

## Legami chimici e altro

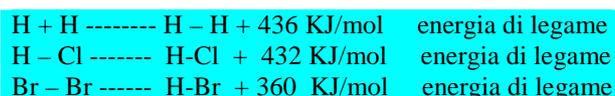
I legami chimici si stabiliscono fra atomi uguali o diversi per formare le molecole. Sono delle interazioni che avvengono tra gli orbitali che contengono gli elettroni di valenza, ovvero quegli elettroni che si trovano sugli orbitali esterni. Se ad esempio prendiamo i gas nobili nella tavola periodica osserviamo che la loro configurazione elettronica è completa ovvero tutti gli orbitali sono occupati, ebbene questi gas si dice che sono inerti non formano legami con nessun atomo perché tutti gli elettroni si trovano impegnati sugli orbitali, non c'è quindi necessità di completare la loro struttura elettronica non acquistano o cedono elettroni. Questa regola è nota con il nome regola dell'ottetto o del duetto per il primo livello energetico. Questa è una regola empirica non assoluta perché la stabilità dei gas nobili non è assicurata al 100%. I legami possono essere di due tipi

---- **legami chimici**

---- **legami fisici**

Ora parliamo di legami chimici: il tipo di legame dipende dagli atomi che vi prendono parte. Infatti se sono due metalli o due non metalli il tipo di legame è differente.

Quando due atomi si avvicinano per formare una molecola, si libera energia ovvero gli atomi passano da uno stato instabile ad energia elevata ad uno stato stabile di energia più bassa tipico esempio due atomi di idrogeno



Per spezzare il legame chimico ci vuole una quantità di energia pari a quella liberata, questa energia si dice **energia di legame**. Ogni molecola necessita per rompere il legame di una quota di energia pari a quella liberata durante la sua formazione. Quando si forma un legame bisogna sapere che gli atomi si debbono avvicinare tra di loro si instaura una forza di attrazione dovuta agli elettroni esterni ed il nucleo. Importante è anche l'orientamento spaziale che gli atomi hanno durante questo loro avvicinamento. Quando gli atomi raggiungono una distanza tale da permettere agli orbitali esterni di interagire si forma il legame. Altro parametro fisico da tenere presente è l'elettronegatività come la capacità di un atomo in una molecola di attrarre verso di sé la coppia di elettroni di legame. Pauling elaborò una scala di valori caratteristica per ogni elemento dove il valore era più alto vedi gli alogeni la capacità di attrarre era molto alta, l'inverso la capacità era molto bassa. Ad esempio un legame tra H – Cl dove i valori sono per H = 2,1 per il Cl = 3,0 c'è una asimmetria nella distribuzione delle cariche infatti il cloro viene ad avere una maggior densità di cariche negative sottraendole al idrogeno che presenta una deficienza di cariche negative. La molecola risulta essere polarizzata  $H^+Cl^-$  Se vi sono due atomi uguali tipo Cl – Cl avranno la stessa **elettronegatività** quindi la molecola è simmetrica riferendoci alla distribuzione delle cariche.

**Legame ionico detto anche eteropolare** si forma tra almeno due atomi di elementi differenti, mediante trasferimento di elettroni di valenza da un atomo ad un altro. Un atomo cede i propri elettroni ad un altro atomo che acquista. L'atomo che cede presenta un valore di elettronegatività basso al contrario l'atomo che acquista presenta un valore alto. Ad esempio:

LiCl è un composto ionico formato da un legame ionico.	Li = 1
Per formazione di tale composto il Li cede l'unico $e^-$ di valenza che si trova su $2s^1$ e si trasforma in $Li^+$ il Cl che acquista $e^-$ si trasforma in $Cl^-$ i valori di elettronegatività sono 1 per il Li e 3 per il Cl.	Cl = 3
	Valori di elettronegatività

La configurazione del Litio si completa perché in funzione alla regola del duetto viene ad avere l'orbitale  $1s^2$  completo il Cl viene ad avere l'ottetto completo perché viene ad avere una configurazione  $(Ne)3s^23p^6$  ma il Li è positivo perché ha perso un elettrone di valenza il cloro è negativo perché viene ad acquistare un elettrone di valenza.

