Rovesti Gabriel

Elementi di chimica

Sommario

[Grandezze, stati e sistemi 5](#_Toc141885311)

[Misure e grandezze 5](#_Toc141885312)

[Notazione scientifica (o esponenziale) 7](#_Toc141885313)

[Grandezze intensive ed estensive 7](#_Toc141885314)

[Incertezza e cifre significative 7](#_Toc141885315)

[Stati fisici della materia 10](#_Toc141885316)

[Sistemi e tipi 10](#_Toc141885317)

[Sostanze pure e miscugli 11](#_Toc141885318)

[Passaggi di stato 12](#_Toc141885319)

[Teoria cinetica 14](#_Toc141885320)

[Elementi, composti e leggi 16](#_Toc141885321)

[Metodi di separazione 16](#_Toc141885322)

[Trasformazioni della materia 17](#_Toc141885323)

[Tavola periodica 17](#_Toc141885324)

[Proprietà periodiche degli elementi 20](#_Toc141885325)

[Legge di conservazione della massa 23](#_Toc141885326)

[Legge delle proporzioni definite 23](#_Toc141885327)

[Legge delle proporzioni multiple 23](#_Toc141885328)

[Teoria atomica di Dalton 24](#_Toc141885329)

[Elementi, atomi, molecole, composti e ioni 24](#_Toc141885330)

[Formule chimiche 25](#_Toc141885331)

[Massa atomica e massa molecolare 25](#_Toc141885332)

[Moli e numero di Avogadro 26](#_Toc141885333)

[I gas 26](#_Toc141885334)

[I gas ideali 26](#_Toc141885335)

[La pressione dei gas 27](#_Toc141885336)

[La legge di Boyle o legge isoterma 27](#_Toc141885337)

[La legge di Charles o legge isobara 28](#_Toc141885338)

[La legge di Gay Lussac o legge isocora 28](#_Toc141885339)

[La legge generale dei gas 28](#_Toc141885340)

[L’equazione di stato dei gas perfetti 29](#_Toc141885341)

[La legge delle pressioni parziali di Dalton 29](#_Toc141885342)

[Composizione percentuale di un composto 30](#_Toc141885343)

[Atomi e Orbitali 31](#_Toc141885344)

[Com’è formato l’atomo 31](#_Toc141885345)

[La scoperta di Crookes dell’elettrone 31](#_Toc141885346)

[Il modello atomico di Thomson 32](#_Toc141885347)

[Il modello atomico di Rutherford 32](#_Toc141885348)

[Il numero atomico, il numero di massa e gli isotopi 33](#_Toc141885349)

[Il decadimento radioattivo 33](#_Toc141885350)

[La doppia natura della luce 34](#_Toc141885351)

[Il modello atomico di Bohr 35](#_Toc141885352)

[Il principio di indeterminazione di Heisenberg 36](#_Toc141885353)

[I numeri quantici e gli orbitali 37](#_Toc141885354)

[La forma degli orbitali atomici 40](#_Toc141885355)

[La configurazione elettronica 42](#_Toc141885356)

[Struttura di Lewis 44](#_Toc141885357)

[I legami 46](#_Toc141885358)

[I legami chimici 46](#_Toc141885359)

[La regola dell’ottetto 46](#_Toc141885360)

[Il legame covalente 47](#_Toc141885361)

[Il legame covalente dativo 48](#_Toc141885362)

[Il legame covalente polare 49](#_Toc141885363)

[Il legame ionico 49](#_Toc141885364)

[Il legame metallico 50](#_Toc141885365)

[La teoria VSEPR 51](#_Toc141885366)

[Molecole polari e apolari 53](#_Toc141885367)

[Interazioni di van der Waals 54](#_Toc141885368)

[Interazione dipolo-dipolo 55](#_Toc141885369)

[Il legame a idrogeno 55](#_Toc141885370)

[Le proprietà dei liquidi 56](#_Toc141885371)

[I liquidi poichè rispetto ai solidi hanno molecole molto mobili, le loro proprietà sono difficili da prevedere, però molte di esse dipendono dalle forze intermolecolari che agiscono all’interno del liquido. 56](#_Toc141885372)

[Vediamo alcune proprietà come: 56](#_Toc141885373)

[L’ibridazione degli orbitali 57](#_Toc141885374)

[La nomenclatura 59](#_Toc141885375)

[Valenza e numero di ossidazione 59](#_Toc141885376)

[La nomenclatura 60](#_Toc141885377)

[La nomenclatura degli ossidi, perossidi e superossidi 61](#_Toc141885378)

[La nomenclatura degli idruri 63](#_Toc141885379)

[Nomenclatura dei sali binari 64](#_Toc141885380)

[Nomenclatura degli idrossidi 65](#_Toc141885381)

[Nomenclatura degli ossiacidi 65](#_Toc141885382)

[Nomenclatura dei sali ternari 67](#_Toc141885383)

[Le soluzioni, soluti ed elettroliti 69](#_Toc141885384)

[La solubilità 70](#_Toc141885385)

[Concentrazione e concentrazione percentuale 71](#_Toc141885386)

[La molarità 72](#_Toc141885387)

[La molalità 72](#_Toc141885388)

[Le proprietà colligative 73](#_Toc141885389)

[La tensione di vapore e la legge di Raoult 73](#_Toc141885390)

[Innalzamento ebullioscopico ed abbassamento crioscopico 74](#_Toc141885391)

[Osmosi e pressione osmotica 74](#_Toc141885392)

[Colloidi e sospensioni 76](#_Toc141885393)

[Le equazioni chimiche 76](#_Toc141885394)

[Bilanciamento di una reazione chimica 77](#_Toc141885395)

[I calcoli stechiometrici 79](#_Toc141885396)

[Reagente limitante e reagente in eccesso 79](#_Toc141885397)

[Reazioni di sintesi 80](#_Toc141885398)

[Reazioni di decomposizione 81](#_Toc141885399)

[Reazioni di scambio 81](#_Toc141885400)

[Reazioni di doppio scambio 81](#_Toc141885401)

[Gli scambi di energia 81](#_Toc141885402)

[Variazione di energia 81](#_Toc141885403)

[Energia interna 82](#_Toc141885404)

[L’entalpia 83](#_Toc141885405)

[L’entropia 83](#_Toc141885406)

[L’energia libera 84](#_Toc141885407)

[La velocità di reazione 84](#_Toc141885408)

[L’equazione cinetica 85](#_Toc141885409)

[Fattori che influiscono sulla velocità di reazione 86](#_Toc141885410)

[Energia di attivazione 86](#_Toc141885411)

[Equilibrio chimico e la costante di equilibrio 87](#_Toc141885412)

[Il principio di Le Chatelier 88](#_Toc141885413)

[Equilibrio di solubilità 89](#_Toc141885414)

[Acidi e basi 91](#_Toc141885415)

[La teoria di Arrhenius 91](#_Toc141885416)

[La teoria di Bronsted e Lowry 92](#_Toc141885417)

[La teoria di Lewis 92](#_Toc141885418)

[La ionizzazione dell’acqua 93](#_Toc141885419)

[Il pH 94](#_Toc141885420)

[Acidi e basi deboli e forti 94](#_Toc141885421)

[La neutralizzazione 95](#_Toc141885422)

[La normalità o concentrazione normale 95](#_Toc141885423)

[La titolazione acido-base 96](#_Toc141885424)

[Le soluzioni tampone 97](#_Toc141885425)

[L’idrolisi 98](#_Toc141885426)

[Il numero di ossidazione 98](#_Toc141885427)

[Reazioni redox 99](#_Toc141885428)

[Bilanciare le reazioni redox 100](#_Toc141885429)

# Grandezze, stati e sistemi

## Misure e grandezze

Per eseguire correttamente la misura di una grandezza (cioè, l’operazione del misurare) sono necessari due elementi fondamentali:

* uno strumento di misura, che consente di associare alla grandezza un valore;
* un’unità di misura

Misurare nelle scienze significa confrontare la grandezza di cui si vuole stabilire il valore con una grandezza di riferimento a essa omogenea, cioè con un’unità di misura.

La misura è il numero che esprime quante volte l’unità di misura è contenuta nella grandezza da misurare.

Le grandezze fondamentali, che sono sette, sono grandezze fisiche indipendenti; ciò significa che non dipendono da altre grandezze fisiche e le cui unità di misura sono definite in modo univoco.Immagine che contiene testo, schermata, numero, Carattere

Descrizione generata automaticamente

Esse sono:

1) la lunghezza, la cui unità di misura è il metro. Il metro è definito come la lunghezza del tragitto compiuto dalla luce nel vuoto in una frazione di tempo pari a 1/299 792 458 secondi.

2) la massa, la cui unità di misura è il chilogrammo. Il chilogrammo è definito dalla massa del prototipo internazionale di platino e iridio conservato nel museo delle misure di Sèvres (Francia).

3) il tempo, la cui unità di misura è il secondo. Un secondo è il tempo che contiene 9192631770 periodi della radiazione corrispondente alla transizione tra due livelli iperfini, da (F=4, MF=0) a (F=3, MF=0), dello stato fondamentale dell'atomo di 133Cs.

4) l'intensità di corrente, la cui unità di misura è l'ampere. Un ampere è l'intensità di corrente che, mantenuta costante in due conduttori paralleli, di lunghezza infinita, di sezione circolare trascurabile e posti nel vuoto ad una distanza di 1 m l'uno dall'altro, produce tra i due conduttori una forza di 2 · 10 -7 N/m.

5) la temperatura, la cui unità di misura è il Kelvin. Un Kelvin corrisponde a 1/273,16 della temperatura termodinamica del punto triplo dell'acqua.

6) la quantità di sostanza, la cui unità di misura è la mole. La mole è la quantità di sostanza di un sistema che contiene tante entità elementari (ioni, elettroni, ecc.) quanti sono gli atomi in 0,012 kg di 12C.

7) l'intensità luminosa, la cui unità di misura è la candela. Una candela è l'intensità luminosa in una data direzione di una sorgente che emette una radiazione monocromatica di frequenza 540 ·10 12 hertz e la cui intensità energetica in quella direzione è pari a 1/683 W/sr.

