

CHIMICA GENERALE E INORGANICA

Materia

La materia è tutto ciò che ha una massa e occupa un volume. Questa è costituita da MISCELE OMOGENEE O ETEROGENEE, SOSTANZE PURE E INDIVIDUI CHIMICI.

Queste miscele esistono in uno o più stati di aggregazione: solido, liquido e gassoso.

La materia si divide quindi in sostanza pura e miscele.

La sostanza pura ha un sistema omogeneo. Ha un sistema omogeneo con una composizione definita è costante, rimane invariata anche essendo influenzata da sollecitazioni esterne. Queste si differenziano le une dalle altre per:

- Differenti elementi chimici costituenti
- Il diverso rapporto tra gli atomi se gli elementi costituenti sono gli stessi
- Per la diversa disposizione degli atomi nello spazio

Questa si divide in sostanza elementare e sostanza composta. Nella sostanza elementare sono presenti atomi solo di uno stesso elemento chimico per esempio l'ossigeno. nella sostanza composta sono presenti atomi di specie diverse presenti in rapporti costanti per esempio l'acqua che ha un atomo di ossigeno per ogni due atomi di idrogeno. La composizione chimica non cambierà quando avremo il passaggio da liquido a solido o gassoso. Le miscele si dividono in omogenee o eterogenee. Quelli omogenei costituiscono un sistema monofasico. Per fase si intende una parte separata dall'intero sistema caratterizzata da proprietà fisiche e chimiche costanti al suo interno. Per esempio l'acqua del mare in questo caso la composizione non rimane costante. Nelle miscele eterogenee avremo all'interno più fasi fisicamente distinte dalle altre quindi per esempio due liquidi immiscibili o presenza di un solido in un liquido.

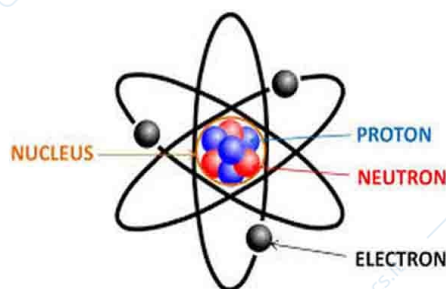
Formule

Queste si presentano in vari tipi di formule a seconda del tipo di informazione che contengono. L'informazione minima che una formula deve dare è quali elementi o elemento la compongono e in che rapporti si trovano. Questi rapporti si deducono grazie ai numeri scritti in basso a destra dell'elemento. Questa è la formula minima o stechiometrica che si ricava dall'analisi elementare della sostanza. Esempi NaCl , P_2O_5 , nel caso di sostanze elementari il nome dell'elemento sarà la formula minima. Le sostanze possono essere costituite da aggregati tutti uguali tra di loro di elementi chiamati molecole. Le molecole sono le unità strutturali fondamentali della materia allo stato gassoso. Gli atomi nelle molecole sono tenuti insieme da delle forze di attrazione che sono i legami chimici. La formula che indica il numero di atomi in ciascun elemento costituente la molecola è chiamata formula molecolare. Questa a differenza di quella minima non si limita a definire la proporzione tra gli elementi ma indica il numero esatto per esempio O_2 , H_2O_2 .

una sostanza costituita da una relazione continua di atomi e non da molecole non possiede una formula molecolare ma minima. I composti possono essere costituiti anche da atomi e da gruppi diversi di atomi, ciascuno con una carica elettrica risultante. In questo caso avremo una formula che ci darà maggiori informazioni di quella minima. Quando si vogliono rappresentare i legami tra gli atomi e la disposizione di questi nello spazio si va ad utilizzare la formula di struttura nella quale ci sarà una disposizione

spaziale in proiezione bidimensionale degli atomi che compongono una molecola. I segmenti che uniscono i diversi elementi rappresentano i legami che tengono uniti gli atomi.

L'atomo



L'atomo è la più piccola parte di un elemento chimico. Questo è costituito da due parti: nucleo e elettroni. Le proprietà dell'atomo che dipendono dal nucleo sono ben diverse rispetto a quelle che dipendono dagli elettroni. Il nucleo è una piccola porzione dell'atomo nella quale è concentrata la quasi totalità della massa dell'atomo. Gli elettroni si muovono nello spazio circostante il nucleo e occupano un volume che è circa 10^{15} volte maggiore di quello del nucleo stesso. Sia la massa che le dimensioni dell'atomo sono molto piccole. L'elettrone ha carica negativa -1 . Il nucleo può essere costituito da due tipi di particelle: neutroni e protoni. Il protone ha carica positiva, il neutrone è privo di carica. Protone, neutroni e elettroni hanno possibilità di vita indipendente anche al di fuori dell'atomo. Il numero di protoni diversifica un elemento da un altro. Il numero di protoni di ciascun elemento, chiamato numero atomico e indicato con la lettera Z , viene scritto in basso a sinistra dell'elemento per esempio ${}^6\text{C}$, ${}^1\text{H}$.

Gli elementi sono disposti in una tabella in ordine di numero atomico crescente. Fissato il numero dei protoni, quello dei neutroni ed elettroni varia: gli atomi di un elemento possono quindi essere differenti tra loro per massa o per carica elettrica. Quando un atomo possiede un numero di elettroni uguale al numero di protoni si dice che è neutro; privo di cariche risultanti. Gli addominali che hanno perso o acquistato uno o più elettroni rispetto all'atomo neutro vengono detti IONI. Quelli che hanno perso elettroni e hanno carica positiva sono detti CATIONI. Quelli che li hanno acquistati e quindi hanno carica negativa sono detti ANIONI. Gli ioni hanno caratteristiche diverse rispetto all'atomo neutro ma sono specie atomiche appartenenti allo stesso elemento. Atomi dello stesso elemento che differiscono per il numero di neutroni si dicono ISOTOPI.