Diamo un'altra definizione **valenza**: è la capacità di un atomo di un elemento di formare legami chimici con uno o più atomi. Normalmente il legame ionico si stabilisce tra un metallo ed un non metallo. Oltre al legame si stabilisce anche un'attrazione tra le cariche di segno opposto. Questo incrementa non in modo considerevole la forza del legame ionico.

**Legame covalente che può essere omeopolare.** Si forma tra atomi che possiedono valori numerici di *elettronegatività* molto simili. Nel legame covalente gli elettroni di valenza vengono condivisi, la molecola è simmetrica come distribuzione di carica elettrica. Gli elettroni di valenza sono condivisi. Ad esempio:

<p>H-Cl è un composto formato da un legame covalente. Per formazione di tale composto l' H mette in comune e<sup>-</sup> che si trova su 1s<sup>1</sup> anche il Cl mette in comune e<sup>-</sup> che sono in 3p<sub>z</sub><sup>1</sup> completano entrambi il duetto e l'ottetto e sono stabili. I valori di elettronegatività sono simili la distribuzione della carica è uniforme.</p>	<p>H = 2,1 Cl = 3 Valori di elettronegatività</p>
--	---

**Legame dativo:** simile al legame covalente con un'unica eccezione un elemento possiede una coppia di elettroni che può essere *donata* l'altro elemento possiede orbitali liberi in grado di *accettare* gli elettroni. Il legame si verifica sempre tra una molecola già formata ed un atomo oppure uno ione.

NH<sub>4</sub><sup>+</sup> è un composto formato da un legame dativo. Il legame avviene tra NH<sub>3</sub> e H<sup>+</sup> l'azoto possiede questa struttura 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sub>x</sub><sup>1</sup>2p<sub>y</sub><sup>1</sup>2p<sub>z</sub><sup>1</sup> la sua struttura si completa con i 3 H 1s<sup>1</sup> L'azoto possiede un doppietto elettronico 2s<sup>2</sup> che può essere donato, allo ione H<sup>+</sup> privato del suo elettrone. In questo modo H assume una configurazione esterna completa. Regola del duetto.

**Legame metallico:** avviene tra due metalli la spiegazione è data dal fatto che i metalli possiedono cariche positive, si forma infatti un aggregato di cariche positive dove possono scorrere cariche negative per tutta la struttura.

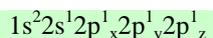
Secondo la teoria quanto meccanica i legami chimici vengono spiegati con criteri matematici.

*La prima teoria parla del legame di valenza, considerando solamente gli elettroni di valenza con i loro orbitali atomici di valenza.* Ogni legame eteropolare avviene per sovrapposizione di un orbitale atomico di valenza con un altro orbitale di valenza ogni elettrone è occupato da un solo elettrone che si dirà elettrone spaiato. *Nel legame dativo* invece la sovrapposizione avviene tra un atomo **donatore**, che possiede un orbitale atomico di valenza dove ci sono 2 elettroni, l'altro atomo detto **accettare**, possiede un orbitale atomico privo di elettroni, l'orbitale di legame che si viene a formare avrà sempre come numero **massimo 2 elettroni e mai per nessun motivo più di 2**.

*La seconda teoria quella degli orbitali molecolari dove gli elettroni di valenza distribuiti sui loro orbitali molecolari, che concorrono a formare il legame appartengono a tutta la molecola.* Si deve sempre ricordare che il concetto di orbitale è matematico simile a un'onda. Quindi il legame avviene per formazione degli orbitali di legame, dovute all'interazione di tutti degli elettroni di valenza. Per comodità e semplicità consideriamo la prima teoria. Esistono due orbitali di legame uno a bassa energia l'altro ad alta energia. il primo quello a bassa energia viene detto orbitale di legame, l'altro ad alta energia viene detto orbitale di antilegame. Quindi gli elettroni che si trovano sul primo orbitale formeranno il legame, viceversa se gli elettroni si trovano sul secondo orbitale, il legame si rompe. Per questo motivo per spezzare un legame si deve somministrare energia, gli elettroni debbono infatti passare da un orbitale a bassa energia all'altro a alta energia. L'energia somministrata serve per fare compiere il salto quantico agli elettroni che posizionandosi su orbitali ad alta energia rompono il legame.