Sono grandezze derivate quelle ricavabili dalle grandezze fondamentali mediante semplici operazioni aritmetiche (moltiplicazione, divisione).

Immagine che contiene testo, schermata, numero, Carattere

Descrizione generata automaticamente

Di queste si considerano *multipli e sottomultipli*:

Immagine che contiene testo, schermata, numero, menu

Descrizione generata automaticamente

## Notazione scientifica (o esponenziale)

Le grandezze possono essere espresse:

* sotto forma di notazione scientifica (o esponenziale), pertanto come potenze di 10

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## Grandezze intensive ed estensive

Le grandezze che descrivono le proprietà della materia vengono distinte in due tipi: grandezze estensive ed intensive.

* Le grandezze estensive sono proprietà fisiche e dipendono dalle dimensioni del campione come la massa, il peso, la lunghezza, il volume, l’energia ecc.
* le grandezze intensive sono proprietà fisiche che non dipendono dalle dimensioni del corpo e sono utili per identificare un materiale o una sostanza. Esse sono la densità, la temperatura di ebollizione ecc.

Tra le grandezze intensive abbiamo nominato la densità(uguale al rapporto tra massa e volume), infatti essa anche se la massa o il volume del campione aumentano all’aumentare del dimensioni del campione, il loro rapporto rimane costante.

## Incertezza e cifre significative

Gli strumenti di misura possono essere analogici o digitali.

* In uno strumento analogico il valore della misura si legge su una scala graduata.
* In uno strumento digitale il valore della misura appare come una sequenza di cifre.

I.e.

* In un orologio analogico, il tempo si legge mediante un indice che si muove sulla scala delle ore e dei minuti.
* In un orologio digitale, il tempo compare sotto forma di sei cifre: due per le ore, due per i minuti, due per i secondi.

Uno strumento può essere più o meno preciso. Per esempio, un normale orologio da polso al quarzo fa un errore di un secondo ogni settimana, mentre un orologio atomico fa un errore di un secondo ogni milione di anni.

La precisione di uno strumento di misura è un indice della qualità dello strumento stesso.

In particolare, affinché uno strumento sia preciso devono accadere due cose:

* misurando più volte la stessa grandezza, si deve ottenere praticamente sempre lo stesso risultato;
* i valori forniti dallo strumento devono essere in accordo con quelli misurati con un altro strumento di riferimento, noto come affidabile.

Distinguiamo infatti:

* La portata di uno strumento è il più grande valore della grandezza che lo strumento può misurare.
* La sensibilità di uno strumento è il più piccolo valore della grandezza che lo strumento può distinguere.
* La prontezza di uno strumento indica la rapidità con cui esso risponde a una variazione della quantità da misurare.

È impossibile fare una misura esatta: a ogni misura è associata un’incertezza, che può essere più o meno grande. Questa impossibilità è dovuta a due ragioni:

* gli strumenti hanno una sensibilità limitata, per cui non sono in grado di distinguere grandezze che differiscono per meno di una certa quantità;
* nel fare una misura, si compiono inevitabilmente degli errori.

Gli errori possono essere:

* casuali, che variano in modo imprevedibile da una misura all’altra e influenzano il risultato qualche volta per eccesso, qualche altra volta per difetto;
* sistematici avvengono sempre nello stesso senso: o sempre per eccesso, o sempre per difetto. Non nascono soltanto dall’uso di strumenti difettosi, ma anche dalla maniera in cui è condotta la misura.

Se si fanno diverse misure, si sceglie come risultato della misura il loro valore medio, che è il rapporto tra la somma delle misure e il numero delle misure.

L’errore massimo è uguale alla differenza tra il valore massimo e il valore minimo divisa per due.

Il risultato di una misura si esprime scrivendo il valore medio più o meno l’incertezza:

Si può assumere come errore il più grande tra l’errore massimo e la sensibilità dello strumento.

Abbiamo inoltre:

L'incertezza relativa è una misura della precisione o dell'accuratezza di una misura ed è espressa come il rapporto tra l'incertezza assoluta e il valore della misura stessa. Si esprime generalmente in forma di numero decimale o frazione.

Dove:

* Incertezza assoluta è il valore numerico dell'errore o dell'incertezza associata alla misura.
* Valore della misura è il valore numerico della grandezza misurata.

L'incertezza percentuale è una misura della precisione o dell'accuratezza di una misura ed è espressa come una percentuale. Rappresenta la proporzione dell'incertezza rispetto al valore della misura.

Dove:

* Incertezza assoluta è il valore numerico dell'errore o dell'incertezza associata alla misura.
* Valore della misura è il valore numerico della grandezza misurata.

Le prime due cifre, 1 e 3 (che indicano rispettivamente le centinaia e le decine) sono certe, cioè *esatte*.

L’ultima cifra 6 (che indica le unità) è invece *incerta*, perché compresa tra 4 e 8. Diciamo che la lunghezza del campo è conosciuta con tre cifre significative: due certe e una incerta.

Le cifre significative di una misura sono le cifre certe e la prima cifra incerta.

Così, quando scriviamo che la massa di un’automobile è 1148 kg, significa che l’ultima cifra (8) è incerta, cioè non è esatta. Se fossimo sicuri anche di questa cifra, dovremmo scrivere il risultato con cinque cifre significative:

In fisica bisogna fare attenzione alla cifra 0:

* quando è alla fine del numero, è significativa: 32,0 ha tre cifre significative.
* quando è all’inizio del numero non è significativa: 0,32 ha due cifre significative.

Dall’analisi di ulteriori casi come questo si sono ricavate alcune regole che permettono di scrivere i risultati delle operazioni con il numero corretto di cifre significative.

* Moltiplicazione e divisione di una misura per un numero. Il risultato deve avere le stesse cifre significative della misura:
* Moltiplicazione e divisione di misure. Il risultato deve avere lo stesso numero di cifre significative della misura meno precisa:
* Addizione e sottrazione di misure. Bisogna prima arrotondare le misure, in modo che abbiano come ultima cifra (prima cifra incerta) quella della misura con l’incertezza più grande.

## Stati fisici della materia

Gli stati fisici principali della materia sono tre: stato solido, stato liquido e stato gassoso. Esaminiamo brevemente ciascuno di essi:

1. Stato solido: Nello stato solido, le particelle costituenti della materia (ad esempio atomi, molecole o ioni) sono strettamente legate tra loro e presentano una struttura ordinata e ben definita. Queste particelle sono fortemente vincolate da forze di attrazione, il che porta a una forma e un volume definiti della sostanza. In uno stato solido, le particelle possono avere un movimento vibratorio limitato attorno alle loro posizioni di equilibrio, ma non hanno libertà di scorrere l'una sull'altra. Esempi di stati solidi includono il ghiaccio, il ferro e il diamante.
2. Stato liquido: Nello stato liquido, le particelle sono ancora strettamente impaccate ma hanno una maggiore mobilità rispetto allo stato solido. Le forze di attrazione tra le particelle sono meno intense rispetto allo stato solido, consentendo loro di scorrere l'una sull'altra. Le particelle in uno stato liquido possono fluire liberamente e assumere la forma del contenitore che le contiene. Tuttavia, il volume rimane costante. Esempi di stati liquidi includono l'acqua, il mercurio e l'olio.
3. Stato gassoso: Nello stato gassoso, le particelle della materia sono molto distanziate tra loro e si muovono rapidamente con libertà di movimento. Le forze di attrazione tra le particelle sono molto deboli, consentendo al gas di espandersi e occupare completamente il volume del contenitore che lo contiene. Un gas non ha una forma o un volume definiti. I gas sono altamente comprimibili e si espandono per riempire qualsiasi spazio disponibile. Esempi di stati gassosi includono l'ossigeno, l'azoto e l'elio.

## Sistemi e tipi

Il sistema non è altro che una porzione delimitata di materia distinto dall’ambiente circostante.

Infatti, quando studiamo un corpo tendiamo ad isolarlo dal contesto generale, che nel linguaggio scientifico è chiamato ambiente. L’oggetto che quindi si studia è il sistema.

Consideriamo un esempio, immaginiamo di voler osservare che cosa accade all’acqua quando si riscalda, l’acqua rappresenta il sistema, mentre il recipiente che lo contiene, e tutto ciò che lo circonda rappresenta l’ambiente.

I sistemi vengono classificati in tre categorie a seconda del tipo di risposta che danno a seguito di una sollecitazione che può essere: riscaldarlo, raffreddarlo, ecc. Inoltre, ciascun sistema può essere formato da una o più fasi, cioè una porzione di materia fisicamente distinguibile e delimitata da superfici che presenta le stesse caratteristiche fisiche (stato fisico, durezza, colore, densità), cioè le stesse proprietà intensive.

Le tre categorie di sistema sono: i sistemi aperti, i sistemi chiusi e i sistemi isolati.

1. I sistemi aperti possono scambiare con l’ambiente esterno sia materia che energia. Per esempio l’acqua che si scalda in una pentola. Infatti, dall’ambiente riceve energia sotto forma di calore, ma allo stesso tempo rilascia nell’ambiente materia sotto forma di vapore acqueo.
2. I sistemi chiusi possono scambiare con l’ambiente solo energia. Per esempio l’acqua contenuta in una bottiglia sigillata; essa può essere riscaldata e raffreddata ma non scambia materia con l’ambiente esterno.
3. I sistemi isolati non scambiano né materia né energia. Per esempio una bevanda calda in un thermos, infatti se funziona bene non scambia né materia né energia.

Un’altra distinzione che possiamo fare è dato dalla suddivisione delle fasi per materiali, cioè:

* omogeneo è un campione di materia costituito da una sola fase come l’acqua zuccherata;
* eterogeneo è un campione di materia costituito da due o più fasi come per esempio l’acqua contenente una compressa di aspirina.

Un sistema, inoltre, è definito puro quando costituito da una sola sostanza con proprietà caratteristiche e con una composizione costante.