Gli isotopi sono atomi differenti dello stesso elemento che si distinguono per il numero di neutroni N e quindi per il numero di massa A definito come la somma $N + Z$ del numero di protoni e del numero di neutroni. Atomi costituiti da un certo numero atomico e da un numero di massa si chiamano nuclidi; nuclidi diversi dello stesso elemento si chiamano isotopi di quell'elemento. Gli isotopi hanno lo stesso valore di numero atomico e diverso valore di massa. Questi hanno tutte le stesse proprietà chimiche. La maggior parte degli

elementi naturali è costituita da più di un nuclide o da più isotopi si parla di miscela isotopica naturale dell'elemento .

MASSA ATOMICA

Si definisce massa atomica di un elemento la massa relativa di quell'elemento rispetto a $1/12$ della massa di un nuclide ^{12}C . E' un numero puro.

Che cosa è il carbonio-12? E' un nuclide stabile ed è tra tutti gli isotopi del carbonio quello più frequente, avendo una abbondanza in natura del 98,89%.

Mole

La mole è definita come la quantità di sostanza che contiene tante unità elementari quanti sono gli atomi contenuti in 12 g esatti di nuclide ^{12}C . Questo numero di atomi che definisce quantitativamente la mole è conosciuto con il nome NUMERO DI AVOGRADO NA indicato come COSTANTE poiché è il numero di unità elementari per moli e ha unità di misura mol⁻¹.

La quantità di sostanza non è sinonimo di massa di sostanza, massa e quantità di sostanza sono due grandezze fisiche differenti.

COSTANTE DI AVOGRADO= $6,02214076 \times 10^{23}$

La quantità di sostanza è quella grandezza che a differenza della massa tiene conto della struttura a particelle della materia ,la massa in grammi di una mole di una qualunque sostanza è espressa dallo stesso numero che ne esprime il peso atomico, il peso molecolare o il peso formula . La massa molare è il rapporto fra massa e quantità di sostanza. Essa è indicata con il simbolo m.

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

Si può anche calcolare a quanti grammi corrisponde $1/12$ della massa del nuclide ^{12}C . La massa molare di ^{12}C è 12 grammi moli alla meno 1 ;in questo caso se si divide per la costante di Avogadro si ha la massa di un nuclide ^{12}C . $1/12$ di questa massa corrisponde ad 1 uma. (UNITA' DI MASSA ATOMICA)

PESO MOLECOLARE:Il peso molecolare è dato dalla somma dei pesi atomici di tutti gli elementi che sono contenuti in una molecola. Per es : I₂ $126,9+126,9=253,8$

PESO FORMULA:Non avremo molecole ma composti ionici. Nel caso NaCl ,non è costituita da molecole , quindi devo fare la somma della massa atomica di Na e massa atomica Cl quindi si calcolano nello stesso modo ma hanno un significato differente.

NaCl non si può isolare per questo ho il peso formula.

LE FORZE DI LEGAME NEL NUCLEO

Difetto di massa

Il nucleo atomico è costituito da particelle più piccole chiamate nucleoni e possono essere di due tipi protone e neutrone, questi possono esistere anche liberi non vincolati nel nucleo di un atomo. Il neutrone libero tuttavia è una particella instabile che tende a decadere in un protone e in un elettrone. I nucleoni sono tenuti insieme da una forza nucleare molto intensa detta energia di legame. Tra la massa del nucleone e l'energia di legame sono in relazione (Einstein) e sono formalizzate in un'equazione ($E = mc^2$). Secondo questa equazione quando due nuclei formano un nucleo atomico, una parte della loro massa deve trasformarsi in energia di legame perché in caso contrario potrebbero aggregarsi e non si formerebbe alcun nucleo. Non ci sarebbe abbastanza energia per tener uniti i nucleoni.

Per ciò nel nucleo di un atomo i nucleoni hanno una massa inferiore rispetto allo stato che avrebbero all'esterno, quando sono isolati al di fuori del nucleo. La massa mancante dei nucleoni è l'energia che li lega insieme nel nucleo atomico, quindi il difetto di massa è la perdita di massa dei nucleoni quando sono aggregati nel nucleo atomico. La somma delle masse dei nucleoni è maggiore della massa del nucleo atomico.

Energia di legame

È l'energia necessaria a comporre il nucleo a partire dai singoli protoni e neutroni

DECADIMENTO RADIOATTIVO

Metodi di decadimento

Il decadimento radioattivo è il processo mediante il quale un nuclide, naturale o prodotto artificialmente, si trasforma spontaneamente in un altro. In questo processo si libera energia sotto forma di calore e di radiazione elettromagnetica (raggi γ), oltre a particelle diverse. I prodotti del decadimento hanno in totale una massa minore di quella del nuclide iniziale.

I tipi di decadimento:

- Emissione di particelle α : Le particelle di α sono nuclei di Elio con numero atomico 2 e numero di massa 4, un nucleo emette una particella α diminuisce di 4 unità il proprio numero di massa e di due unità il numero atomico. Si ha liberazione di calore
- Emissione di particella β^- : Le particelle β^- sono elettroni. Il nucleo non contiene elettroni ma li può emettere, questa trasformazione avviene non solo per i neutroni legati all'interno di un nucleo, ma anche per i neutroni liberi. In questo caso il numero di massa resta invariato perché un neutrone si è trasformato in protone, mentre il numero atomico aumenta di una unità
- Emissione di particelle β^+ : Le particelle β^+ hanno la stessa massa dell'elettrone, ma carica di segno opposto e sono chiamate positroni. Questi come gli elettroni non si trovano nel nucleo, ma si originano dalla trasformazione di un protone in un neutrone. Il numero atomico diminuisce di un'unità perché diminuisce il numero dei protoni,

mentre il numero di massa rimane costante perché un protone si è trasformato in un neutrone.