*Legame tra due atomi di H*  
 1s<sup>2</sup> orbitale ad alta energia il **legame si rompe**  
 H atomo possiede 1s<sup>1</sup> 1s<sup>1</sup> orbitale dell'altro atomo di H formano un orbitale molecolare di legame  
 1s<sup>2</sup> orbitale a bassa energia il **legame avviene**

**Orbitali ibridi:** concetto introdotto da Pauling quando due o più orbitali atomici appartenenti tutti allo stesso atomo possono fondersi per formare orbitali atomici detti **ibridi**. Gli orbitali sono uguali per forma ed energia ma sono orientati nello spazio con differenti orientazioni. Hanno perso la loro forma di origine per trovarne una nuova. Il caso del carbonio che possiede un numero atomico uguale a 6. gli elettroni sono distribuiti:



Combinando questi orbitali si ottiene secondo la teoria quanto meccanica una nuova equazione che ammette 4 soluzioni quindi 4 orbitali atomici denominati sp<sup>3</sup>, ovvero dalla fusione di un orbitale s e tre orbitali p.

Orbitale ibrido del C simbolo **sp<sup>3</sup>** 4 orbitali

ibridi

Gli angoli dei legami sono di  $109^\circ$  e  $28'$  la figura che si ottiene è un tetraedro.  
Le ibridazioni del carbonio possono essere altre due e si indicano con i simboli:

$sp^2$	3 orbitali ibridi	$sp$	2 orbitali ibridi
angoli di legame $120^\circ$		angoli di legame $180^\circ$	

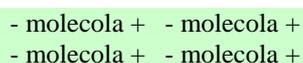
### Legami fisici

A differenza dei precedenti, si intendono legami fisici o secondari, quelle forze di coesione di natura elettrostatica che tengono unite le molecole. I legami fisici possono essere suddivisi in:

- legame dipolo – dipolo
- forze di Van der Waals
- legami ad idrogeno

**Il primo tipo di legame** si riferisce alle molecole che posseggono un dipolo, ovvero una molecola polarizzata con carica negativa e positiva. Le forze di attrazione sono dovute perché sono orientate in modo che i centri con cariche opposte sono adiacenti. Esempio la molecola dell'ammoniaca  $NH_3$

Dipolo

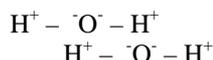


Le molecole dipolari hanno punti di fusione o di ebollizione, più alti che non nelle molecole dove è assente questo tipo di attrazione.

**Il secondo tipo di legame** avviene tra molecole non polari e dipende dal volume atomico ovvero della grandezza della molecola, tanto più grande è il numero di elettroni tanto più densa è la nube elettronica che circonda la molecola non polare, tanto maggiori sono le forze.

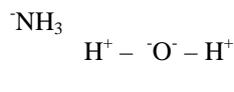
**L'ultimo tipo di legame** avviene tra molecole che posseggono atomi di idrogeno, con ossigeno, azoto. Il legame può essere interno alla molecola oppure esterno ed avviene tra due molecole.

Il legame ad idrogeno può avvenire tra le stesse molecole oppure tra molecole differenti esempio molecole di acqua dove l'idrogeno di una molecola è attratto dall'ossigeno di un'altra molecola di acqua:



Si creano dei ponti tra gli idrogeni e gli ossigeni. Questo legame nell'acqua è responsabile del punto di ebollizione, che risulta essere più elevato di quello che sarebbe senza il suddetto legame.

Abbiamo detto che il legame avviene tra molecole differenti tipo



questo legame è responsabile dell'elevata solubilità dell'ammoniaca nell'acqua.

**tabella dell'elettronegatività di Pauling per alcuni elementi:**

Elemento	Elettronegatività	
F	4,0	Per una maggior chiarezza bisogna affermare che il tipo di legame si calcola facendo la differenza di elettronegatività. Il valore preso come valore soglia è <b>1,7</b> al di sopra di questo valore il legame si ritiene ionico, al di sotto si ritiene covalente. Il passaggio tra un legame ed un altro non è repentino ma conserva sempre una certa percentuale di un tipo che di un altro. Solo per valori diremo estremi, il legame può essere di un
O	3,5	
N	3,0	
Cl	3,0	
Br	2,8	
H	2,1	
Al	1,5	
Mg	1,2	
Ca	1,0	
Li	1,0	
Ba	0,9	
Na	0,9	

K	0,8	tipo piuttosto che di un altro.
Cs	0,7	

**Nel composto Na Cl abbiamo una differenza di elettronegatività di:**

$3,0 - 0,9 = 2,1$  il legame non si può dire che sia tutto ionico o covalente, ma che per **65%** è di carattere ionico e per il **35%** è di carattere covalente.