Un sistema puro però può essere omogeneo o eterogeneo, cioè, formato da una fase o più fasi, infatti l’acqua distillata liquida è omogenea perchè formata da una sola fase, invece se consideriamo dell’acqua distillata di cui una parte è diventata ghiaccio sarà eterogenea perchè formata da due fasi.

## Sostanze pure e miscugli

Una sostanza pura è una forma di materia che è composta da un unico tipo di particella, che può essere un atomo o una molecola. Le sostanze pure possono essere di due tipi: elementi e composti.

* Elementi: Un elemento è una sostanza pura costituita da atomi tutti identici tra loro. Gli atomi di un elemento specifico hanno lo stesso numero atomico, che corrisponde al numero di protoni nel loro nucleo. Gli elementi sono presenti nella tavola periodica degli elementi e non possono essere scomposti in sostanze più semplici tramite mezzi chimici comuni. Esempi di elementi includono ossigeno (O2), idrogeno (H2) e ferro (Fe).
* Composti: Un composto è una sostanza pura costituita da due o più elementi chimicamente combinati in proporzioni definite da un rapporto fisso di atomi. I composti hanno formule chimiche specifiche che rappresentano il rapporto tra gli atomi costituenti. Un composto può essere scomposto in elementi diversi attraverso reazioni chimiche. Ad esempio, l'acqua (H2O) è un composto formato da due atomi di idrogeno e un atomo di ossigeno.

Definiamo invece i miscugli come combinazione di due o più sostanze, che possono essere elementi o composti, in cui le sostanze coinvolte mantengono le loro proprietà chimiche e fisiche individuali. In un miscuglio, le sostanze sono semplicemente mescolate insieme e possono essere separate fisicamente, senza richiedere reazioni chimiche.

I miscugli possono essere di due tipi principali: omogenei ed eterogenei.

* Miscugli omogenei: Un miscuglio omogeneo è un miscuglio in cui le sostanze costituenti sono distribuite uniformemente a livello microscopico. In altre parole, sembra avere la stessa composizione in tutto il campione. Un esempio comune di miscuglio omogeneo è l'acqua salata, in cui il sale è distribuito uniformemente nell'acqua.
* Miscugli eterogenei: Un miscuglio eterogeneo è un miscuglio in cui le sostanze costituenti non sono distribuite uniformemente e possono essere chiaramente distinte a livello macroscopico. In un miscuglio eterogeneo, le sostanze possono esistere in diverse fasi o formare regioni distinte. Ad esempio, un miscuglio di sabbia e ciottoli è un miscuglio eterogeneo in cui i due componenti possono essere facilmente riconosciuti e separati.

Le miscele eterogenee possono essere costituite da:

* un solido in un solido, per esempio le rocce, che sono aggregati di più minerali;
* due liquidi non miscibili, e sono detti emulsioni come acqua e olio se vengono agitate insieme energicamente, ma anche la maionese;
* un solido in un liquido, e sono dette sospensioni come i granelli di sabbia più fini che restano in sospensione nell’acqua, il latte
* gas e liquido come la schiuma , la panna montata, entrambe hanno incorporato aria; poi anche la nebbia che è un miscuglio di acqua e aria, cioè minuscole goccioline d’acqua sono disperse e sospese nell’aria;
* solido-gas come il fumo che esce dai camini che è costituito da particelle di carbone disperse nell’aria;

## Passaggi di stato

I passaggi di stato avvengono quando le sostanze e i materiali per effetto della variazione di pressione o di temperatura da uno stato fisico all’altro. Quindi essi sono tutti quei fenomeni in cui la materia cambia il suo stato fisico. Ciascun passaggio di stato comporta una liberazione d’energia.

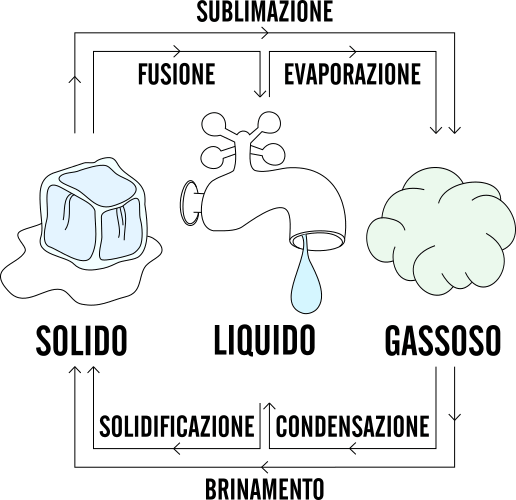
Possiamo distinguere i cambiamenti di stato che avvengono con assorbimento di energia e quelli con liberazione di energia.

I passaggi che avvengono con assorbimento di energia sono:

* solido-liquido (fusione)
* liquido- vapore (vaporizzazione che si distingue in evaporazione ed ebollizione )
* solido-vapore (sublimazione)

I passaggi che avvengono con liberazione di energia sono:

* liquido-solido (solidificazione)
* vapore-liquido (condensazione)
* vapore-solido (brinamento)



I passaggi di stati possono essere descritti graficamente tramite la curva caratteristica, nota anche come diagramma di fase o diagramma di stato.

La curva caratteristica è un grafico che rappresenta la temperatura in funzione della pressione per una particolare sostanza. Questo grafico mostra le condizioni di temperatura e pressione in cui una sostanza si trova in uno stato specifico (solido, liquido o gassoso) o subisce un cambiamento di stato. La curva caratteristica ha solitamente delle zone corrispondenti a ciascuno degli stati della materia (solido, liquido e gassoso) e delle linee di transizione tra di essi.

Per illustrare la curva caratteristica, prenderemo ad esempio l'acqua. Di seguito, viene mostrata una rappresentazione semplificata del diagramma di fase dell'acqua:

* Punto di fusione (PF): Questo è il punto in cui il ghiaccio (stato solido) fonde diventando acqua (stato liquido). Si trova alla temperatura di 0°C a una pressione di 1 atmosfera (atm). Durante la fusione, la temperatura rimane costante mentre l'energia termica viene utilizzata per superare le forze di coesione solida.
* Punto di ebollizione (PE): Questo è il punto in cui l'acqua (stato liquido) bolle e diventa vapore (stato gassoso). Si trova alla temperatura di 100°C a una pressione di 1 atm. Durante l'ebollizione, la temperatura rimane costante mentre l'energia termica viene utilizzata per superare le forze di coesione liquida.
* Curva di fusione: Questa linea rappresenta tutte le combinazioni di temperatura e pressione in cui l'acqua può coesistere sia come solido che come liquido. Segue il punto di fusione.
* Curva di ebollizione: Questa linea rappresenta tutte le combinazioni di temperatura e pressione in cui l'acqua può coesistere sia come liquido che come gas. Segue il punto di ebollizione.
* Linea di sublimazione: Questa è una linea orizzontale che rappresenta il punto di sublimazione dell'acqua, cioè dove il ghiaccio sublima direttamente in vapore senza passare attraverso lo stato liquido. Il punto di sublimazione dell'acqua è a -78,5°C a una pressione di 1 atm.

Il seguente è un possibile grafico in funzione del calore fornito all’acqua, in cui si può vedere il calore aumenti linearmente:

Immagine che contiene linea, testo, diagramma, Diagramma

Descrizione generata automaticamente

Analizzando il grafico notiamo che il ghiaccio da A→B riscaldandolo aumenta la propria temperatura fino a raggiungere i zero gradi centigradi che è la temperatura di fusione; il ghiaccio continua a fondere e tutto il calore che continuiamo a fornirci non farà aumentare la temperatura, infatti continuiamo a stare nel tratto B→C e cioè alla temperatura di 0°C. Ciò perchè tutto il calore fornito servirà per trasformare tutte le molecole di ghiaccio in liquido e quindi per vincere la forza di coesione esistente tra loro. Il tratto B→C viene detto sosta termica. Maggiore è la quantità di ghiaccio che deve fondere e più lunga sarà la sosta termica.

Continuami a riscaldare l’acqua, superata la sosta termica comincerà nuovamente ad aumentare la sua temperatura fino ad arrivare a 100°C. A questa temperatura ha inizio un nuovo passaggio di stato che si chiama ebollizione. Nel tratto D→C c’è quindi un’altra sosta termica per far sì che tutte le particelle di liquido si trasformassero in vapore.

La quantità di calore scambiato durante il passaggio di stato, quindi durante la sosta termica si chiama calore latente.

* Il calore latente di fusione è la quantità di energia necessaria per fondere completamente 1 kg di sostanza pura, alla temperatura di fusione.
* Il calore latente di vaporizzazione è la quantità di energia necessaria per vaporizzare completamente 1 kg di sostanza, alla temperatura di ebollizione.

Analogamente, la curva di raffreddamento si comporta al contrario:

Immagine che contiene testo, linea, diagramma, Diagramma

Descrizione generata automaticamente

## Teoria cinetica

La teoria cinetica è una teoria fisica che si occupa dello studio del comportamento delle particelle (ad esempio atomi e molecole) all'interno di una sostanza, fornendo una spiegazione microscopica del comportamento macroscopico dei gas, dei liquidi e dei solidi. È una delle teorie fondamentali nella fisica e nella chimica e gioca un ruolo cruciale nella comprensione dei fenomeni termodinamici e delle proprietà della materia.

I principali postulati della teoria cinetica sono i seguenti:

* La materia è costituita da particelle: La teoria cinetica ipotizza che tutta la materia sia formata da particelle discrete, come atomi, molecole o ioni, che costituiscono la struttura di base della materia.
* Le particelle sono in movimento: Le particelle all'interno di una sostanza si trovano in costante movimento casuale, caratterizzato da velocità diverse.
* Il movimento è influenzato dalla temperatura: La temperatura è una misura della velocità media delle particelle. A temperature più elevate, le particelle si muovono più velocemente, mentre a temperature più basse si muovono più lentamente.
* Le particelle interagiscono tra loro: Le particelle esercitano forze di attrazione o repulsione tra di loro, a seconda del tipo di sostanza e dello stato fisico in cui si trovano.

Le collisioni sono elastiche: Quando le particelle collidevano tra di loro o con le pareti del contenitore, si presume che le collisioni fossero elastiche, il che significa che non viene dispersa alcuna energia durante la collisione.