- **Cattura elettronica:** Il nucleo può catturare un elettrone di quelli che nell'atomo si trovano negli strati più interni, avviene la reazione inversa rispetto al caso dell'emissione di particelle β^- , il nucleo si trasforma e si avrà come nel caso dell'emissione di particelle β^+ , una diminuzione di una unità del numero atomico mentre il numero di massa rimane costante.

La maggior parte dei nuclidi naturali instabili decadono spontaneamente con emissione α e β^- , la cattura elettronica è presente in alcuni isotopi instabili di elementi più leggeri.

L'emissione di particelle β^+ è molto raro nei nuclidi naturali, mentre è molto più comuni con quelli prodotti artificialmente.

Il decadimento radioattivo produce nuclidi in stati energeticamente eccitati, che si trasformano nel loro stato fondamentale, o di minima energia con l'emissione di radiazioni elettromagnetiche a energia molto alta. Queste radiazioni si chiamano raggi γ e il fenomeno della loro emissione viene considerato anch'esso un decadimento detto decadimento γ .

Il tempo di dimezzamento

La velocità con cui avviene in processo di decadimento varia entro limiti molto ampi. Il tempo di dimezzamento è il tempo necessario affinché un certo numero di nuclidi sia ridotto alla metà. Questo non dipende dal numero di nuclidi presenti al momento in cui si inizia la misura.

La fissione nucleare

Nel processo di fissione nucleare si ha una frammentazione di un nucleo complesso in due o più nuclei

La fusione nucleare

È l'opposto della fissione, in questo caso due nuclei di un elemento con basso numero atomico si uniscono per formare un nucleo di numero atomico superiore

Orbitali

Le funzioni d'onda degli elettroni presenti nell'atomo si dicono **orbitali atomici**. La funzione d'onda Ψ definisce l'ampiezza dell'onda in funzione delle coordinate spaziali e l'intensità della radiazione in un punto è proporzionale al quadrato della funzione d'onda. Sebbene Ψ non abbia significato fisico, il suo quadrato Ψ^2 rappresenta la probabilità di trovare l'elettrone in una determinata posizione.

Risolvendo dettagliatamente l'equazione d'onda di Schrödinger, si trova che per specificare ciascuna funzione d'onda sono necessari tre numeri quantici: n , l , e m . Inoltre si trova anche che, per l'atomo di idrogeno, le funzioni d'onda con lo stesso valore di n hanno la stessa energia a prescindere dal valore degli altri due numeri quantici.

n : è considerato il primo numero quantico, quello principale e può assumere qualsiasi valore intero compreso tra 1 e infinito.

1	2	3	4	5	6	7	8
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

l: questo è considerato il secondo numero quantico, per ogni valore di n questo può assumere tutti i valori interi compresi tra zero e $n-1$

m: è il terzo numero quantico, per ogni valore di l di hanno $2l+1$ valori di m che varia da $-l$ a $+l$. E' magnetico.

Le proprietà periodiche.

Le proprietà periodiche di un elemento sono quelle proprietà che variano gradualmente nell'ambito di un periodo o di un gruppo.

Nella tavola periodica il periodo è rappresentato dalle righe orizzontali della tavola periodica, Questi periodi nella tabella degli elementi hanno un'unica numerazione che va da 1 a 7. Ogni periodo indica il livello di energia nel quale sono collocati gli elettroni di valenza. Mentre il gruppo nella tavola periodica sono rappresentate dalle colonne verticali della tavola periodica. Questi gruppi hanno una doppia numerazione da 1 a 18 numerazione araba e da I a VIII numerazione romana. Quest'ultima numerazione è presente solo nei gruppi principali della tavola periodica e indica gli elettroni di valenza degli elementi dei seguenti gruppi.

In generale, le informazioni relative al comportamento di un elemento sono ottenibili dalla posizione che essi occupano nella tavola periodica.

Raggio atomico:

Il raggio atomico misura la distanza tra il nucleo di un atomo e lo strato più esterno del guscio elettronico. Si può quindi definire il raggio atomico come la misura della metà della distanza tra i nuclei degli atomi che costituiscono una molecola covalente se essa è costituita da due atomi uguali. Se la molecola è costituita da due atomi diversi supponiamo A e B si può conoscere la distanza tra il nucleo di A e quello di B che è pari alla somma del raggio atomico di A e del raggio atomico di B. Solo conoscendo da altre determinazioni il raggio atomico di uno dei due atomi si può ottenere, per differenza, il raggio atomico dell'altro atomo.

Il raggio atomico in un **gruppo** aumenta procedendo verso il basso, infatti scendendo lungo un gruppo :

- Gli elettroni vanno a collocarsi in orbitali più esterni, più lontani dal nucleo.
- La carica elettrica del nucleo è coperta dagli elettroni più interni e perciò il nucleo attrae con minor forza gli elettroni più esterni.

In un **periodo**, procedendo verso destra raggio atomico diminuisce, infatti:

- Aumentano il numero di elettroni ma tutti sono collocati nello stesso livello di energia e quindi alla stessa distanza dal nucleo;

Nella figura precedente è rappresentato l'andamento del raggio atomico nella tavola periodica.

In essa è possibile notare che:

- In basso a sinistra della tavola periodica sono collocati gli elementi con raggio atomico maggiore
- In alto a destra della tavola periodica sono collocati gli elementi con raggio atomico minore.

Energia di ionizzazione:

L'energia di ionizzazione è l'energia minima necessaria ad allontanare un elettrone da un atomo in fase gassosa che, a seguito della somministrazione di tale energia, diventa ione positivo.

