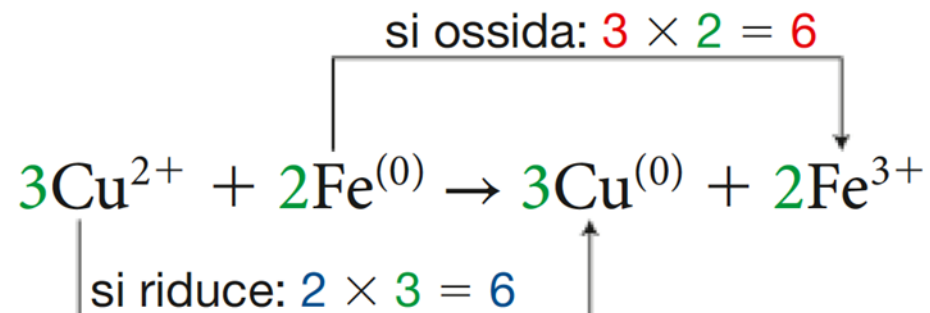
5. I COEFFICIENTI MATEMATICI. SI MOLTIPLICANO I NUMERI DEGLI ELETTRONI SCAMBIATI PER I COEFFICIENTI CHE, RISPETTIVAMENTE, DANNO LO STESSO PRODOTTO (MINIMO COMUNE MULTIPLIO).



LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

REGOLE PER BILANCIARE UNA REAZIONE REDOX:

6. I COEFFICIENTI STECHIOMETRICI. SI TRASCRIVONO I COEFFICIENTI COSÌ TROVATI SULL'EQUAZIONE ALLE ESTREMITÀ DELLE RISPETTIVE FRECCE.



Lo stesso risultato si ottiene separando l'equazione in due semireazioni:



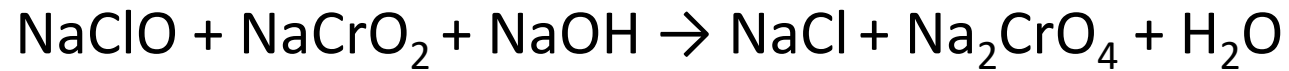
I coefficienti di ciascun reagente devono essere scelti in modo che gli elettroni ceduti con la semireazione di ossidazione siano uguali a quelli acquistati nella semireazione di riduzione.

LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

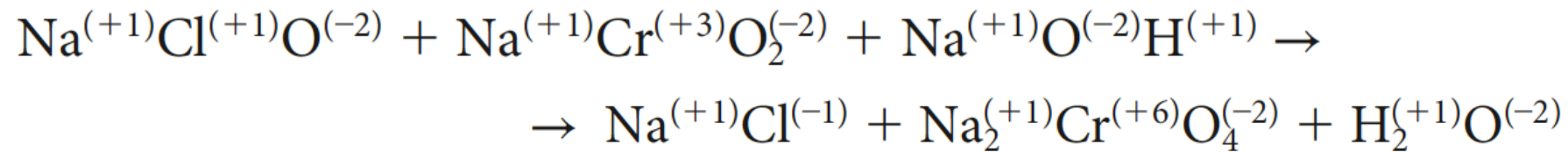
REGOLE PER BILANCIARE UNA REAZIONE REDOX:

Per una redox reale, con tutte le specie scritte in forma neutra, la sequenza di operazioni da seguire per bilanciare la reazione risulta un po' più complessa.

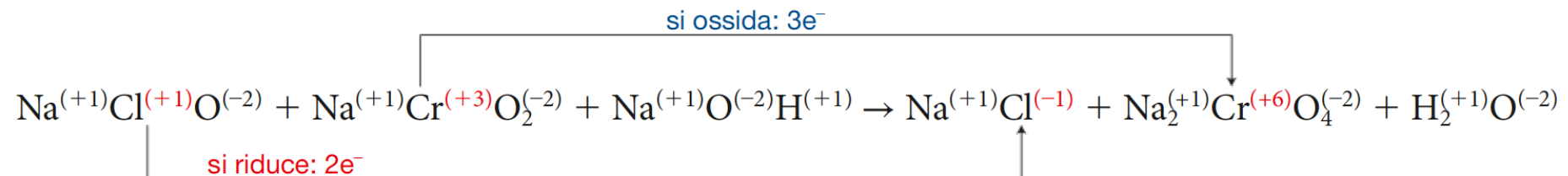
1. LE FORMULE



2. I NUMERI DI OSSIDAZIONE



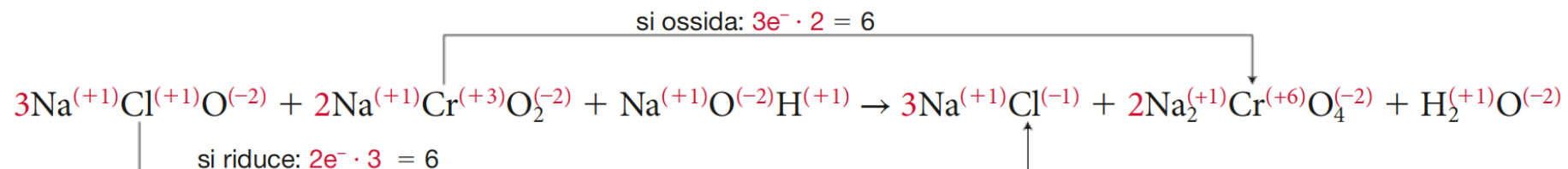
3. LE COPPIE REDOX



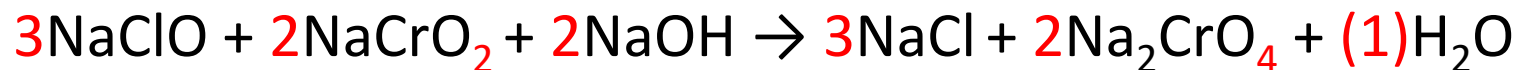
LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

REGOLE PER BILANCIARE UNA REAZIONE REDOX:

4. IL NUMERO DI ELETTRONI SCAMBIATI. SI BILANCIANO GLI ELETTRONI SCRIVENDO I COEFFICIENTI DAVANTI AI SINGOLI COMPONENTI DELLA COPPIA REDOX.