Dalla teoria cinetica, possiamo dedurre alcune importanti proprietà dei gas:

* Espansione: I gas si espandono per occupare completamente il volume del contenitore che li contiene poiché le particelle si muovono liberamente e hanno poca coesione tra di loro.
* Comprimibilità: I gas sono altamente compressibili poiché le particelle sono molto distanziate tra loro, consentendo loro di essere ridotte di volume.
* Diffusione ed effusione: I gas si diffondono spontaneamente e si mescolano rapidamente con altre sostanze. L'effusione si riferisce al processo attraverso il quale un gas si diffonde attraverso un piccolo foro in un contenitore.

Inoltre, possiamo postulare che:

* Una sostanza è allo stato liquido se le sue particelle sono legate da deboli forze attrattive. Tali forze poichè sono deboli e quindi comunque permettono un moto continuo e disordinato alle particelle.
* Una sostanza è allo stato solido quando le sue particelle sono legate con forze attrattive molto intense. Quindi le particelle di un solido non sono libere di muoversi, ma possono al massimo fare delle piccole oscillazioni.

Per questo i solidi hanno una forma propria, volume definito e sono incomprimibili. I solidi si distinguono in cristallini e amorfi.

1. I solidi cristallini sono costituiti da particelle disposte in modo ordinato a formare il reticolo cristallino. La proprietà principale dei solidi cristallini è la durezza, cioè la resistenza che oppone il solido a lasciarsi scalfire da un altro solido.
2. I solidi amorfi hanno una disposizione non ordinata delle particelle come il vetro, la gomma o la plastica. La loro struttura è simile a quella dei liquidi, ma hanno forma e volume ben definito come i solidi cristallini

Relativamente ai gas, la tensione di vapore è una proprietà fisica di una sostanza liquida che rappresenta la pressione esercitata dai vapori della sostanza stessa quando è in equilibrio con la sua fase liquida. In altre parole, è la pressione che il vapore eserciterebbe sopra la superficie del liquido se fosse chiuso in un contenitore senza alcun altro gas presente.

Quando una sostanza è in fase liquida, alcune delle sue particelle con energia sufficiente possono evaporare, trasformandosi in vapore. Allo stesso tempo, alcune particelle del vapore possono condensarsi, ritornando allo stato liquido. Questi due processi avvengono in modo opposto ma continuo. Quando il tasso di evaporazione è uguale al tasso di condensazione, il sistema raggiunge l'equilibrio e si forma ciò che viene chiamato "tensione di vapore".

# Elementi, composti e leggi

## Metodi di separazione

Ci sono diversi metodi di separazione dei miscugli che vengono utilizzati in chimica e in altre discipline per isolare o purificare le sostanze costituenti. La scelta del metodo dipende dalla natura del miscuglio e dai suoi componenti. Di seguito sono elencati alcuni dei metodi di separazione più comuni:

1. Filtrazione: La filtrazione è un metodo di separazione utilizzato per separare una fase solida da una fase liquida o da una fase gassosa. Si utilizza un filtro, come carta da filtro o un tampone di cotone, attraverso il quale la fase liquida o gassosa può passare, ma la fase solida viene trattenuta.

2. Evaporazione: L'evaporazione è utilizzata per separare un soluto solido da una soluzione liquida. La soluzione viene riscaldata e l'acqua o il solvente si trasforma in vapore, lasciando il soluto solido rimanere indietro.

3. Distillazione: La distillazione è un metodo di separazione basato sul diverso punto di ebollizione dei componenti del miscuglio. Si riscalda il miscuglio fino a quando uno dei componenti raggiunge il punto di ebollizione e si trasforma in vapore. Quindi, il vapore viene condensato e raccolto separatamente, isolando così il componente con il punto di ebollizione diverso.

4. Cromatografia: La cromatografia è una tecnica di separazione che sfrutta le diverse affinità di assorbimento o di adsorbimento dei componenti del miscuglio. Il miscuglio viene fatto passare attraverso una fase stazionaria, che può essere un solido o un liquido, e i componenti del miscuglio si separano in base alla loro diversa velocità di movimento attraverso la fase stazionaria.

5. Estrazione: L'estrazione è una tecnica di separazione utilizzata per separare sostanze solubili in un solvente immiscibile con il solvente della miscela originale. Il miscuglio viene mescolato con il solvente estrattivo e il componente desiderato si trasferisce nel solvente estrattivo, separandosi così dagli altri componenti.

6. Precipitazione: La precipitazione è utilizzata per separare un soluto solido da una soluzione. Aggiungendo un reagente specifico, si forma un precipitato insolubile che può essere separato dalla soluzione attraverso la filtrazione o la decantazione.

7. Decantazione: La decantazione è un metodo di separazione basato sulla differenza di densità tra i componenti del miscuglio. Lasciando il miscuglio in riposo, i componenti più densi si depositano sul fondo del contenitore, mentre i componenti meno densi possono essere versati via o separati in altro modo.

Questi sono solo alcuni dei metodi di separazione comuni utilizzati in chimica. A seconda della complessità del miscuglio e delle proprietà dei suoi componenti, possono essere necessari metodi di separazione più specifici o una combinazione di più tecniche per ottenere una separazione efficace.

## Trasformazioni della materia

Le trasformazioni della materia possono essere fisiche o chimiche.

Le trasformazioni fisiche provocano un cambiamento fisico reversibile della materia, quindi in questo tipo di trasformazioni non si formano nuove sostanze.

L’acqua per esempio può passare da uno stato fisico ad un altro senza diventare un’altra sostanza .

Le trasformazioni chimiche, invece, sono trasformazioni che comportano una variazione della composizione chimica delle sostanze originarie, chiamate reagenti, con formazione di nuove sostanze, chiamate prodotti.

La differenza maggiore tra trasformazioni fisiche e chimiche sta nel fatto che nelle seconde si formano nuovi prodotti formati dalla combinazione dei reagenti.

Per scrivere che sta avvenendo una reazione chimica si scrivono a destra i reagenti e a sinistra i prodotti separati da una freccia.

* reagenti → prodotti la freccia spiega l’andamento della reazione

In questo senso distinguiamo:

* Gli elementi, cioè sostanze pure che, attraverso metodi chimici o fisici, non può essere decomposta in sostanze più semplici.
* I composti, invece, sostanze pure che, attraverso metodi chimici o fisici, si decompongono in due o più sostanze più semplici. Hanno una definizione ben definita e costante.

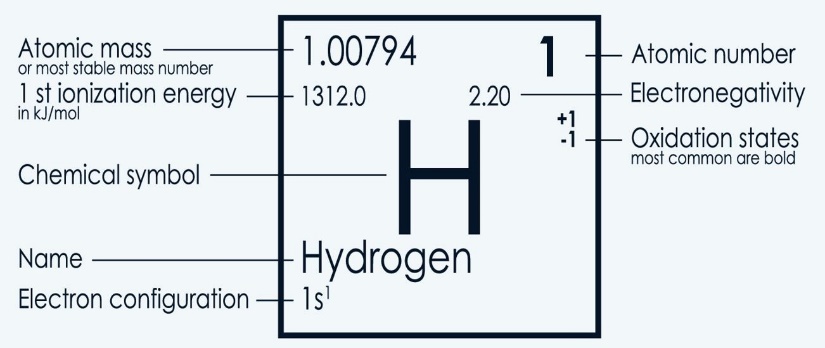
## Tavola periodica

La tavola periodica degli elementi, o tavola di Mendeleev, è uno schema ordinato di tutti gli elementi costituenti della materia, organizzato in colonne (chiamate gruppi) e righe (chiamati periodi) e ne riassume le principali proprietà. È stata ideata nel 1869 dal chimico russo Dmitrij Ivanovič Mendeleev ed è uno strumento ormai indispensabile per lo studio della chimica.

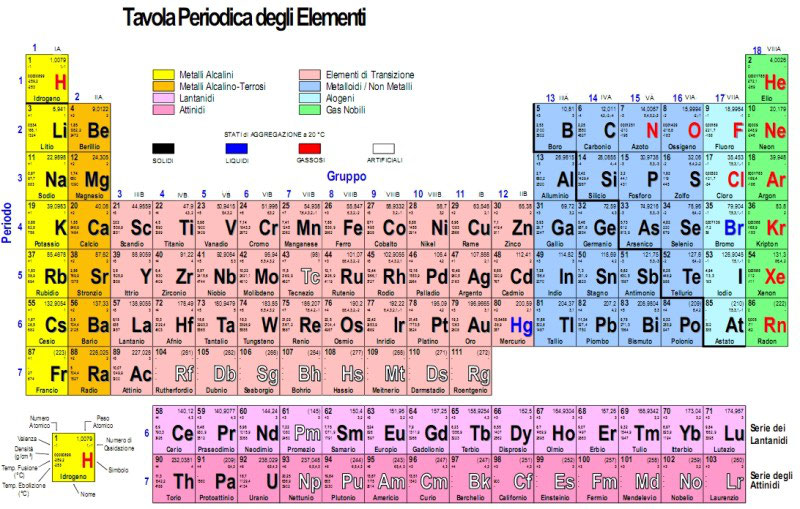
Ogni elemento viene rappresentato sulla tavola periodica con un simbolo formato da una o due lettere. Attorno al simbolo sono presenti diversi numeri.