Se ad un atomo vengono sottratti un primo, un secondo, un terzo elettrone si parla di energia di prima(e_1), di seconda(e_2) di terza ionizzazione, e i valori di queste energie crescono rapidamente passando da un elettrone al successivo.

Un atomo quindi perdendo elettroni aumenta la sua carica positiva e aumenta l'energia necessaria per separare da esso cariche negative.

Quando si parla dell'energia di ionizzazione si parla della prima energia di ionizzazione cioè quella richiesta per sottrarre all'atomo l'elettrone meno fortemente legato.

L'energia di ionizzazione aumenta dal basso verso l'alto e da sinistra a destra nei periodi.



Gli andamenti descritti possono essere messi in relazione e con le dimensioni atomiche e quindi con il valore del raggio atomico. Infatti più lontani dal nucleo sono gli elettroni meno energia sarà necessaria per distaccarli.

Affinità elettronica

L'affinità elettronica di un elemento è l'energia liberata quando un elettrone si lega all'atomo in fase gassosa. L'elettrone acquisito dall'atomo neutro, conferisce una carica negativa all'atomo che diviene uno ione negativo o anione. I valori numerici dell'affinità elettronica sono minori di quelli dell'energia di ionizzazione e sono soltanto le specie atomiche del settimo gruppo del sistema periodico che presentano apprezzabile tendenza ad acquistare spontaneamente elettroni.

Un valore positivo dell'affinità elettronica indica che tale energia viene rilasciata quando l'elettrone si lega a un atomo, mentre un valore negativo dice che per aggiungere l'elettrone all'atomo è necessario fornire energia.

Elettronegatività

L'Elettronegatività è una grandezza che caratterizza il potere di attrazione di un atomo nei confronti degli elettroni del legame con un altro atomo dipende sia dall'energia di ionizzazione (che è relativa alla forza di attrazione esercitata da un nucleo verso i propri elettroni) che dall'affinità elettronica (che indica con quanta forza gli elettroni estranei possono essere attratti). Indica il potere di attrazione di un atomo nei confronti degli elettroni del legame con un altro atomo. Nella tavola periodica l'Elettronegatività aumenta dal basso verso l'alto nei gruppi e da sinistra a destra in un periodo. per questo motivo gli elementi più elettronegativi si trovano a destra in alto e quelli meno elettronegativi in basso a sinistra.

H																	He																																																								
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																																																								
0.98	1.57											2.04	2.55	3.04	3.44	3.98																																																									
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																								
0.93	1.31											1.61	1.90	2.19	2.58	3.16																																																									
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																								
0.82	1.0	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65	1.81	2.01	2.18	2.55	2.96	2.9																																																								
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																								
0.82	0.95	1.22	1.33	1.6	2.16	1.9	2.2	2.28	2.20	1.93	1.69	1.78	1.80	2.05	2.1	2.66	2.6																																																								
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																								
0.79	0.89	1.10	1.3	1.5	2.36	1.9	2.2	2.20	2.28	2.54	2.00	1.62	1.87	2.02	2.0	2.2																																																									
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo																																																								
0.7	0.9																																																																								
<table border="1"> <tbody> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>1.12</td><td>1.13</td><td>1.14</td><td></td><td>1.17</td><td>1.3</td><td>1.29</td><td>1.2</td><td>1.22</td><td>1.23</td><td>1.24</td><td>1.25</td><td>1.1</td><td>1.27</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> <tr> <td>1.1</td><td>1.5</td><td>1.38</td><td>1.36</td><td>1.28</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td></td> </tr> </tbody> </table>																		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	1.12	1.13	1.14		1.17	1.3	1.29	1.2	1.22	1.23	1.24	1.25	1.1	1.27	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	1.1	1.5	1.38	1.36	1.28	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																																												
1.12	1.13	1.14		1.17	1.3	1.29	1.2	1.22	1.23	1.24	1.25	1.1	1.27																																																												
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																												
1.1	1.5	1.38	1.36	1.28	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3																																																													

* Elettronegatività:

E' una proprietà che deriva dalla tendenza degli atomi /elementi di attrarre verso di sé una coppia di elettroni di legame:

- **LEGAME COVALENTE OMOPOLORE:** Si tratta di due specie atomiche UGUALI che hanno la stessa tendenza ad attrarre verso di sé gli elettroni, e il baricentro delle cariche positive combacia con il baricentro delle cariche negative.
- **LEGAME COVALENTE POLARE:** La coppia di elettroni è polarizzata, cioè va verso più l'atomo elettronegativo.

I valori di elettronegatività che si ottengono sono una stima QUALITATIVA perché in una molecola poliatomiche la tendenza di un atomo ad attrarre la coppia di legame è influenzata dagli altri atomi legati.

L'elettronegatività cresce lungo il periodo della tavola periodica e aumenta secondo lungo il gruppo. Infatti l'elemento più elettronegativo è il FLUORO.

Se la differenza di elettronegatività è molto alta (ad esempio maggiore di 2) allora non si tratta più di un legame covalente ma IONICO.

Differenze tra metalli non metalli

I **non metalli** sono quegli elementi chimici che presentano un aspetto opaco e sono cattivi conduttori di elettricità e di calore. Sono situati a destra della tavola periodica (tranne l'idrogeno che è in alto a sinistra) e presentano caratteristiche fisiche opposte a quelle dei metalli.