5. I COEFFICIENTI MATEMATICI E STECHIOMETRICI. RESTANO DA BILANCIARE L'IDROSSIDO DI SODIO E L'ACQUA. SI ANALIZZANO IN SUCCESSIONE NA, H E O.

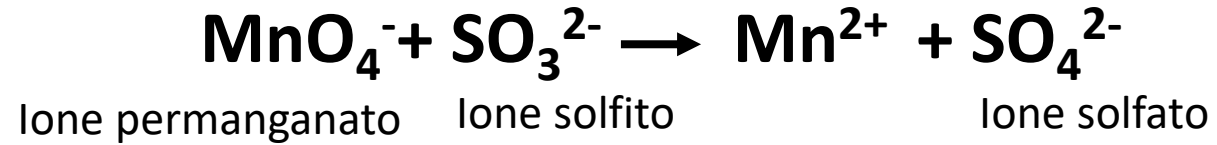


Come in ogni bilanciamento, se il controllo finale non dà un risultato corretto occorre ricominciare dal punto 1.

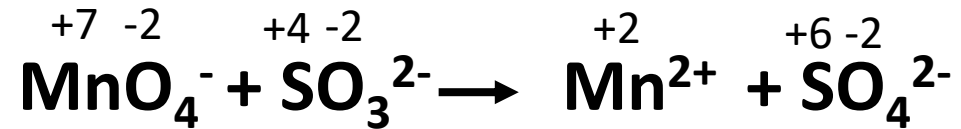
LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

Esempio 1
AMBIENTE ACIDO:

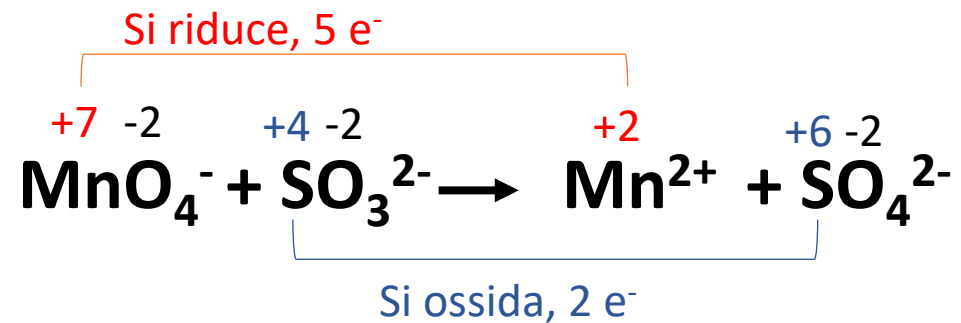
1. LE FORMULE



2. I NUMERI DI OSSIDAZIONE



3. LE COPPIE REDOX

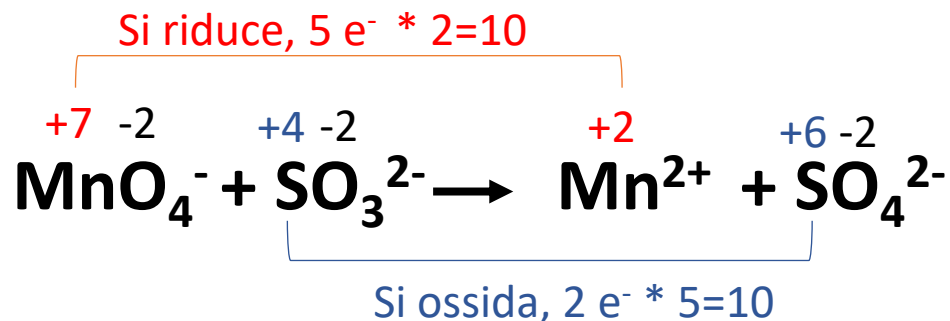


Mn riceve 5 elettroni
S(zolfo) cede 2 elettroni

LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

Esempio:

4. IL NUMERO DI ELETTRONI SCAMBIATI. SI BILANCIANO GLI ELETTRONI SCRIVENDO I COEFFICIENTI DAVANTI AI SINGOLI COMPONENTI DELLA COPPIA REDOX.



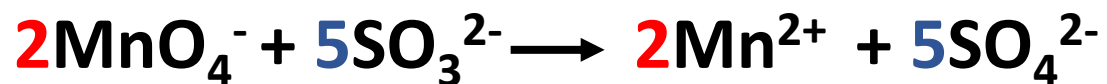
Mn riceve 5 elettroni
S(zolfo) cede 2 elettroni

Il criterio per bilanciare è che devono essere ceduti tanti elettroni quanto ne vengono ricevuti, qui però abbiamo 2 ceduti e 5 ricevuti, non è possibile. Quindi devo mettere dei coefficienti davanti alle formule in modo da bilanciare. Faccio il minimo comune multiplo tra 5 e 2 perché non hanno tra loro fattori in comune , m.c.m=10

Coefficiente
per MnO_4^- = $10(\text{n elettroni})/5(\text{n elettroni che il permanganato scambia})=2$

Coefficiente
per SO_3^{2-} = $10(\text{n elettroni})/5(\text{n elettroni che lo ione solfito scambia})=5$

Per il bilanciamento della massa applico i coefficienti sia a sinistra che a destra



LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

Esempio:

5. I COEFFICIENTI MATEMATICI E STECHIOMETRICI.
Si bilanciano i restanti elementi



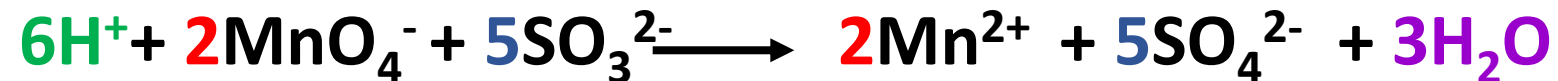
Contiamo gli atomi di ossigeno:

$$8 + 15 \longrightarrow 20$$

Quindi ci sono 3 atomi di ossigeno in più a sinistra, per bilanciare la reazione aggiungiamo 3 molecole di H₂O a destra infatti nelle reazioni redox spesso si creano molecole di acqua