**Nel composto N<sub>2</sub>O la differenza di elettronegatività è:**

$3,5 - 3 = 0,5$  il legame è per il **6%** di carattere ionico e per il **94%** di carattere covalente.

### Tabella di Pauling

Differenze di elettronegatività	0	0,1	1,0	1,5	1,7	2,0	2,5	3,0	3,2
% di carattere ionico	0	0,5	22	43	51	63	79	89	92

*Ora facciamo un poco di esercizi:*

Calcolare il carattere del legame nei seguenti composti:

KCl    Mg ( OH )<sub>2</sub>    Al<sub>2</sub> ( SO<sub>4</sub> )<sub>3</sub>    Ba I<sub>2</sub>

### **Facciamo altri tipi di problemi di chimica.**

I primi problemi erano sulla mole, sulla formula chimica e sul numero di Avogadro. Ora riprendiamo il numero di Avogadro per continuare a parlare di stechiometria.

#### **Problema numero 1**

Si voglia calcolare il numero di atomi contenuti in 16 grammi di Ca.

In questo problema voglio sapere quanti sono gli atomi di calcio contenuti in un determinato peso.

Cosa già conosco. Il calcio è un metallo, parlare di atomi o molecole per i metalli vedremo che è indifferente. Allora

Il Pa del Ca = 40,1 g/atom che equivalgono a 1 grammo atomo o mole del metallo.

In un grammo atomo di calcio sono contenuti  $6,022 \cdot 10^{23}$  numero di atomi.

Per cui:

g atomi = 16 grammi / 40,1 grammi atomi = 0,399 g atomi  
 1grammo atomo contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  numero di atomi 0,399 atomi conterrà ...  
 $1 : 6,022 \cdot 10^{23} = 0,399 : X$      $X = 2,402 \cdot 10^{23}$  atomi  
 risposta in 16 grammi di Ca sono contenuti  $2,402 \cdot 10^{23}$  atomi.

#### **Problema numero 2**

Calcolare il numero di molecole di NaCl contenute in 500 grammi

Calcolo il Pm = 23 + 35,5 = 58,5 g/mole

Calcolo il numero delle moli:

moli = 500 / 58,5 = 8,54 mole  
 conosco che 1 mole contiene un numero di molecole che è uguale a  $6,022 \cdot 10^{23}$   
 $1 : 6,022 \cdot 10^{23} = 8,54 : X$      $X = 51,47 \cdot 10^{23}$  molecole  
 risposta in 500grammi di Na Cl sono contenute  $51,47 \cdot 10^{23}$  molecole.

#### **Problema numero 3**

Calcolare la composizione percentuale in peso di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Questo tipo di problema si calcola tenendo conto del Pm del composto.

Calcolo il Pm =  $1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$  g/ mole  
 Adesso posso osservare che in 98 g/mole vi sono di  
 H = 2 g    di S = 32 g    di O = 64 g . il Pm deve essere rapportato  
 a 100, perché debbo calcolare la percentuale in peso.  
 Imposto la proporzione:  
 se in 98 g vi sono 2 g di H in 100 ve ne saranno X  
 $98 : 2 = 100 : X$      $X = 2,04\%$  di H

lo stesso faccio per gli altri elementi contenuti nel composto:

$$98 : 32 = 100 : X \quad X = 32,65\% \text{ di S}$$

$$98 : 64 = 100 : X \quad X = 65,31\% \text{ di O}$$

#### Problema numero 4

Calcolare i grammi di ossigeno contenuti in 150 g di  $\text{H}_3\text{PO}_4$

Calcolo il  $P_m = 1 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ g/mole}$