- a temperatura ambiente possono essere solidi, liquidi (bromo) e gassosi (la maggior parte);
- sono opachi;
- non sono duttili e non sono malleabili, infatti sono fragili, quindi se si piegano si rompono;
- sono cattivi conduttori di calore e di elettricità (fa eccezione il carbonio sotto forma di grafite);

I **Metalli** sono identificabili da alcune caratteristiche fisiche particolari:

- sono solidi a temperatura ambiente (tranne il mercurio, cesio e gallio che sono liquidi);
- sono lucenti, infatti si parla di lucentezza metallica;
- sono duttili e cioè si possono ridurre in fili sottili;
- sono malleabili, quindi si possono ridurre in fogli sottili martellandoli;
- sono buoni conduttori sia di elettricità (tutti i fili elettrici sono metallici e si usano soprattutto il rame e l'alluminio) che di calore.
- I metalli reagiscono facilmente con l'ossigeno, formando gli ossidi.

		Metal										Metalloid				Nonmetal					
H																			He		
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne				
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	Ac-Lr																			
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					

Legame chimico

Quando tra due o più atomi c'è un'interazione così forte che l'insieme dei due o più atomi si può considerare come qualcosa di unico in un intervallo di valori di pressione e temperatura più o meno ampi.

Secondo Lewis il legame interessa solo gli elettroni più esterni degli atomi.

Legami:

- Covalente
- Di coordinazione
- Ionico
- Metallico
- Idrogeno
- Van der Waals (interazione)

Legame covalente

Due atomi mettono in compartecipazione due elettroni uno per ogni atomo.

Quando sono molto vicini si può verificare una repulsione. Ovviamente per avere un legame ad una certa distanza le forze dovranno essere attrattive e non repulsive. L'interazione è 0 e mano a mano che mi avvicino l'energia potenziale si abbassa.

Pauli: Questo deriva dalla sovrapposizione di due orbitali di due atomi che complessivamente contengono due elettroni.

Maggiore è la sovrapposizione degli orbitali maggiore sarà l'energia del legame e quindi la stabilità.

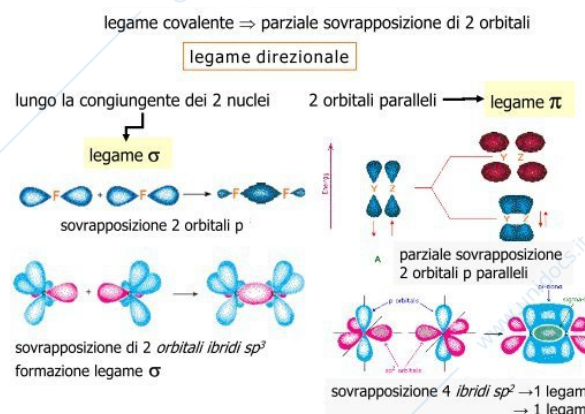
Il legame covalente può essere di tipo σ o di tipo π .

Il **legame di tipo σ** (sigma) avviene tra due atomi che mettono in comune un elettrone ciascuno lungo l'asse inter nucleare e si forma con la sovrapposizione degli orbitali più esterni.

Il **legame π** (pi greco) è un legame chimico covalente formato per sovrapposizione laterale di due orbitali di opportuna simmetria.

Energia legame $\sigma >$ Energia di legame π

Se tra i due si forma solo un legame questo sarà σ , se tra i due si formano due legami il primo sarà σ il secondo sarà π , se tra i due si formano tre legami il primo sarà σ gli altri due saranno entrambi π . Non si possono formare più di tre legami.



Orbitali di legame

La forma dell'orbitale è legata al potenziale sferico di un solo nucleo positivo e
Quando avremo due atomi non avrò solamente un nucleo ma presenza contemporanea di due nuclei.

La forma è diversa rispetto agli orbitali atomici di partenza.

Regola della repulsione delle coppie elettroniche

Si vanno a considerare solo le coppie di legame (σ) che quelle di non legame. Per stabilire la geometria non si considerano i legami π perché ogni coppia di legame π deve essere orientata nella stessa direzione di un legame σ .

La regola dell'ottetto

L'aggruppamento di otto elettroni $S^2 P^6$ nell'ultimo livello di energia, prende il nome di ottetto.

La regola dell'ottetto fu enunciata da Lewis nel 1916: un atomo è stabile quando ha otto elettroni nello strato di valenza. Il motivo della stabilità dei gas nobili è dovuta al fatto che la loro configurazione elettronica presenta otto elettroni e lo strato di valenza quindi è completo. Un atomo raggiunge la stabilità acquistando, cedendo o condividendo elettroni con un altro atomo, in modo da raggiungere l'ottetto nella sua configurazione elettronica esterna. Ogni atomo che coinvolge orbitali S e P in una molecola può formare al massimo quattro legami ed essere circondato al massimo da otto elettroni.

Orbitali ibridi

Sono orbitali che vengono ottenuti combinando matematicamente gli orbitali atomici di partenza, in maniera tale da tener conto della nuova situazione, cioè dal fatto che l'atomo è entrato a far parte della molecola e quindi sono presenti più nuclei.

Numero di ossidazione

Il numero di ossidazione è la carica che risulta quando gli elettroni di legame sono assegnati all'atomo più elettronegativo (non è l'atomo più elettronegativo che se li prende) sono assegnati.

Come si fa a stabilire qual è il numero di ossidazione di un elemento in un composto? ci sono una serie di criteri, non sono regole.

- Una sostanza allo stato elementare ha sempre numero di ossidazione 0 indipendentemente dalla forma.
- Gli ioni monoatomici: il numero di ossidazione è uguale alla carica dello ione
- **H** allo stato elementare è 0, +1 quando si trova legato ad atomi più elettronegativi di lui quindi gli atomi della parte destra della tavola periodica i non metalli, ma non tutti, -1 nei composti che vengono chiamati idruri quando è legato ai metalli cioè elementi che sono meno elettronegativi di lui
- Tutti gli elementi del primo gruppo (Li, Na, K, Rb, Cs) allo stato elementare sono tutti con numero di ossidazione 0, +1 l'unico altro numero
- Tutti gli elementi del secondo gruppo hanno numero di ossidazione 0 allo stato elementare, senno +2 e formano ioni bivalenti

- Elementi del 13 gruppo allo stato elementare hanno numero di ossidazione 0 o +3 ad eccezione del Tl che può avere numero di ossidazione +1,+3

La somma dei numeri di ossidazione equivale alla carica della molecola, se la molecola è neutra il numero di ossidazione è 0 se invece è uno ione il numero di ossidazione deve essere uguale alla carica positiva o negativa.