Calcoliamo gli atomi di idrogeno: vediamo che ce ne sono 6 a destra quindi aggiungiamo 6 ioni H⁺ a sinistra in quanto la reazione avviene in ambiente acido

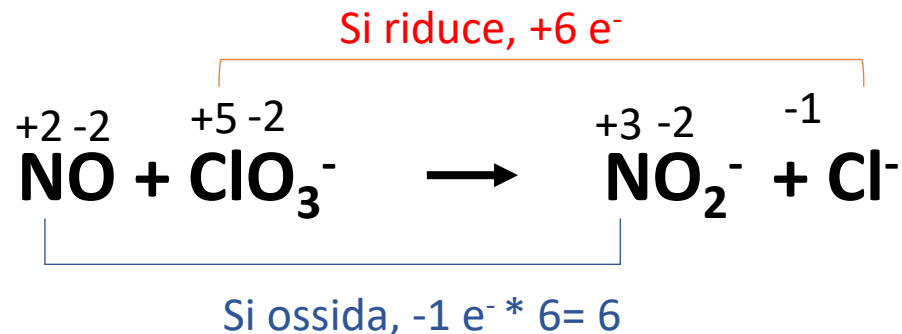


Infine controlliamo se la carica totale è la stessa sia a sinistra che a destra dell'equazione chimica (conservazione carica elettrica):
 $6 + (-2) + 5(-2) = 2(+2) + 5(-2)$, $-6 = -6$

LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

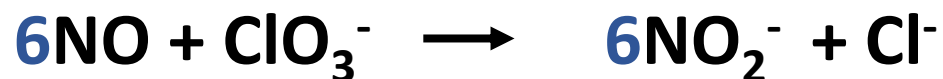
Esempio 2:

4. IL NUMERO DI ELETTRONI SCAMBIATI. SI BILANCIANO GLI ELETTRONI SCRIVENDO I COEFFICIENTI DAVANTI AI SINGOLI COMPONENTI DELLA COPPIA REDOX.



N cede 1 elettrone
Cl riceve 6 elettroni

Moltiplichiamo per 6 la semireazione dell'azoto e otteniamo $1 \cdot 6 = 6$ quindi metteremo 6 come coefficiente da entrambi i lati dove è presente l'azoto



La reazione è bilanciata per quanto riguarda gli elettroni, dobbiamo bilanciare gli atomi di ossigeno

5. I COEFFICIENTI MATEMATICI E STECHIOMETRICI.

Si bilanciano i restanti elementi



Mancano 3 atomi di ossigeno a sinistra quindi tra i reagenti aggiungo 3 molecole di H₂O, a questo punto bilancio l'idrogeno a destra aggiungendo 6 ioni H⁺

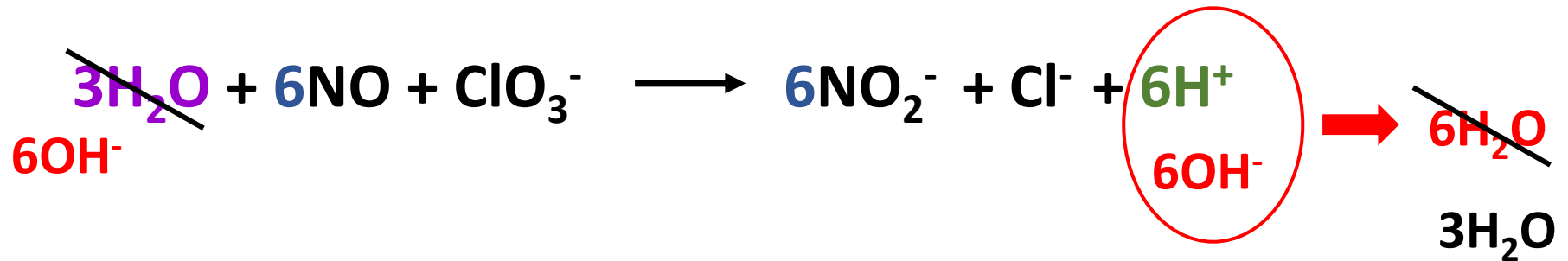


Questa è la reazione bilanciata in ambiente acido, però ci è richiesto di bilanciare in ambiente basico...

LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE O REDOX

Esempio 2:

Per bilanciare la reazione in ambiente basico, aggiungo tanti OH^- QUANTI SONO GLI IONI H^+ , sia tra i prodotti che tra i reagenti



Quindi aggiungo 6 OH^- sia ai prodotti che ai reagenti

Però vediamo che 6 ioni H^+ con 6 OH^- formano 6 molecole di H_2O

Possiamo semplificare sottraendo alle 6 molecole d'acqua dei prodotti, le 3 dei reagenti



La reazione è bilanciata in ambiente basico, sia dal punto di vista degli elettroni, della carica totale e anche della massa

MISCUGLI OMOGENEI E ETEROGENEI

Un miscuglio è un sistema formato da sostanze pure mescolate tra loro che possono essere separate mediante trasformazioni chimiche. I componenti di un miscuglio sono sostanze pure, ossia sostanze che mantengono inalterate le proprietà e le caratteristiche

MISCUGLI OMOGENEI

Otteniamo miscugli omogenei, quando le sostanze che si combinano tra di loro si amalgamano in modo così uniforme da non poter essere più separate né visivamente, mediante un microscopio, né materialmente. Questi miscugli possiedono delle caratteristiche chimico-fisiche uguali tra di loro, per quanto riguarda la densità, il punto di ebollizione, il sapore, punto di fusione e di conseguenza possiamo dire che sono composti da un'unica fase.