* In alto a destra generalmente è presente il numero atomico (numero di protoni dell’elemento, cioè particelle con carica positiva)
* In alto a sinistra la massa atomica (il numero di nucleoni, cioè la somma di protoni e neutroni)

Sono presenti inoltre altri dati che approfondiremo in un secondo momento; per il momento, questo è come appare un singolo elemento

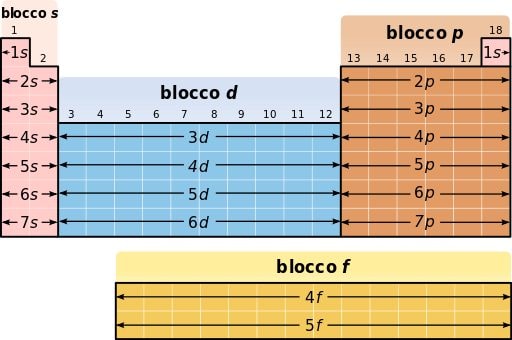


Per ora, la tavola periodica si presenta in questo modo:



La tavola periodica è formata da 18 gruppi (cioè, le colonne, in cui si trovano elementi che hanno proprietà chimiche simili) e da 7 periodi (cioè, le righe, in cui le proprietà fisiche e chimiche cambiano all’aumentare del numero atomico). Inoltre, è possibile suddividere la tavola periodica in diversi blocchi, in base al nome dell'ultimo orbitale (s, p, d e f) riempito (elettroni; sarà definito poi):

* Il blocco s (in rosa) è costituito dal primo e dal secondo gruppo: in questi elementi l’ultimo orbitale riempito è di tipo s;
* Il blocco p (in arancione) è costituito da 6 gruppi, dal tredicesimo al diciottesimo: in questi elementi l’ultimo orbitale riempito è di tipo p;
* Il blocco d  (in azzurro) è costituito da 10 gruppi, dal terzo al dodicesimo: in questi elementi l’ultimo orbitale riempito è di tipo d;
* Il blocco f (in giallo) è costituito dai lantanidi e dagli attinidi: in questi elementi l’ultimo orbitale riempito è di tipo d.



La suddivisione generale degli elementi è data da:

* I metalli
  + La maggior parte degli elementi della tavola periodica appartiene alla classe dei metalli, essi occupano tutta a partire da sinistra più della metà della tavola periodica. Ad eccezione del mercurio che è liquido, a temperatura ambiente, i metalli sono tutti solidi. I metalli in genere sono lucenti, buoni conduttori di calore e di corrente elettrica, dono duttili(possono essere ridotti in fili) e malleabili(possono essere pressati in lamine). Per tutte queste caratteristiche sono usati nel settore elettrotecnico, automobilistico e delle costruzioni. Il rame che viene usato nei fili elettrici deve avere un elevato grado di purezza, ma di solito nella fabbricazione di altri oggetti metallici vengono usate spesso delle leghe metalliche.
* I non metalli
  + I non metalli hanno in genere delle proprietà fisiche completamente opposte a quelle dei metalli. A temperatura ambiente possono essere gassosi (ossigeno, azoto, fluoro e cloro). Essi non sono né malleabili né duttili. Ad eccezione del carbonio, sono tutti cattivi conduttori di calore e di corrente elettrica. Molti di essi si trovano allo stato libero in natura.
* I semimetalli
  + I semimetalli sono tutti solidi a temperatura ambiente, hanno delle proprietà intermedie fra quelle dei metalli e non metalli. Non sono buoni conduttori di elettricità ma lo diventano per aggiunta di piccolissime quantità di altri elementi, per questo vengono chiamati semiconduttori. I più importanti sono il silicio e il germanio. L’ultima colonna della tavola periodica è formata dai gas nobili.

Inoltre se osservate gli elementi sono colorati in modo differente. Questo perché è possibile categorizzare questi gruppi in base alle loro proprietà chimiche e fisiche. Vediamo insieme quindi quali sono queste categorie di elementi, da sinistra a destra della tavola periodica.

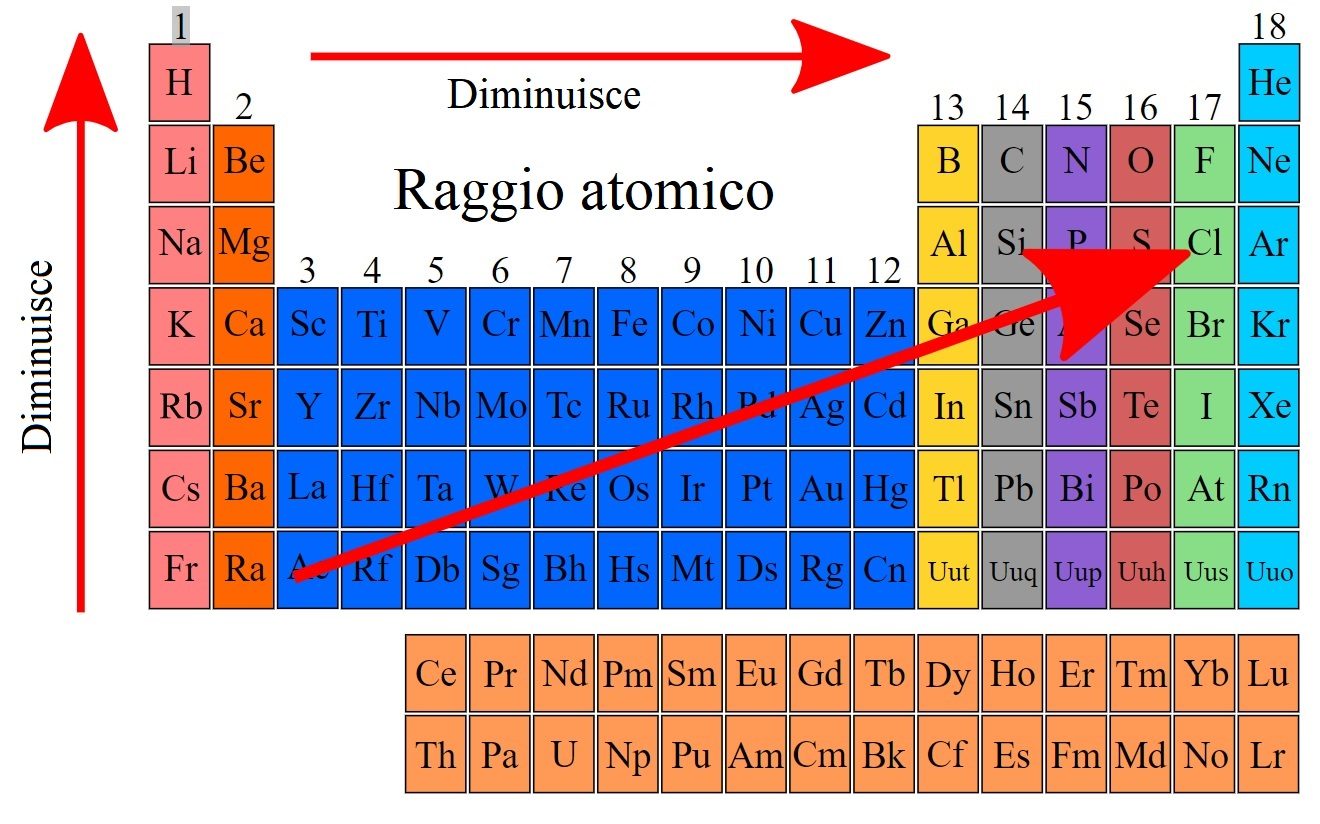
* i metalli alcalini (in giallo) sono gli elementi del primo gruppo: litio, sodio, potassio, rubidio, cesio e francio. Sono chiamati "alcalini" perché formano soluzioni alcaline o basiche quando reagiscono con l'acqua, producendo idrossidi metallici solubili.
* i metalli alcalino terrosi (in arancione) sono gli elementi del secondo gruppo: berillio, magnesio, calcio, stronzio, bario e radio. Il nome "alcalino-terrosi" è una combinazione dei due gruppi di elementi ai quali appartengono: gli alcalini (gruppo 1) e i terrosi (gruppo 2).
* i metalli di transizione (in rosso) sono gli elementi che appartengono ai gruppi che vanno dal terzo al dodicesimo. Questi elementi sono chiamati "metalli di transizione" perché si trovano nella regione centrale della tavola periodica, tra i gruppi 3 e 12
* i metalli di post-transizione (verde petrolio) sono alluminio, gallio, indio, stagno, tallio, piombo, bismuto, nihonio, flerovio, moscovio e flerovio. Questi elementi sono chiamati "metalli di post-transizione" perché condividono alcune proprietà dei metalli di transizione, ma non si trovano nel periodo di transizione della tavola periodica
* i lantanidi (rosa) sono formati dagli elementi dal lantanio al lutezio. Il nome "lantanidi" deriva dal nome dell'elemento lantanio, il primo elemento del gruppo. I lantanidi sono chiamati così perché la loro configurazione elettronica sono simili a quella del lantanio. Il termine deriva dal greco "lanthanein," che significa "nascondere," poiché inizialmente era difficile separare gli elementi lantanidi a causa della loro somiglianza chimica.
* gli attinidi (viola) sono formati dagli elementi dall'attinio al laurenzio. Il nome "attinidi" deriva dal nome dell'elemento attinio, il primo elemento del gruppo. I lantanidi e gli attinidi sono entrambi noti come "terre rare" perché erano difficili da isolare e caratterizzare. Il termine "attinidi" deriva dal greco "actinos," che significa "raggio," poiché gli elementi attinidi emettono radiazioni radioattive.
* i semimetalli (verde menta) sono boro, silicio, germanio, arsenico, antimonio, tellurio e polonio. semimetalli sono chiamati anche "metalloidi." Questi elementi mostrano proprietà sia di metalli che di non metalli, rappresentando una transizione graduale tra queste due classi di elementi. Il termine "semimetalli" deriva dalla loro natura intermedia.
* i non metalli (verde) sono idrogeno, carbonio, azoto, fosforo, ossigeno, zolfo, selenio, fluoro, cloro, bromo, iodio, astato e tennesso. Gli elementi del 17esimo gruppo, dal fluoro al tennesso, sono chiamati alogeni. Questi elementi sono chiamati "non metalli" perché differiscono dai metalli nelle loro proprietà fisiche e chimiche. Non conducono elettricità e calore come i metalli e spesso formano composti covalenti. Il nome "non metalli" indica che questi elementi non hanno le caratteristiche tipiche dei metalli.
* i gas nobili (azzurro) sono gli elementi del 18esimo gruppo: elio, neon, argon, kripton, xenon, radon e oganesson. I gas nobili sono chiamati così perché sono noti per la loro natura inattiva o inerte. In condizioni normali, questi elementi sono presenti come gas monoatomici, e la loro configurazione elettronica stabile li rende poco reattivi chimicamente. Il termine "nobile" suggerisce che questi elementi hanno una natura stabile e aristocratica.