L'ossigeno ha diversi numeri di ossidazione nella maggior parte dei casi ha -2 poiché è l'atomo più elettronegativo dopo il cloro e normalmente tenderebbe ad aver bisogno di due elettroni per avere intorno 8 elettroni (configurazione elettroni esterna completa) l'eccezione è quando crea un composto con il fluoro poiché il fluoro è più elettronegativo di lui e quindi l'ossigeno ha come numero di ossidazione +2, nelle molecole nei quali due molecole di ossigeno sono legate tra di loro il numero di ossidazione sarà -1 (perossidi) oppure -1/2 nei superossidi come per esempio l'acqua ossigenata.

Fluoro = 0, -1

Formule di struttura

Prevede l'utilizzo di alcuni criteri che ci aiutano a rappresentare la molecola.

- 1) Contare gli elettroni esterni (grazie al gruppo di appartenenza li troviamo)
- 2) Determinare l'atomo centrale (normalmente è quello che ha la maggior capacità di formare legami e di solito ha l'elettronegatività più bassa)
- 3) Legare gli atomi periferici all'atomo centrale con un legame semplice (sigma)
- 4) Si prendono gli elettroni e si aggiungono agli atomi periferici fino a raggiungere l'ottetto
- 5) Gli elettroni che non abbiamo utilizzato si aggiungono all'atomo centrale
- 6) Si determina la geometria delle coppie elettroniche
- 7) Determinare la geometria della molecola
- 8) Si deve raggiungere l'ottetto nel atomo centrale usando coppie di non legame per fare legami p greco
- 9) Scrivere tutte le formule limite lecite anche espandendo l'ottetto
- 10) Decidere la formula più rappresentativa in base al criterio della carica formale.

Composti di coordinazione

Si parla di composto di coordinazione quando c'è un atomo centrale che forma un numero di legami sigma maggiore del suo numero di ossidazione che risulta ≥ 0 . Coinvolge quindi un atomo centrale che nella maggior parte dei casi è un elemento di transizione che ha a disposizione un gran numero di orbitali. Questo elemento di transizione utilizza questi orbitali che ha a disposizione per fare dei legami sigma con altri atomi che hanno la particolarità di essere elettronegativi. Quindi si otterrà un legame particolarmente polarizzato verso gli atomi legati all'atomo centrale.

Gli elementi di transizione hanno a disposizione tanti orbitali, il numero di legami che l'atomo centrale può fare non è limitato dal numero degli orbitali d (parziale) e s (completo).

Nella formazione di un composto di coordinazione l'atomo centrale mette a disposizione gli orbitali vuoti mentre l'atomo donatore di ciascun legante mette a disposizione un orbitale e 1 o 2 elettroni per formare il legame covalente.

L'atomo centrale forma dei legami sigma con atomi che appartengono ai leganti, i leganti sono dei gruppi che sono legati all'atomo centrale, possono essere singoli atomi o molecole se sono molecole l'atomo che è legato all'atomo centrale è chiamato atomo donatore.

Il numero di legami che l'atomo centrale è in grado di formare è limitato dalla repulsione sterica fra i leganti e non dal numero di orbitali vuoti a disposizione per formare i legami.

Se i leganti sono neutri, il numero di ossidazione dell'atomo centrale è uguale alla carica dello ione.

Numeri di coordinazione

è il numero di atomi donatori legati all'atomo centrale.

Il legame fra l'atomo centrale e l'atomo donatore viene chiamato legame di coordinazione.

Un singolo legante può avere uno o più atomi donatori, un atomo donatore = legame monodentato ; due o più atomi donatori = legame polidentato

Il numero di coordinazione dell'atomo centrale dipende da diversi fattori :

- La carica dello ione
- Dimensione dello ione
- Struttura dei leganti

Legame ionico

Si forma tra due elementi che hanno una grande differenza di elettronegatività. In questo caso quindi il catione a^+ e l'anione b^- si attraggono elettrostaticamente con un'energia calcolabile dalla legge di Coulomb. Gli ioni dello stesso segno si respingono mentre quelli con carica opposta si attraggono. Si ha la formazione di un composto ionico se le forze di attrazione prevalgono su quelle di repulsione.

Caratteristiche dei solidi ionici: elevato punto di fusione, duri (si scalfiscono difficilmente), caratterizzati da elevata fragilità (uno scorrimento dei piani determina la sovrapposizione di ioni dello stesso segno).

la struttura dei composti ionici può essere descritta molto bene dai modelli dell'impacchettamento ideale di sfere di uguali dimensioni:

gli anioni rappresentano le sfere visto che hanno generalmente una dimensione maggiore dei cationi e formano una struttura compatta.

i cationi si collocano nelle cavità ottaedriche o in quelle tetraedriche della struttura compatta formata dagli anioni.

il tipo di cavità occupata dipende dalle dimensioni dei cationi e degli anioni. l'occupazione delle cavità da parte dei cationi avviene in maniera ordinata: o vengono occupate tutte le cavità da un piano o non ne viene occupata nessuna.