MISCUGLI ETEROGENEI

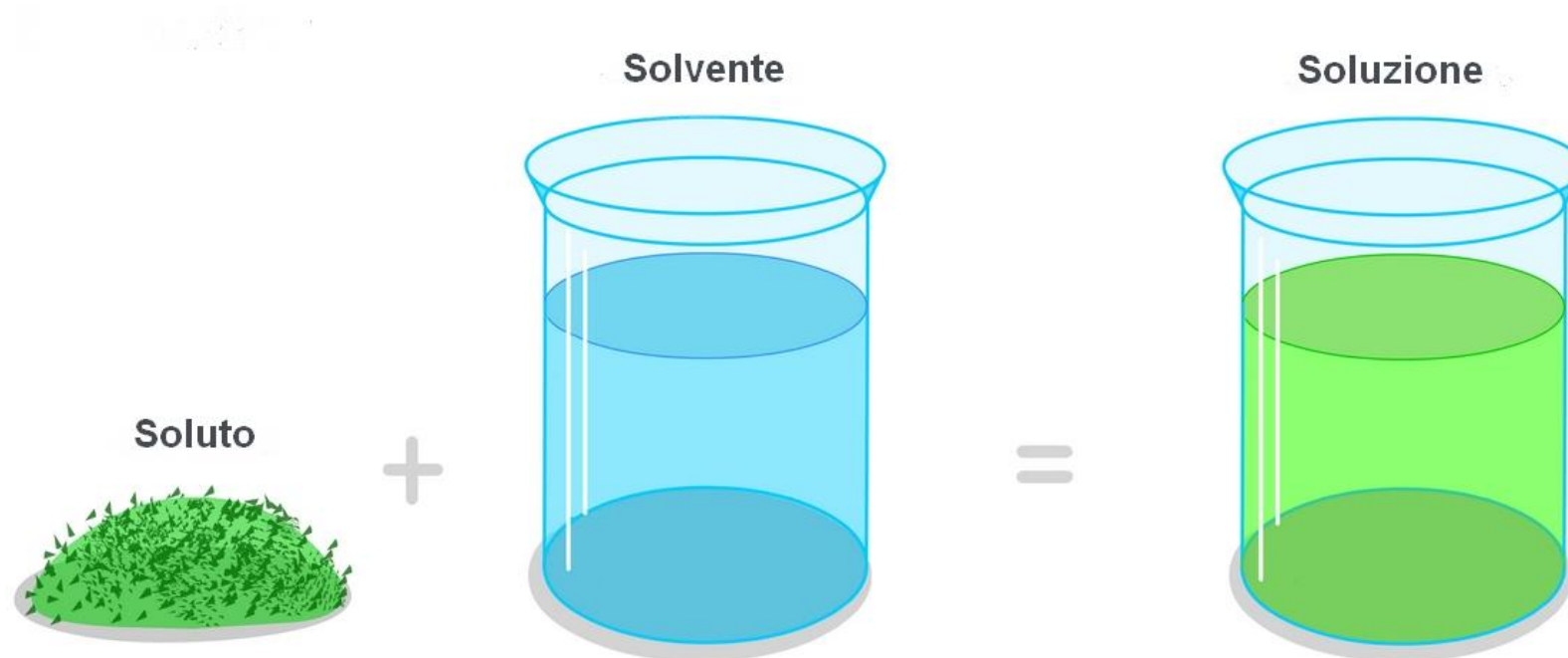
Otteniamo miscugli eterogenei, quando i materiali che si combinano tra di loro non riescono ad aggregarsi in modo omogeneo e di conseguenza possono essere osservati con o senza l'uso di un microscopio. Tra alcuni esempi possiamo ricordare il latte, perché è formato dal 90% di acqua e se si osserva al microscopio è possibile notare le particelle di grasso in sospensione che lo costituiscono. Diversamente da quelli omogenei, questi miscugli possiedono caratteristiche chimico-fisiche differenti per quanto riguarda lo stato fisico, punto di ebollizione, punto di fusione e sapore. In questo caso, ogni parte della miscela eterogenea viene chiamata fase.

LE SOLUZIONI

Le **SOLUZIONI** sono miscele omogenee di una sostanza (il **soluto**) in un'altra sostanza (il **solvente**).

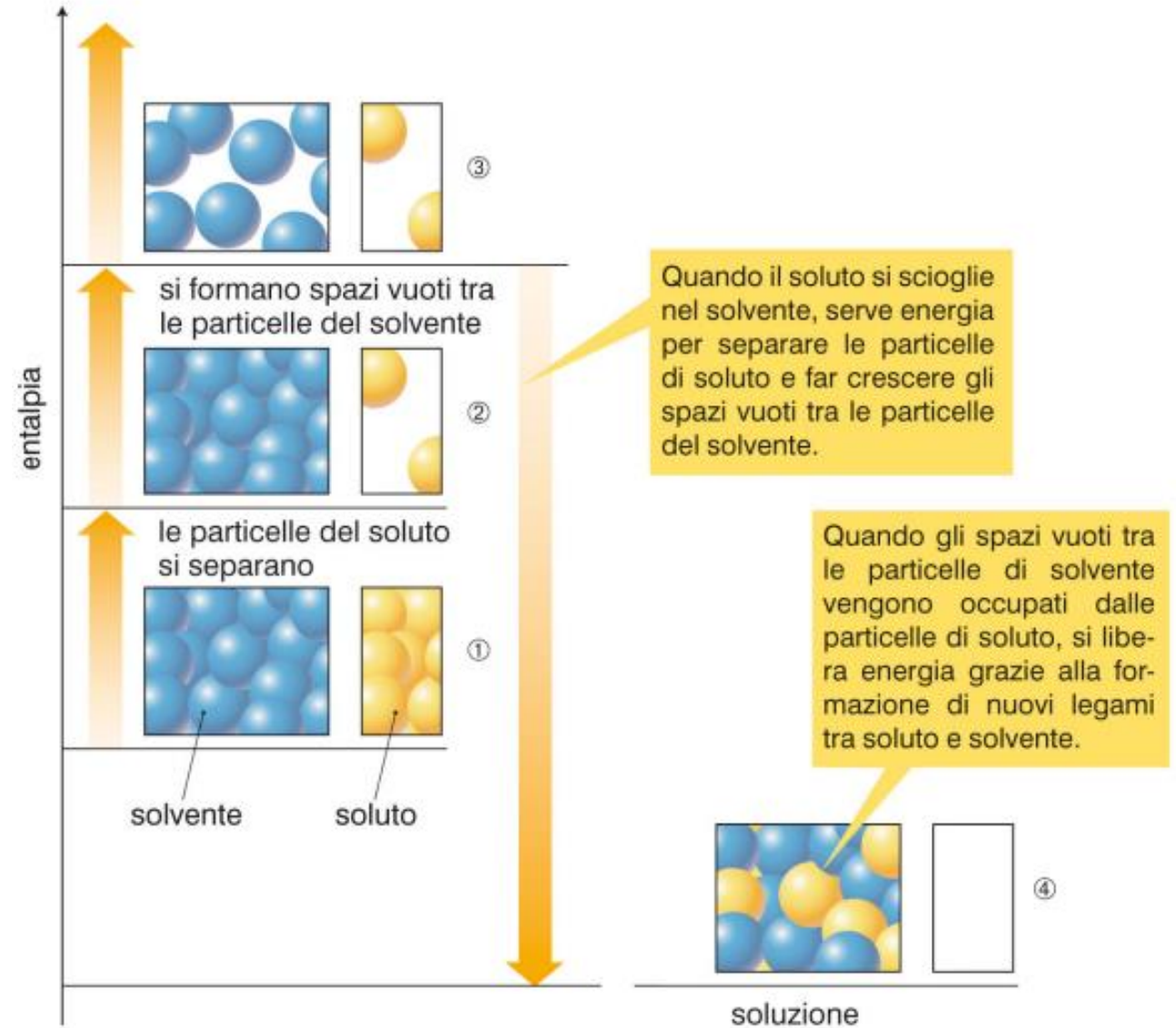
Il **solvente** di una soluzione è il componente più abbondante, mentre i **soluti** sono i componenti presenti in minore quantità.