In questo problema bisogna calcolare la quantità di grammi di ossigeno contenuti in 150 g di composto. Dal calcolo del peso molecolare conosco che su 98 g/mole vi sono 64 g di ossigeno. I grammi di composto sono 150 quindi:

$$98 : 64 = 150 : X \quad X = 97,95 \text{ grammi di ossigeno}$$

*Ora facciamo un poco di esercizi:*

- Quanti grammi di Cr sono vi sono in 68 g di cromo
- Quanti grammi di ossigeno sono contenuti in 54 g di acqua.
- Calcolare i grammi di zolfo contenuti in 234,87 g di  $\text{CaSO}_4$
- Calcolare la composizione percentuale di  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- Calcolare la composizione percentuale di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_4$
- Calcolare il numero di atomi di Zn presenti in 349,34 g di  $\text{ZnBr}_2$
- Calcolare il numero di atomi di Pb contenuti in 50 g di metallo
- Calcolare il numero di molecole di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  presenti in 89,98 g di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- Calcolare la composizione percentuale di  $\text{NaClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
- Calcolare la composizione percentuale di  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Calcolare quanti atomi di ossigeno sono contenuti in 23,74 grammi dell'elemento
- Quanti grammi di S sono contenuti in 75 g di  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$
- Calcolare il numero di atomi di Cl contenuti in 65,81 g di KCl
- Calcolare la composizione percentuale degli elementi in peso di  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$
- Calcolare quante moli di  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  sono contenute in 892,19 g di  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- Calcolare quanti atomi di Br sono contenuti in 13,89 grammi di  $\text{AlBr}_3$
- Calcolare i grammi di fosforo contenuti in 45,23 grammi di  $\text{Na}_3(\text{PO}_4)$
- Calcolare il peso di  $7 \cdot 10^{19}$  molecole di HBr
- Calcolare la formula minima di un composto che ha dato dall'analisi i seguenti dati: Ba 81,1% e S = 18,9%

#### Esperienza di laboratorio

Parlando di atomi si può fare un'esperienza molto significativa quella dell'emissione di luce da parte di alcuni metalli. Alcuni metalli se vengono posti sopra una fiamma impartiscono alla fiamma stessa una particolare colorazione. La teoria vuole che i metalli sotto forma di sali (cloruri) quando posti sulla fiamma, subiscono ad opera della temperatura, una serie di trasformazioni la prima è:

- vaporizzazione del campione.** Il composto subisce ad opera della temperatura la trasformazione del solido allo stato di vapore.
- atomizzazione** cioè trasformazione del metallo in atomi
- eccitazione**, ovvero gli elettroni degli strati più esterni passano di livello compiendo un salto quantico, questo passaggio non ha un'eccessiva durata nel tempo ( $10^{-9} \text{ sec}$ ), gli elettroni ritornano ai loro stati fondamentali e se prima hanno assorbito energia, ora nel ritorno emettono energia, sotto forma di luce. La frequenza della luce emessa si presenta nella zona del visibile.

Prendere i cloruri dei seguenti metalli (Li, Na, K, Ca, Ba, Sr, Cu,  $\text{NH}_4^+$ ) prendere un filo al nichel – cromo, bagnarlo in HCl concentrato porlo sopra il bunsen per fare una pulizia, finché la fiamma non presenta più la colorazione, terminata questa fase il filo viene bagnato con HCl concentrato immergerlo nel sale da analizzare porre il filo sul bunsen e osservare la colorazione. Pulire il filo e ripetere il saggio utilizzando altri sali. Quando si utilizza il sale di ammonio è bene analizzare con il vetrino al cobalto ed osservare la nuova colorazione. La stessa operazione viene ripetuta con tutti i sali, annotare le differenze discutere i vantaggi e gli svantaggi dell'osservazione con il vetrino al cobalto. Mescolare i sali ed osservare quello che succede ad esempio un sale di sodio in presenza di un sale di potassio, un sale di rame in presenza di un sale di bario, ancora un sale di calcio in presenza di un sale di litio e così via.

## Teoria V.S.E.P.R.

La teoria spiega come gli atomi si dispongono nello spazio e qual è la forma geometrica di una molecola. L'enunciato dice che gli e<sup>-</sup> di valenza si respingono e tendono ad andare alla massima distanza tra loro. La teoria prende in considerazione le coppie di e<sup>-</sup> facenti parte di legami o libere da ogni legame tipo i doppietti elettronici, si dispongono diametralmente opposti, molecola lineare tipo CaCl<sub>2</sub>, o a formare un triangolo tipo BF<sub>3</sub> oppure tetraedrica tipo CH<sub>4</sub> o piramidale tipo NH<sub>3</sub>. Sotto sono riportate le principali forme molecolari con la struttura, angoli di legame.