Le interazioni di van der waals

L'esistenza dei diversi stati di aggregazione (solido, liquido, gassoso) è legata alle forze con le quali gli atomi e le molecole interagiscono:

forze di dispersione (o di london): estremamente deboli. i dipoli istantanei sono legati al moto degli elettroni che fa sì che il baricentro delle cariche positive non coincida sempre con il baricentro delle cariche negative. quando due atomi si avvicinano, i moti degli elettroni diventano non completamente indipendenti ma, influenzandosi a vicenda, iniziano a muoversi in maniera coordinata, i dipoli quindi interagiscono testa-coda in maniera attrattiva.

interazioni per orientazione: le molecole in cui è presente un dipolo permanente (in cui il baricentro delle cariche positive non coincide con quello delle cariche negative) vengono dette polari. direzione, verso e modulo del dipolo dipendono dagli atomi che compongono la molecola e dalla geometria della molecola stessa. quindi si parla di interazioni per orientazione quando le molecole polari si attraggono grazie ai loro dipoli e si dispongono in maniera da rendere massima l'interazione.

interazione per induzione: la presenza di un dipolo permanente induce sulle molecole vicine (polari e non polari) la formazione di dipoli indotti in grado di dare, appunto, delle interazioni per induzione. le interazioni per induzione danno un contributo piccolo rispetto alle interazioni per orientazione.

Legame di idrogeno

Il legame a idrogeno si instaura fra un atomo di idrogeno legato ad un atomo molto elettronegativo e una coppia solitaria di un altro atomo molto elettronegativo appartenente ad un'altra molecola. quindi il legame di idrogeno è un'interazione di natura elettrostatica fra h e gli elementi più elettronegativi del secondo periodo (n, o ,f).

Legame metallico

Il legame metallico è un caso particolare di legame delocalizzato e consiste in un'attrazione elettrostatica che si instaura tra gli elettroni di valenza e gli ioni positivi metallici.

caratteristiche dei metalli:

- conducibilità termica
- conducibilità elettrica

struttura cristallina compatta
malleabilità
duttilità

Stato solido= stato cristallino

Sono sostanze caratterizzate da una disposizione ordinata delle unità costitutive che possono essere atomi, molecole, ioni (generalmente parleremo di particelle) che si ripetono periodicamente nello spazio.

nel solido le particelle, seguendo il principio di minima energia, tendono a disporsi nella maniera più compatta possibile riducendo il più possibile gli spazi vuoti. ciascuna particella tende ad interagire con il maggior numero possibile di particelle circostanti [?] massimo impacchettamento.

Forme allotropiche

Sostanze elementari diverse per formula e struttura. ad esempio, il carbonio si può trovare come:

diamante: solido covalente polimero, cioè che la struttura non è determinata dalla tendenza al massimo impacchettamento ma dalla formazione del numero permesso di legami covalenti.

grafite: piani in cui i carboni sono legati covalentemente, i diversi piani sono tenuti insieme da forze di van der waals.

fullereni: poliedri in cui i carboni sono tenuti insieme da legami covalenti.

il diamante è duro e fragile, la grafite è meno dura e un po' meno fragile, si sfalda per scorrimento dei piani.

Lo stato gassoso: quando per un insieme di particelle l'energia cinetica è maggiore delle forze di interazione. caratteristiche:

non ha volume proprio (occupa tutto lo spazio a disposizione)

non ha forma propria (assume la forma del contenitore)

Legge di boyle: la legge di boyle afferma che a temperatura costante il volume occupato da una certa massa di gas è inversamente proporzionale alla pressione che tale gas esercita, oppure, il prodotto della pressione per il volume è costante: $p \times v = k$

Legge di charles-gay-lussac: la legge afferma che il volume di una certa quantità di gas mantenuto a pressione costante varia linearmente con la temperatura.

Legge di dalton: in una miscela di gas ogni componente esercita la pressione che esso eserciterebbe e occupasse da solo lo stesso volume occupato dalla miscela, quindi la pressione totale esercitata dalla miscela gassosa è il risultato della pressione che ciascuno dei due gas esercita sulle pareti del recipiente.

Entalpia: l'entalpia posseduta da un sistema termodinamico (solitamente indicata con h) è una funzione di stato definita come la somma dell'energia interna u e del prodotto della pressione p per il volume. $h = u + p \times v$

Entropia: è, in meccanica statistica, una grandezza che viene interpretata come una misura del disordine presente in un sistema fisico qualsiasi, incluso, come caso limite, l'universo. viene generalmente rappresentata dalla lettera s .

è una misura del numero dei stati microscopici con cui si può descrivere un sistema macroscopico $s = k \times \ln x$ dove $k =$ costante di Boltzmann, $\ln =$ log naturale, $m =$ numero di stati microscopici.

Tensione di vapore: quando la pressione del gas raggiunge l'equilibrio, la tensione di vapore aumenta all'aumentare della temperatura.

Le soluzioni:

una soluzione è una miscela omogenea monofasica in cui non esistono interfacce tra i suoi componenti, le miscele gassose sono sempre omogenee. si possono avere:

soluzioni liquide

soluzioni solide (leghe)

una o più componenti solidi o gassosi possono sciogliersi in una componente liquida e dar luogo a una soluzione liquida: i primi si chiamano soluti e il secondo solvente. nel caso in cui la soluzione sia formata da due componenti liquidi, il solvente è considerato il componente che è presente in maggior quantità'.

la solubilità di un soluto indica la quantità massima di soluto che si scioglie in una data quantità di solvente ad una determinata temperatura.