Una sostanza che si scioglie facilmente in un solvente è detta solubile, mentre se non si scioglie viene definita insolubile. Anche le sostanze solubili non possono essere miscelate in qualunque rapporto con il solvente. Una soluzione è detta satura, se contiene la massima quantità possibile di soluto e si è venuto a formare il corpo di fondo.



LE SOLUZIONI

La formazione di una soluzione presenta sempre una variazione del contenuto energetico dovuto alla rottura (energia acquisita) e alla formazione (energia liberata) di legami: il sistema tende alla minor energia potenziale possibile



L'entalpia misura l'energia potenziale di un sistema

LE SOLUZIONI

SOLUBILIZZAZIONE: processo attraverso cui un soluto si mescola con un solvente per formare una soluzione.

Il soluto viene disciolto dal solvente perché tra soluto e solvente si stabiliscono interazioni intermolecolari.

La solubilità di un soluto in un solvente aumenta tanto più le interazioni fra i due sono simili a quelle tra le molecole di soluto allo stato puro

Il simile scioglie il simile:

Una sostanza apolare si scioglie meglio in un solvente apolare

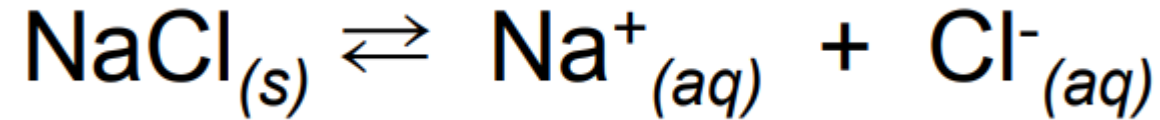
Una sostanza polare si scioglie meglio in un solvente polare.

La solubilità è la quantità massima di soluto che può sciogliersi in una data quantità di solvente a una certa temperatura.

La solubilità dipende dalla natura chimica del soluto e dalla temperatura della soluzione. In genere, nel caso dei soluti solidi la solubilità aumenta con la temperatura, mentre la solubilità dei gas nei liquidi diminuisce.

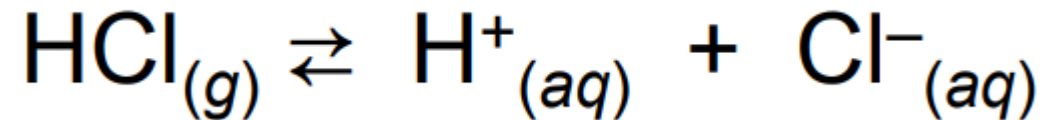
SOLUZIONI ACQUOSE ED ELETTROLITI

I **COMPOSTI IONICI** in acqua si **DISSOCIANO**, ovvero liberano ioni: le molecole d'acqua separano gli ioni di carica opposta già presenti nel composto. Queste soluzioni conducono elettricità.