Gli elementi presenti nello stesso gruppo (quindi sulla stessa colonna) hanno proprietà chimiche simili, in particolare hanno lo stesso numero di elettroni nell'orbitale più esterno, ovvero hanno uguale configurazione elettronica esterna. Muovendoci lungo il periodo (quindi sulla stessa riga), invece, il numero degli elettroni nell'orbitale più esterno cambia e dunque gli elementi hanno proprietà differenti: ciò significa che la configurazione elettronica esterna è diversa man mano che ci spostiamo lungo il periodo.

## Proprietà periodiche degli elementi

Le proprietà periodiche degli elementi sono le caratteristiche o le tendenze sistematiche che si verificano quando si considerano gli elementi nella tavola periodica. Queste proprietà variano in modo prevedibile lungo i periodi (righe) e i gruppi (colonne) della tavola periodica. Le principali proprietà periodiche includono:

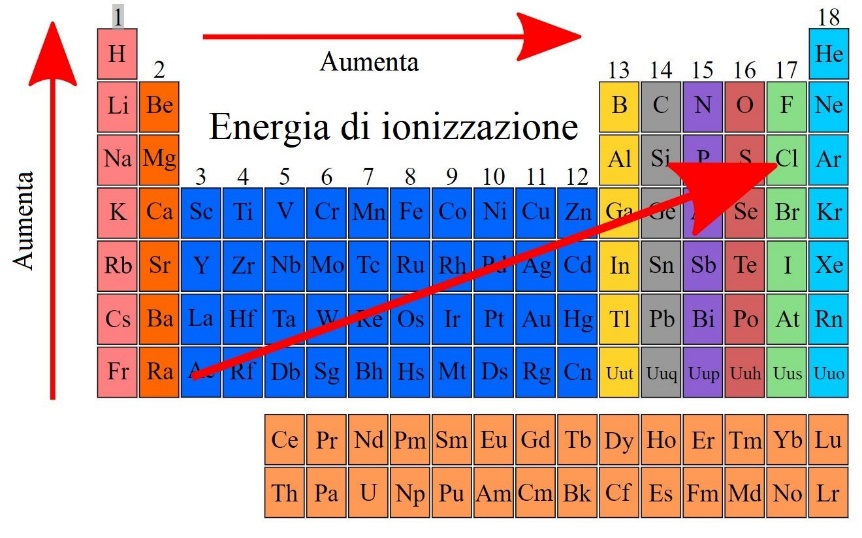
1. Raggio atomico: Il raggio atomico è la distanza tra il nucleo di un atomo e il suo elettrone più esterno. Lungo un periodo, il raggio atomico diminuisce da sinistra a destra. Questo è dovuto all'aumento della carica nucleare, che attira gli elettroni più fortemente verso il nucleo. Lungo un gruppo, il raggio atomico aumenta verso il basso poiché gli elettroni vengono aggiunti a livelli energetici più esterni, aumentando la dimensione complessiva dell'atomo. Il raggio atomico diminuisce lungo un periodo da sinistra a destra e aumenta scendendo lungo un gruppo.



2. Energia di ionizzazione: L'energia di ionizzazione è l'energia richiesta per rimuovere un elettrone da un atomo neutro per formare un catione positivo. Lungo un periodo, l'energia di ionizzazione aumenta da sinistra a destra poiché gli elettroni sono più strettamente legati al nucleo. Lungo un gruppo, l'energia di ionizzazione diminuisce verso il basso poiché gli elettroni si trovano in livelli energetici più esterni e sono meno fortemente attratti dal nucleo. L’energia di prima ionizzazione è la minima quantità di energia che si deve fornire ad un atomo neutro per allontanare da esso un elettrone del livello energetico più esterno.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

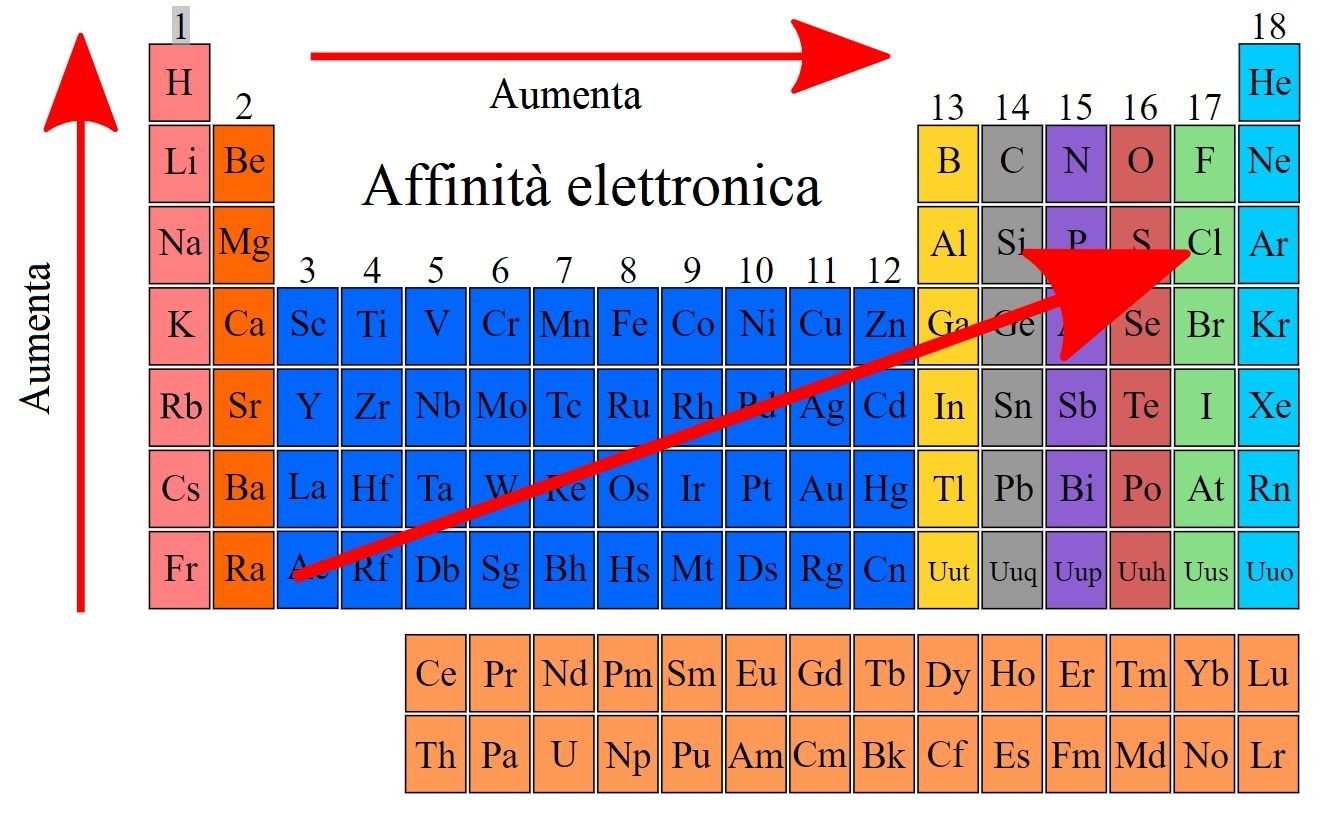
Descrizione generata automaticamente



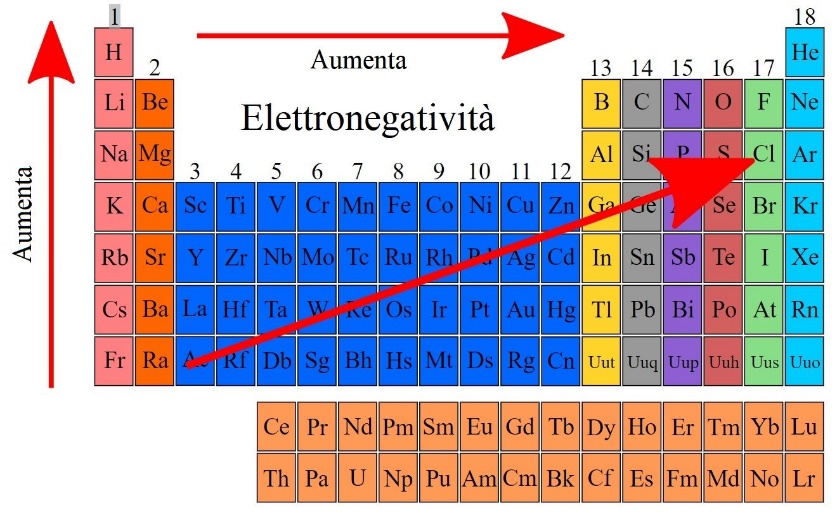
3. Affinità elettronica: L'affinità elettronica è l'energia rilasciata quando un atomo neutro acquisisce un elettrone per formare un anione negativo. Lungo un periodo, l'affinità elettronica aumenta da sinistra a destra poiché gli atomi hanno una maggiore tendenza a guadagnare elettroni per raggiungere una configurazione stabile di gas nobile. Lungo un gruppo, l'affinità elettronica diminuisce verso il basso poiché gli atomi sono più grandi e meno in grado di attrarre gli elettroni aggiuntivi. L’affinità elettronica è l’energia (sotto forma di calore) che si libera quando l’atomo di un elemento in fase gassosa cattura un elettrone.

Immagine che contiene testo, Carattere, schermata, algebra

Descrizione generata automaticamente



4. Elettronegatività: L'elettronegatività è la capacità di un atomo di attirare gli elettroni condivisi in un legame chimico. Lungo un periodo, l'elettronegatività aumenta da sinistra a destra poiché gli atomi diventano più piccoli e hanno una maggiore tendenza ad attirare gli elettroni. Lungo un gruppo, l'elettronegatività diminuisce verso il basso poiché gli atomi diventano più grandi e hanno una minore tendenza ad attirare gli elettroni. Tale grandezza aumenta da sinistra verso destra lungo un periodo e diminuisce scendendo lungo un gruppo.