Formula	Angoli di legame	
Cl – Ca – Cl	180°	Nella prima molecola le coppie di elettroni si vengono a trovarsi sulla stessa retta, ma <b>diametralmente opposti</b> il <b>Cl</b> possiede 3 doppietti elettronici ed un elettrone di valenza, il <b>Ca</b> possiede 2 elettroni di valenza non possiede doppietti elettronici. Il <b>B</b> possiede 3 e <sup>-</sup> di valenza il <b>F</b> non possiede doppietti elettronici, quindi si può prevedere una disposizione <b>triangolare</b> per il <b>C</b> con 4 e <sup>-</sup> di valenza simmetricamente disposte intorno all'atomo centrale formano un <b>tetraedro</b> . Per <b>N</b> c'è un doppietto elettronico libero con 3 elettroni la forma più probabile è <b>piramidale</b> a base triangolare.
F – B – F F	120°	
H H – C – H H	109°,3'	
N H H H	107	

La molecola dell'acqua è un caso particolare perché l'ossigeno possiede 2 elettroni di valenza e 2 doppietti elettronici, l'H possiede solo 1 elettrone di valenza ciascuno; però la formula molecolare è H<sub>2</sub>O per cui i 2 idrogeni con O formano una struttura con angoli di legame di 105° alcuni testi descrivono la molecola come un tetraedro anche se in effetti è una struttura che assomiglia di più alla lettera V che ad un tetraedro, anche se vi sono 2 doppietti elettronici sull'ossigeno ma, considerando gli angoli di legame si può affermare che la struttura è a V.

## Esperienza di laboratorio

Questa esperienza mette in risalto come l'acqua possieda un momento dipolare ovvero che sull'idrogeno vi sono cariche positive e sull'ossigeno vi sono cariche negative sotto forma di doppietto elettronico. Prendere una bacchetta di vetro e strofinarla su di un panno di lana fino ad accumulare un certo numero di cariche elettriche che si creano per semplice strofinio, quindi dal rubinetto aprire un esile flusso di acqua, osservare che quando avvicino al flusso di acqua la bacchetta caricata il flusso subisce una deviazione, questo significa che l'acqua è una molecola dipolare che risente quindi delle cariche elettriche, l'acqua si disporrà in modo da allontanarsi per effetto della forza di repulsione tra le cariche.

## Molecola o atomi

Facciamo un poco di chiarezza in questo che può essere una definizione molto semplice, in verità non sempre è così si può fare molta confusione. Dobbiamo sapere che il concetto di molecola fu introdotta da Amedeo Avogadro circa nel 1811. Riprendendo gli studi di Berzelius sosteneva che *volumi uguali di gas diversi, a c.n. contenevano lo stesso numero di atomi* ovvero 1 volume di H ed 1 volume di Cl si otteneva un composto formato da 1 volume di H e Cl. Gay Lussac fece degli esperimenti che entravano in contraddizione con questa teoria, infatti anziché ottenere 1 volume di atomi di H e Cl, otteneva 2 volumi di H e Cl, e queste contraddizioni proseguirono analizzando altre reazioni tra gas. Avogadro ebbe la geniale intuizione di comprendere che questi *atomi complessi* come vennero chiamati, erano in realtà delle molecole. Infatti l'idrogeno viene scritto H<sub>2</sub> e non H, così pure il cloro Cl<sub>2</sub> e non Cl lo stesso vale per ossigeno O<sub>2</sub>. Ripercorrendo gli studi di Gay Lussac alla luce di queste nuove conoscenze si intuì come in realtà i volumi di HCl erano 2 e non 1. Scriviamo la reazione



Questo significava che da 1 volume di idrogeno ed 1 di cloro si ottenevano 2 volumi di HCl e non uno, perché quelli che ritenevano fossero atomi in realtà erano molecole bi atomiche.

*Il principio di Avogadro si può enunciare nel seguente modo:*

Volumi uguali di gas diversi, a temperatura e pressione di identico valore contengono lo stesso numero di molecole.