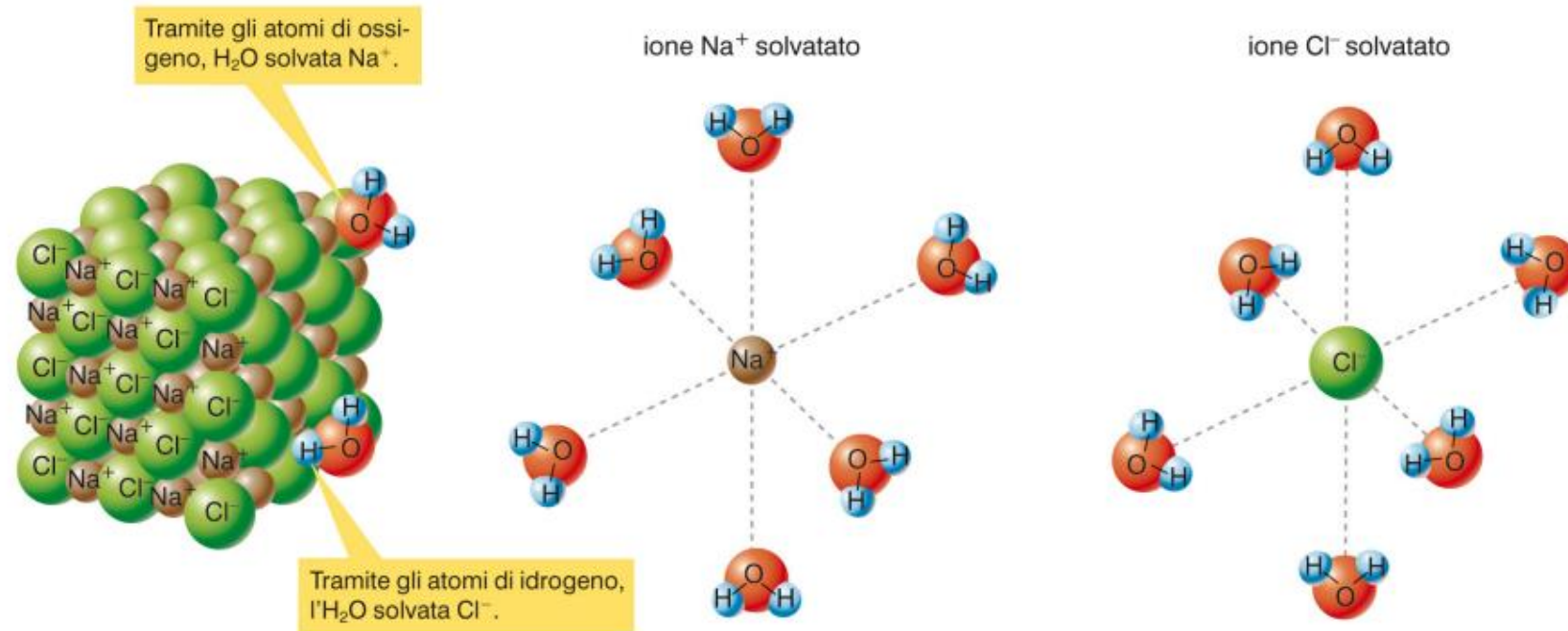
I **COMPOSTI MOLECOLARI** formano soluzioni per **DISPERSIONE** nell'acqua delle molecole elettricamente neutre; l'acqua rompe i deboli legami intermolecolari. Queste soluzioni non conducono elettricità.

I **COMPOSTI POLARI** (come gli acidi) in acqua si **IONIZZANO**: le molecole dipolari dell'acqua spezzano i legami covalenti polari della molecola con conseguente formazione di ioni. Queste soluzioni conducono elettricità.



SOLUZIONI ACQUOSE ED ELETTROLITI

Nella dissociazione e nella ionizzazione gli ioni vengono circondati dalle molecole d'acqua orientate in modo che il polo positivo sia rivolto verso lo ione negativo, e il polo negativo verso lo ione positivo. Si formano ioni idratati.

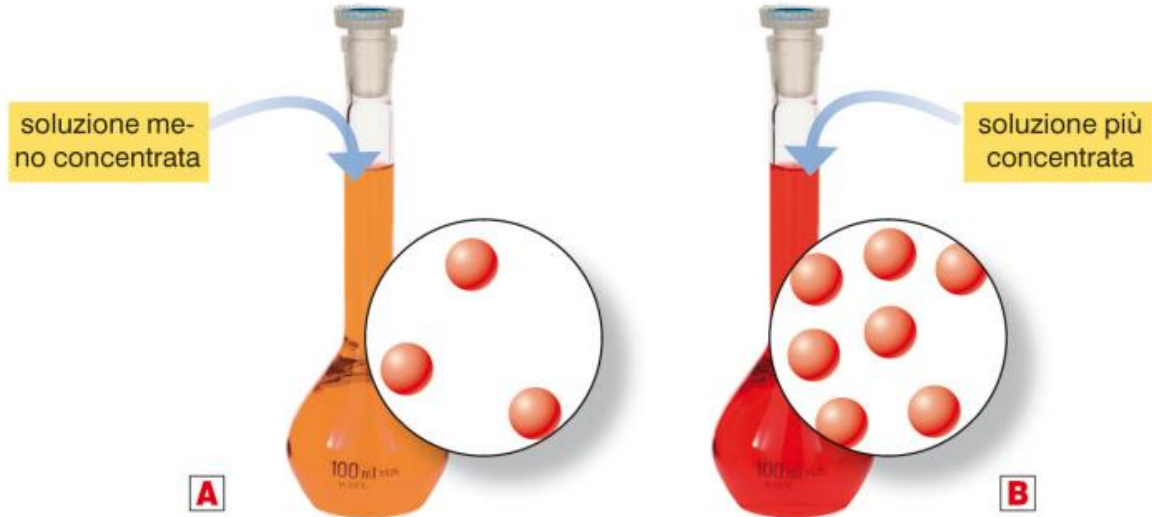


Tutti i composti che in soluzione producono ioni per dissociazione o per ionizzazione prendono il nome di ELETTROLITI. Un elettrolita è una sostanza che rende elettricamente conduttrice la soluzione acquosa in cui è disciolto. Soluzioni con alta conducibilità elettrica contengono soluti detti ELETTROLITI FORTI. Soluzioni con modesta conducibilità elettrica contengono soluti detti ELETTROLITI DEBOLI. Soluzioni che non presentano conducibilità elettrica contengono soluti detti NON ELETTROLITI.

Concentrazione delle soluzioni

Come facciamo ad esprimere la quantità di soluto in una soluzione??

La concentrazione di una soluzione è il rapporto tra la quantità di soluto e la quantità di solvente in cui il soluto è disciolto.
È possibile esprimere questo rapporto in funzione di diverse grandezze.