5. Carattere metallico: Il carattere metallico si riferisce alla tendenza di un elemento di mostrare comportamento metallico, come buona conducibilità elettrica, lustro e reattività chimica. Lungo un periodo, il carattere metallico diminuisce da sinistra a destra poiché gli elementi diventano meno metallici e più non metallici. Lungo un gruppo, il carattere metallico aumenta verso il basso poiché gli elementi diventano più metallici.

Queste sono alcune delle principali proprietà periodiche degli elementi che seguono pattern prevedibili e sono fondamentali per comprendere le relazioni e le tendenze tra gli elementi nella tavola periodica.

## Legge di conservazione della massa

La Legge di conservazione della massa, anche nota come Legge di Lavoisier o Legge di conservazione della materia, è uno dei principi fondamentali della chimica e della fisica. Essa afferma che la massa totale dei reagenti coinvolti in una reazione chimica è uguale alla massa totale dei prodotti della stessa reazione. In altre parole, la massa non può essere creata né distrutta durante una reazione chimica o fisica, ma è semplicemente redistribuita tra i reagenti e i prodotti.

Tale legge è fondamentale per la chimica perché consente di bilanciare le equazioni chimiche, assicurando che ciò che entra nella reazione sia uguale a ciò che esce dalla reazione in termini di massa. Questo principio sottolinea che durante una reazione chimica, gli atomi sono semplicemente riorganizzati per formare nuove sostanze, ma il numero totale di atomi di ciascun elemento deve rimanere costante.

## Legge delle proporzioni definite

La Legge delle proporzioni definite, nota anche come Legge delle proporzioni costanti o Legge di Proust, è un principio fondamentale della chimica che stabilisce che una determinata sostanza chimica è composta da elementi combinati in una proporzione definita e costante in massa.

Tale legge afferma che una data sostanza chimica sarà sempre composta da elementi combinati in una proporzione fissa e costante in termini di massa. Ad esempio, l'acqua (H2O) sarà sempre composta da due atomi di idrogeno e un atomo di ossigeno, con una proporzione di massa di 2:16 o 1:8 (considerando che l'idrogeno ha una massa atomica di circa 1 u.m.a. (unità di massa atomica) e l'ossigeno ha una massa atomica di circa 16 u.m.a.).

Questa legge è fondamentale per la comprensione delle reazioni chimiche e del modo in cui gli elementi si combinano per formare nuove sostanze. Rappresenta anche uno dei principi fondamentali della teoria atomica, poiché implica che gli atomi combinano tra loro in rapporti fissi per formare composti chimici.

## Legge delle proporzioni multiple

La Legge delle proporzioni multiple, nota anche come Legge di Dalton, è un principio della chimica che stabilisce che, quando due elementi si combinano per formare più di un composto, le quantità di uno degli elementi che si combinano con una quantità fissa dell'altro elemento sono in rapporti di numeri interi semplici.

Infatti, partendo da 1 g di carbonio l’ossigeno che reagisce può essere pari a 1,33 g oppure 2,66 g. Nel primo caso si formerà monossido di carbonio, nel secondo diossido di carbonio.

1 g carbonio + 1,33 g ossigeno → 2,33 g monossido di carbonio

1 g carbonio + 2,66 g ossigeno → 3,66 g diossido di carbonio

Si può notare come le quantità di ossigeno che si combinano con 1 g di carbonio sono tra loro in un rapporto di numeri piccoli, infatti 1,33: 2,33 = 1: 2.

Da questa osservazione lui ricavò la legge delle proporzioni multiple che afferma: quando due elementi si combinano per formare due o più composti, tenendo fissa la quantità di uno , le quantità dell’altro stanno tra loro in rapporti esprimibili con numeri piccoli e interi.

## Teoria atomica di Dalton

La Teoria atomica di Dalton si basa su una serie di principi fondamentali:

Gli elementi sono composti da particelle discrete chiamate "atomi": Secondo Dalton, gli elementi sono costituiti da piccole particelle indivisibili chiamate atomi. Ogni elemento ha un tipo specifico di atomo caratterizzato da massa e proprietà uniche.

1. Gli atomi di un elemento sono tutti identici: Gli atomi di uno stesso elemento sono tutti identici tra di loro in termini di massa, dimensioni e proprietà chimiche.
2. Gli atomi di elementi diversi hanno proprietà diverse: Gli atomi di elementi diversi possono differire tra di loro in massa, dimensioni e proprietà chimiche.
3. Gli atomi si combinano per formare composti: Dalton suggerì che gli atomi si combinano in rapporti fissi e semplici per formare composti chimici.
4. Le reazioni chimiche coinvolgono la riorganizzazione degli atomi: Nelle reazioni chimiche, gli atomi non vengono creati né distrutti, ma si combinano o si separano per formare nuovi composti.
5. I composti sono formati da atomi di elementi specifici in rapporti fissi: Secondo Dalton, i composti sono formati da atomi di elementi specifici combinati in rapporti numerici fissi e definiti.

La Teoria atomica di Dalton ha fornito un modello concettuale che ha consentito di comprendere la composizione e le reazioni della materia in termini di particelle discrete chiamate atomi. Questa teoria ha segnato l'inizio dell'era moderna della chimica, contribuendo alla comprensione della legge delle proporzioni multiple, delle leggi di conservazione della massa e delle proporzioni definite, e all'interpretazione delle reazioni chimiche.

## Elementi, atomi, molecole, composti e ioni

* Elementi: Gli elementi sono le sostanze chimiche fondamentali costituite da atomi tutti uguali tra di loro, caratterizzate dallo stesso numero atomico. Ogni elemento è rappresentato da un simbolo chimico, come ad esempio H per l'idrogeno, O per l'ossigeno e Fe per il ferro. Gli elementi sono organizzati nella tavola periodica degli elementi in base al loro numero atomico crescente e alle proprietà chimiche e fisiche simili.
* Atomi: Gli atomi sono le particelle fondamentali che costituiscono la materia. Sono composti da un nucleo centrale, che contiene protoni (cariche positive) e neutroni (nessuna carica), circondato da elettroni (cariche negative) che orbitano intorno al nucleo. Gli atomi sono gli edifici di base degli elementi e sono caratterizzati dal loro numero atomico (che corrisponde al numero di protoni nel nucleo) e dal loro numero di massa (somma dei protoni e dei neutroni).
* Molecole: Le molecole sono costituite da due o più atomi legati chimicamente insieme. Possono essere formate da atomi dello stesso elemento (molecole di ossigeno O2, molecole di azoto N2, ecc.) o da atomi di elementi diversi (molecola di acqua H2O, molecola di anidride carbonica CO2, ecc.). Le molecole possono avere diverse forme e dimensioni a seconda dei legami chimici tra gli atomi che le compongono.
* Composti: I composti sono sostanze chimiche costituite da due o più elementi combinati in rapporti chimici fissi. Ad esempio, l'acqua (H2O) è un composto formato da due atomi di idrogeno e un atomo di ossigeno in un rapporto di massa di 2:16. I composti hanno proprietà uniche rispetto agli elementi che li costituiscono e possono essere separati solo mediante reazioni chimiche.
* Ioni: Gli ioni sono atomi o molecole cariche elettricamente a causa di una perdita o un guadagno di elettroni. Gli ioni positivi, noti come cationi, hanno perso uno o più elettroni, mentre gli ioni negativi, noti come anioni, hanno guadagnato uno o più elettroni. Gli ioni sono importanti in molte reazioni chimiche e svolgono un ruolo chiave nella conduzione dell'elettricità in soluzioni elettrolitiche.

Immagine che contiene testo, Carattere, bianco, schermata

Descrizione generata automaticamente

## Formule chimiche

Ogni composto è caratterizzato da una formula chimica che mette in evidenza il rapporto di combinazione dei vari elementi in un composto.

I simboli ci indicano quale elemento della tavola periodica si combina, invece il pedice, cioè il numeretto scritto in basso a destra, indica quanti atomi di quell’elemento sono contenuti nel composto.

Bisogna però nelle formule chimiche distinguere la formula minima e la formula molecolare.

* La formula minima (o empirica) indica quanti elementi costituiscono il composto e in quale rapporto minimo i loro atomi o ioni sono combinati.
  + Per esempio NaCl è il cloruro di sodio, il normale sale da cucina; il rapporto minimo tra gli ioni è 1:1 perchè per ogni ione di sodio ci deve essere uno ione di cloro.
* La formula molecolare indica quanti atomi di ciascun elemento sono presenti nelle molecole di un composto.
  + Ad esempio la formula del glucosio è

## Massa atomica e massa molecolare

* La massa atomica è la massa di un singolo atomo di un elemento. Viene espressa in unità di massa atomica (u.m.a) o in dalton (Da). Un'unità di massa atomica è definita come un dodicesimo della massa di un atomo di carbonio-12. Poiché la massa degli atomi è molto piccola, la massa atomica è spesso espressa in numeri decimali.
  + Essa è riportata nella tavola periodica degli elementi vicino al simbolo chimico di ciascun elemento. Indica la media ponderata delle masse degli isotopi naturali di un elemento, tenendo conto della loro abbondanza naturale.
* La massa molecolare è la massa totale di una singola molecola di una sostanza chimica. Viene espressa in unità di massa atomica (u.m.a) o in dalton (Da). La massa molecolare è la somma delle masse atomiche di tutti gli atomi presenti nella molecola. Poiché una molecola può essere composta da diversi tipi di atomi, la massa molecolare è spesso espressa come un numero intero.
  + Per calcolare la massa molecolare di una molecola, si sommano le masse atomiche dei singoli atomi presenti nella formula molecolare.
  + Ad esempio, la massa molecolare dell'acqua (H2O) è data dalla somma delle masse atomiche di due atomi di idrogeno e un atomo di ossigeno: Massa molecolare di H2O = 2 (massa atomica dell'idrogeno) + 1 (massa atomica dell'ossigeno) = 2 u.m.a + 16 u.m.a = 18 u.m.a.

Esempi di conteggio della massa molecolare:

Immagine che contiene testo, Carattere, linea, diagramma

Descrizione generata automaticamente

## Moli e numero di Avogadro

La quantità di sostanza che si prende come unità di riferimento si chiama mole.