Oggi piuttosto che usare il termine volume si utilizza il termine numero di molecole, ovvero non un volume di idrogeno ma una molecola di idrogeno che reagisce con una molecola di cloro. In realtà oggi si parla di mole per calcolare la quantità di sostanza che reagisce e come già detto la mole è legata al numero di molecole dal numero di Avogadro.

Per atomo si intende la più piccola di un elemento che ne conserva tutte le caratteristiche.

Per molecola si intende la più piccola parte di una sostanza formata dall'unione di più atomi.

Oltre all'idrogeno al cloro e l'ossigeno vi sono altre molecole biatomiche tipo:

$N_2$   $Cl_2$   $F_2$   $Br_2$   $I_2$

Ovvero i non metalli, per i metalli invece la molecola è mono atomica un atomo è uguale ad una molecola.

Quindi quando si parla dei metalli dire molecola o atomo è la stessa cosa, anche se si preferisce parlare sempre di molecola, perché parlando di non metalli o metalli si può commettere l'errore di confusione.

## Parliamo di metalli e di non metalli.

### Proprietà fisiche:

I metalli a temperatura ambiente sono solidi, presentano punti di fusione elevati, sono duttili ovvero possono essere stirati e malleabili ovvero possono essere piegati se vengono battuti. Normalmente sono buoni conduttori di calore ed elettricità. Rappresenta un'eccezione il mercurio Hg perché a temperatura ambiente è liquido. Nella tavola periodica degli elementi i metalli si trovano nella parte sinistra e nella parte centrale. Presentano valenze con valori bassi, I II III. Gli elementi che nella tavola si trovano nella parte centrale come il Cr si comporta da metallo nelle valenze più basse II e III, mentre con le valenze più alte VI si comporta da non metallo. Questo comportamento è specifico per tutti gli elementi che si trovano nella parte centrale della tabella.

### Proprietà chimiche:

Hanno scarsa attitudine a reagire tra di loro, reagiscono con i non metalli come  $O_2$ ,  $Cl_2$ , ed altri. Con l'idrogeno formano composti denominati **idruri** tipo NaH,  $CaH_2$  dove l'idrogeno si comporta da non metallo. I metalli tipo il Li per completare l'ottetto elettronico o il duetto elettronico nel caso specifico, tende a cedere 1 elettrone denominato di valenza, per questo motivo possiede **valenza I**, si trova nella tavola periodica nel primo gruppo ( si definisce gruppo gli elementi che si trovano a partire dall'alto verso il basso ), la valenza massima è specificata in numero romano. Per il Li la configurazione elettronica è:

Li = 3 e<sup>-</sup>, 1 e<sup>-</sup> di valenza. Configurazione elettronica:  
 **$1s^2 2s^1$**  cedendo l'unico e<sup>-</sup> di valenza per formare un legame con un altro elemento completa la propria struttura elettronica.

I semimetalli presentano proprietà intermedie abbiamo già detto che con le valenze minori si comportano da metalli viceversa da non metalli. Il Si ed Ge presentano caratteristiche di semiconduttori, usati in elettronica. Dal punto di vista della configurazione presentano gli orbitali d e tutti gli altri, però la distribuzione presenta dal quarto periodo delle eccezioni, che condizionano questi elementi con caratteristiche particolari.

I non metalli invece possono essere gassosi o liquidi tipo  $O_2$  liquidi  $Br_2$  oppure solidi C. Allo stato solido sono fragili, sono cattivi conduttori di elettricità e calore. Si possono combinare tra di loro e con i metalli. Possiedono molecole biatomiche tipo  $O_2$  e non O. Possiedono densità bassa, sono opachi hanno punto di fusione o ebollizione basso.

Dal punto di vista della struttura elettronica hanno la tendenza quando reagiscono ad acquistare elettroni per completare l'ottetto elettronico ovvero la configurazione elettronica esterna. Tipo il F che possiede 9 e<sup>-</sup>.

F = 9 e<sup>-</sup>. Configurazione elettronica:  
1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 2p<sup>1</sup> acquistando 1 e<sup>-</sup> per formare un legame con un altro elemento completa la propria struttura elettronica. La valenza è I perché 1 e<sup>-</sup> acquistato.