PERCENTUALE

Rapporto percentuale tra quantità di soluto e quantità di solvente

MOLALITA'

Numero di moli di soluto in un kg di solvente

MOLARITA'

Numero di moli di soluto/volume di soluzione

Concentrazione delle soluzioni

PERCENTUALE

Rapporto percentuale tra quantità di soluto e quantità di solvente

La **CONCENTRAZIONE PERCENTUALE IN MASSA (% m/m)** indica la quantità in grammi di soluto sciolta in 100 grammi di soluzione.

$$\% m/m = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{m_{\text{soluzione}} \text{ (g)}} \cdot 100$$

La **CONCENTRAZIONE PERCENTUALE MASSA SU VOLUME (% m/V)** indica la quantità in grammi di soluto sciolta in 100 mL di soluzione.

$$\% m/V = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (mL)}} \cdot 100$$

La **CONCENTRAZIONE PERCENTUALE IN VOLUME (% V/V)** indica il volume in millilitri di soluto sciolto in 100 mL di soluzione.

$$\% V/V = \frac{V_{\text{soluto}} \text{ (mL)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (mL)}} \cdot 100$$

Concentrazione delle soluzioni

MOLALITA'

Numero di moli di soluto in un kg di solvente

La concentrazione molale (m) o molalità è il rapporto tra le moli di soluto e la massa del solvente espressa in kilogrammi.

$$\text{molalità} = m = \frac{n_{\text{soluto}} (\text{mol})}{m_{\text{solvente}} (\text{kg})}$$

MOLARITA'

Numero di moli di soluto/volume di soluzione

La concentrazione molare (M) o molarità indica il rapporto fra le moli di soluto e il volume in litri della soluzione.

$$\text{molarità} = M = \frac{n_{\text{soluto}} (\text{mol})}{V_{\text{soluzione}} (\text{L})}$$

La **FRAZIONE MOLARE (X)** di un componente di una soluzione è il rapporto fra il suo numero di moli di quel componente e il numero totale di moli di tutti i componenti.

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots + n_Z}$$










MOLALITA'

Numero di moli di soluto in un kg di solvente

FRAZIONE MOLARE

MOLARITA'

Numero di moli di soluto/volume di soluzione

Quantità di soluto	Quantità di solvente	Concentrazione della soluzione	Definizione
1 mol A 	 1 kg	1 molale (1 m)  1 kg	$m = \frac{n_{\text{soluto}} \text{ (mol)}}{m_{\text{solvente}} \text{ (kg)}}$
1 mol A 	 1 mol	frazione molare $X_A = 0,5$ 	$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{totali}}}$
1 mol A 	 1 L	1 molare (1 M)  1 mol/L	$M = \frac{n_{\text{soluto}} \text{ (mol)}}{V_{\text{solvente}} \text{ (L)}}$

L'effetto del soluto sul solvente: le proprietà colligative

Una proprietà colligativa è una proprietà che dipende soltanto dal numero di particelle di soluto presenti in soluzione, e non dalla loro natura.

ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE

INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO

ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

PRESSIONE OSMOTICA

LE PROPRIETÀ COLLIGATIVE

ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE

La **TENSIONE DI VAPORE** è la **pressione esercitata dalle molecole di solvente evaporate sulla soluzione**. Se trattiamo un solvente puro, come l'acqua, la sua tensione di vapore sarà altissima, perché non si tratta di una soluzione e la concentrazione di soluto è pari a 0. Difatti l'evaporazione del solvente, dell'acqua in questo caso, non viene ostacolata dalle molecole del soluto che si dispongono superficialmente alla soluzione. Se invece aggiungessimo un soluto (come per esempio il sale nell'acqua della pasta), allora la tensione di vapore diminuisce enormemente in quanto la concentrazione di soluto aumenta (non consideriamo solo il solvente puro ma l'intera soluzione). In questo caso diminuisce perché l'evaporazione delle molecole di solvente è contrastata dalle molecole di soluto, che si dispongono superficialmente e non permettono la fuoriuscita di molecole di solvente. Osservato questo deduciamo che tanto più è concentrata una soluzione, tanto più la sua tensione di vapore sarà minore. La tensione di vapore è tanto minore quanto è maggiore la concentrazione. Il primo chimico che cercò di studiare questo fenomeno fu **Raoult**

La tensione di vapore delle soluzioni: la legge di Raoult

$$P_{\text{soluzione}} = P_{\text{solvente}} \cdot X_{\text{solvente}}$$

La tensione di vapore di una soluzione (ideale) il cui soluto non è volatile, è direttamente proporzionale alla frazione molare del solvente

LE PROPRIETÀ COLLIGATIVE

ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE

Se in un solvente sciogliamo un soluto non volatile (significa che in quelle condizioni non passa allo stato di vapore) la tensione di vapore della soluzione è minore della tensione di vapore del solvente puro. Quindi la presenza di un soluto non volatile ha fatto abbassare la tensione di vapore del solvente volatile.

Dato che l'entità dell'abbassamento è una proprietà colligativa dipende dalla concentrazione del soluto, quindi più concentrata sarà la soluzione più bassa sarà la tensione di vapore.

L'abbassamento della tensione di vapore di una soluzione è uguale al prodotto tra la tensione di vapore del solvente puro e la frazione molare del soluto.

$$\Delta P_{\text{soluzione}} = P_{\text{solvente}} \cdot X_{\text{solvente}}$$

LE PROPRIETÀ COLLIGATIVE

INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO

L'aumento del punto di ebollizione prende il nome di **innalzamento ebullioscopico**.

Il punto di ebollizione di un liquido è la temperatura alla quale la sua tensione di vapore eguaglia la pressione soprastante. Abbiamo visto che l'aggiunta di un soluto non volatile in un solvente volatile abbassa la tensione di vapore del solvente, ne consegue che ne aumenta il punto di ebollizione.

Maggiore è la concentrazione della soluzione più alta deve essere la temperatura per raggiungere il punto di ebollizione

Il punto di ebollizione di una soluzione è maggiore di quello del solvente puro perché la soluzione ha una tensione di vapore inferiore a quella del solvente puro.

$$t_{\text{eb.soluzione}} - t_{\text{eb.solvente}} = \Delta t_{\text{eb}} = k_{\text{eb}} \cdot m$$

Δt_{eb} = variazione del punto di ebollizione

k_{eb} = costante ebullioscopica

m = molalità soluzione

LE PROPRIETÀ COLLIGATIVE

ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

L'abbassamento del punto di congelamento prende il nome di **abbassamento crioscopico**.