Proprietà' colligative:

in chimica, una proprietà colligativa è una proprietà delle soluzioni che dipende solo dal numero di particelle distinte - molecole, ioni o aggregati sopramolecolari - che compongono la soluzione e non dalla natura delle particelle stesse. quando si aggiunge un soluto non volatile a un solvente, le proprietà fisiche della soluzione che si forma sono diverse da quelle del solvente puro. alcune proprietà, per esempio la densità e il ph, dipendono, oltre che dalla concentrazione delle particelle di soluto, anche dalla natura dei componenti della soluzione; non è così per le proprietà colligative, che sono:

- l'abbassamento della tensione di vapore
- l'innalzamento della temperatura di ebollizione
- l'abbassamento della temperatura di solidificazione
- la pressione osmotica

I non elettroliti: sono soluti che si sciolgono liberando un numero di particelle (non ioniche) uguale al numero di molecole presenti allo stato solido (es: zuccheri, urea, glicerolo).

Gli elettroliti forti: sono soluti che si sciolgono liberando un numero di particelle (ioniche) multiplo rispetto al numero di particelle presenti allo stato solido (es: sali ionici, acidi e basi forti).

Gli elettroliti deboli: hanno un comportamento medio tra i non elettroliti e gli elettroliti forti. (es, acidi e basi deboli).

L'equilibrio chimico: l'equilibrio chimico è la condizione dipendente dalla temperatura in cui le concentrazioni delle specie chimiche che partecipano a una reazione chimica non variano complessivamente nel tempo.

Legge di azione di massa: per un sistema chimico all'equilibrio è il rapporto fra il prodotto delle concentrazioni dei prodotti di reazione e il prodotto delle concentrazioni molari dei reagenti, ciascuna concentrazione elevata ad una potenza pari al coefficiente stechiometrico con cui la specie compare nella reazione, è costante a temperatura costante.

$K_{eq} \gg 1$ si formano i prodotti

$K_{eq} = 1$ si formano i prodotti (ma poco)

$K_{eq} \ll 1$ la reazione procede poco o non procede.

Principio di Le Chatelier – Braun: se un sistema chimico che si trova all'equilibrio viene perturbato, esso si modifica dando luogo ad una reazione che, nel portare il sistema verso un nuovo stato di equilibrio, si oppone alla modifica apportata al sistema, cioè tende a minimizzare gli effetti.

L'equilibrio si può perturbare:

variando la concentrazione di uno o più specie presenti.

variando la pressione totale

variando la temperatura.

Acidi e basi: negli anni la definizione di acido e basi è stata modificata ed ampliata, i 3 modelli acido-base proposti sono quelli di:

Modello di Arrhenius: sono acidi tutte le sostanze contenenti idrogeno e capace di rilasciare in acqua uno ione idrogeno (H^+). sono basi tutte le sostanze che in acqua rilasciano ione idrossido (OH^-)

Modello di Bronsted-Lowry: sono acidi quelle sostanze in grado di donare protoni H^+ . sono basi quelle sostanze in grado di agire come accettori di protoni. quindi secondo lui la reazione prevede sempre il coinvolgimento di una coppia acido- base.

Modello di Lewis: sono acidi le specie che in una reazione possono accettare in compartecipazione una coppia di elettroni da un'altra specie. le basi sono le specie che in

una reazione possono cedere in compartecipazione una coppia di elettroni a un'altra sostanza.

Sostanze anfotere: una stessa sostanza che si può comportare sia da acido che da base, l'anfotera per eccellenza è l'acqua.

effetto di livellamento: l'effetto livellante è il fenomeno per cui acidi o basi forti (cioè presenti in soluzione interamente sotto forma di ioni liberi solvatati) presentano nel solvente acqua tutti valori estremamente alti delle costanti di equilibrio, tali che ai fini pratici possono considerarsi ognuno egualmente forte in ambiente acquoso.

Soluzioni tampone:

Le soluzioni tampone sono di fondamentale importanza per il mantenimento degli equilibri a livello ambientale e biologico.

Una soluzione tampone è un sistema acido-base capace, entro certi limiti, di mantenere il valore del PH della soluzione costante e "insensibile" anche all'aggiunta di acidi e basi forti. In altre parole, mentre l'aggiunta di una certa quantità di un acido o di una base in una soluzione non tamponata è in grado di modificare significativamente il PH, in una soluzione tampone la variazione di PH è minima.

Caratteristica comune a tutti i sistemi tampone acido-base è la presenza in soluzione di concentrazioni non piccole e simili tra di loro.

Elettrochimica:

E' quella branca della chimica che si occupa di:

Trasformazioni chimiche prodotte dal passaggio di elettricità

Produzione di elettricità mediante trasformazioni chimica.

L'elettrochimica si basa sull'utilizzo di celle elettrochimiche che sono dispositivi in cui un processo chimico ossido-riduttivo (reazioni redox) viene sfruttato per produrre e utilizzare energia elettrica.

Nella reazione redox è composta da due processi distinti che avvengono simultaneamente:

L'OSSIDAZIONE, che consiste nella cessione di elettroni.

LA RIDUZIONE, che consiste nell'acquisto di elettroni.

Il reagente che cede elettroni e si ossida è detto AGENTE RIDUCENTE mentre il reagente che acquista elettroni e si riduce è detto REAGENTE OSSIDANTE.

Le celle galvaniche:

Le celle galvaniche sono costituite da due semicelle ciascuna delle quali è formata da una soluzione di un elettrolita (soluzione acquosa contenente ioni) in cui è immerso l'elettrodo.

Le due soluzioni sono mantenute in contatto tramite un ponte salino per garantire l'elettroneutralità. I due elettrodi sono identificati come catodo e anodo a seconda del processo redox che avviene:

ANODO = OSSIDAZIONE

CATODO= RIDUZIONE

Potenziale standard di cella:

E' il potenziale associato ad una particolare semireazione nella quale tutte le componenti si trovano nel loro stato standard.

Per convenzione il potenziale standard di semicella si riferisce alla semireazione scritta nel verso della riduzione indipendentemente da quella che sarà il processo redox che avviene nella cella galvanica in quella semicella.