Se aggiungiamo del soluto ad un solvente, la temperatura alla quale esso congela sarà inferiore di quella del solvente puro.

Ciò avviene perché le molecole del solvente, per la presenza di quelle del soluto, hanno maggiore difficoltà a formare la struttura ordinata che è tipica dei solidi.

L'abbassamento crioscopico è direttamente proporzionale alla concentrazione del soluto.

Il punto di congelamento di una soluzione è minore di quello del solvente puro perché le particelle di soluto possono impedire a quelle del solvente di fissarsi al cristallo di solvente puro.

$$t_{\text{cong.soluzione}} - t_{\text{cong.solvente}} = \Delta t_c = k_c \cdot m$$

Δt_c = variazione del punto di congelamento

k_c = costante crioscopica

m = molalità soluzione

LE PROPRIETÀ COLLIGATIVE

PRESSIONE OSMOTICA

La **pressione osmotica** è la pressione idrostatica che si deve esercitare sulla soluzione più concentrata separata da una meno concentrata, da una membrana semipermeabile, perché in essa non entri altro solvente

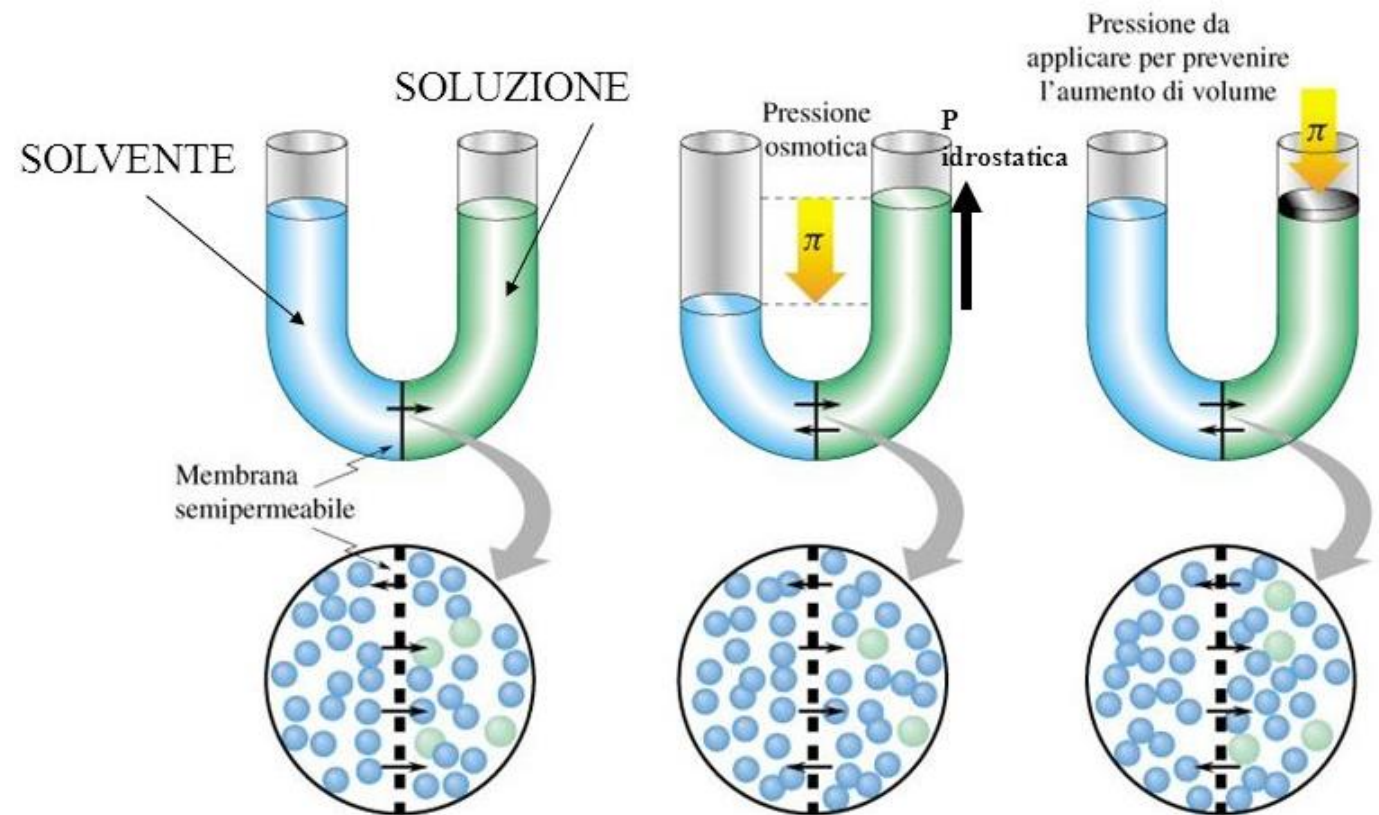
EQUAZIONE DI VAN'T HOFF

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

M = molarità

R = costante universale dei gas

T = temperatura assoluta



LE PROPRIETÀ COLLIGATIVE

PRESSIONE OSMOTICA

La membrana semipermeabile lascia passare le molecole del solvente (acqua) ma impedisce il passaggio delle molecole del soluto perché sono troppo grandi. Durante l'osmosi aumenta progressivamente la quantità delle particelle di solvente nella soluzione. Quindi, si riduce la concentrazione del soluto nella soluzione. In questo modo la soluzione viene progressivamente diluita. L'arrivo delle particelle del solvente nella soluzione causa un aumento della pressione nella soluzione detta pressione osmotica. Il processo termina quando il sistema raggiunge una condizione di equilibrio dinamico in cui il numero delle molecole del solvente puro (acqua) che passano per la membrana semipermeabile è uguale in entrambi i versi. Anche in condizioni di equilibrio dinamico il livello del liquido della soluzione è più alto (+h) e quello del solvente puro è più basso (-h). La pressione osmotica è la pressione necessaria (π) per impedire il flusso delle molecole per osmosi.