La mole è la quantità di sostanza che contiene un numero di particelle elementari uguali al numero di atomi contenuto in 12 g di carbonio 12. Per essere più specifici, si è stabilito che una molla di carbonio-12 contiene esattamente entità elementari. Questa quantità particolare è nota come il numero di Avogadro (simbolo: ) ed è approssimativamente .

La massa di una mole è chiamata massa molare (M) e la sua unità di misura è g\mol.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, ricevuta

Descrizione generata automaticamente

# I gas

## I gas ideali

Un gas ideale è un insieme di particelle :

* libere di muoversi a grande velocità in tutte le direzioni;
* puntiformi, cioè con un volume così piccolo da essere trascurabile rispetto al volume totale occupato da tutto il gas. Anche il volume dei gas reali è considerato trascurabile perchè contiene tanti spazi vuoti.
* elastiche, per cui urtandosi tra loro e con le pareti del contenitore che le accoglie , l’energia totale non diminuisce;
  + Le molecole di un gas ideale si muovono in modo casuale e caotico. La loro velocità e direzione cambiano costantemente a causa degli urti tra di loro e con le pareti del contenitore.
* molto lontane , in modo che tra esse non si creino forze attrattive o repulsive. Anche nei gas reali le forze di attrazione , nella maggior parte dei casi sono trascurabili.

## La pressione dei gas

La pressione (p) è la forza che agisce sull’unità di superficie e si calcola facendo il rapporto tra la forza F che agisce perpendicolarmente a una superficie e l’area S della superficie stessa.

La formula è:

Le molecole di gas sono in costante movimento caotico e si scontrano tra di loro e con le pareti del contenitore. Ogni collisione esercita una forza sulla superficie di impatto. La pressione di un gas è quindi una misura del numero e dell'intensità di queste collisioni molecolari per unità di area delle pareti del contenitore. In altre parole, maggiore è il numero di collisioni e maggiore è la loro forza, maggiore sarà la pressione del gas.

L'unità di misura della pressione nel sistema internazionale è il pascal (Pa), che corrisponde a una forza di un newton esercitata su un'area di un metro quadrato. Tuttavia, in molte situazioni, viene utilizzata l'unità bar o atmosfera (atm) per esprimere la pressione dei gas. Un'atmosfera corrisponde approssimativamente alla pressione atmosferica standard a livello del mare.

La pressione atmosferica fu misurato da un allievo di Galilei di nome Evangelista Torricelli. Egli costruì un dispositivo, il barometro a mercurio. Prese un lungo tubo di vetro, chiuso ad un’estremità, e lo riempì di mercurio; poi lo capovolse , senza far entrare aria, e lo immerse in una bacinella contenente sempre mercurio. Osservò che il livello del mercurio dentro il tubo si abbassava fino ad un’altezza di 76 cm. Tale livello fornisce la misura della pressione atmosferica esercitata sulla superficie di mercurio nella bacinella, ed è espressa appunto in millimetri di mercurio.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, numero

Descrizione generata automaticamente

## La legge di Boyle o legge isoterma

La legge di Boyle afferma che, a temperatura costante, il volume di una quantità fissa di gas è inversamente proporzionale alla sua pressione. In altre parole, quando la pressione di un gas aumenta, il suo volume diminuisce, e viceversa, a condizione che la temperatura rimanga costante. Questa legge è espressa matematicamente come:

Dove e sono la pressione e il volume iniziali, mentre e sono la pressione e il volume finali.

## La legge di Charles o legge isobara

La legge di Charles (spesso attribuita anche a Gay-Lussac) afferma che, a pressione costante, il volume di una quantità fissa di gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta (misurata in kelvin). In altre parole, quando la temperatura di un gas aumenta, il suo volume aumenta, e viceversa, a condizione che la pressione rimanga costante. Matematicamente, la legge di Charles può essere espressa come:

dove e sono il volume e temperatura iniziali, mentre e sono il volume e la temperatura finali.

## La legge di Gay Lussac o legge isocora

La legge di Gay-Lussac, spesso combinata con la legge di Charles, afferma che, a volume costante, la pressione di una quantità fissa di gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta. In altre parole, quando la temperatura di un gas aumenta, la sua pressione aumenta, e viceversa, a condizione che il volume rimanga costante. Questa legge è espressa come:

dove e sono la pressione e la temperatura iniziali, mentre e sono la pressione e la temperatura finali.

## La legge generale dei gas

Le tre leggi isobara, isoterma e isocora descrivono il comportamento di un gas al variare di due delle tre grandezze che li caratterizzano (p, T e V); una di esse, una di esse veniva mantenuta costante, si ha così la legge generale dei gas.

Immaginiamo di variare contemporaneamente temperatura, pressione e volume di una quantità fissa di gas, quindi possiamo descrivere la loro relazione combinando le tre leggi.

Immagine che contiene testo, Carattere, bianco, algebra

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, algebra

Descrizione generata automaticamente

## L’equazione di stato dei gas perfetti

Le tre leggi dei gas (Boyle, Charles e Gay -Lussac) considerano una quantità costante di gas, quindi la costante k si riferisce proprio a questa quantità, il valore di tale quantità può essere però qualsiasi e al suo variare varia anche la costante k.

A differenza dei solidi e dei liquidi, i gas obbediscono alla legge di Avogadro, quindi a una certa pressione e temperatura il volume occupato da un gas dipende solo dal numero di molecole e non dal tipo di molecole.

A questo punto possiamo anche calcolare il volume di una mole di gas qualsiasi a temperatura e pressione costante. Quindi: a e (1 atm), una mole di gas occupa un volume di circa 22,4 L detto volume molare

Queste condizioni sono dette standard (STP, cioè Standard Temperature and Pressure).

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, documento

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## La legge delle pressioni parziali di Dalton

Queste miscele di gas furono studiate da Dalton che fece appunto la legge di Dalton che affermava: la pressione totale esercitata da due o più gas in un contenitore a temperatura e volumi costanti è uguale alla somma delle pressioni parziali dei gas componenti.

Ogni gas si comporta come se avesse tutto il volume del contenitore a disposizione, quindi la pressione esercitata da un gas di una miscela si chiama pressione parziale.

Quindi, la pressione totale è data dalla somma di tutte le pressioni parziali dei gas.

L’equazione di stato di una miscela di gas ideali è quindi:

Immagine che contiene testo, ricevuta, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## Composizione percentuale di un composto

Ogni composto è caratterizzato da una formula chimica bruta o grezza ben precisa che indica il rapporto di combinazione tra gli atomi del composto.

Poichè a ogni specie atomica corrisponde una precisa massa, è possibile calcolare la percentuale in massa di ciascun elemento presente nel composto; i dati contenuti rappresentano la composizione percentuale del composto.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, algebra

Descrizione generata automaticamente

# Atomi e Orbitali

## Com’è formato l’atomo

L'atomo è la più piccola unità di materia che conserva le proprietà chimiche di un elemento chimico. È costituito da una regione centralmente densa chiamata nucleo, che contiene protoni e neutroni, circondata da elettroni che orbitano intorno al nucleo.

Ecco una descrizione più dettagliata della struttura dell'atomo:

* Nucleo: Il nucleo è il centro compatto dell'atomo ed è composto principalmente da protoni e neutroni. I protoni sono particelle cariche positivamente con una massa approssimativamente uguale a quella dei neutroni, che invece sono privi di carica elettrica. Il numero di protoni nel nucleo determina l'identità chimica dell'elemento e viene chiamato numero atomico (Z).
* Elettroni: Gli elettroni sono particelle di carica negativa che orbitano intorno al nucleo in orbite discrete chiamate livelli energetici o strati elettronici. Gli elettroni sono disposti in modo specifico nei vari strati elettronici, e il numero di elettroni in un atomo neutro è uguale al numero di protoni nel nucleo. Gli elettroni più vicini al nucleo hanno energia più bassa e viceversa.

L'atomo è principalmente vuoto, poiché la maggior parte del suo volume è occupato dagli spazi tra il nucleo e gli elettroni. La comprensione della struttura dell'atomo è fondamentale per spiegare il comportamento chimico degli elementi e per comprendere le reazioni chimiche e le interazioni tra gli atomi.

## La scoperta di Crookes dell’elettrone

Immagine che contiene testo, schermata, design

Descrizione generata automaticamente

## Il modello atomico di Thomson

Il modello atomico di Thomson, proposto da J.J. Thomson nel 1897, è stato uno dei primi tentativi di comprendere la struttura interna dell'atomo. Questo modello rappresenta un passo fondamentale nella storia della fisica atomica ed è stato uno dei primi ad introdurre il concetto di particelle subatomiche.

Ecco i punti principali del modello atomico di Thomson:

* Atomo come "Panettone": Thomson immaginava l'atomo come una sfera uniforme di carica positiva, all'interno della quale erano incastonati gli elettroni come passaggi di uvetta in un panettone. In altre parole, gli elettroni erano distribuiti uniformemente all'interno della carica positiva, rendendo l'atomo globalmente neutro.
* Presenza di Elettroni: Thomson propose che l'atomo contenesse piccole particelle cariche negativamente, chiamate "corpuscoli" ma oggi noti come elettroni. Questa idea derivava dalle sue ricerche sull'elettromagnetismo e sugli effetti delle scariche elettriche.
* Bilanciamento di Carica: Per bilanciare la carica negativa degli elettroni, Thomson ipotizzò la presenza di una carica positiva diffusa uniformemente nell'atomo.
* Modello Stabile: Secondo Thomson, questo modello di atomo stabile spiegava fenomeni come la conduzione elettrica attraverso i metalli e il comportamento delle particelle cariche negativamente in diversi contesti.

## Il modello atomico di Rutherford

Il modello atomico di Rutherford, proposto da Ernest Rutherford nel 1911, rappresenta un passo significativo nell'evoluzione della comprensione della struttura atomica. Questo modello si basa sull'esperimento della lamina d'oro, noto anche come esperimento di Rutherford, che ha portato alla scoperta del nucleo atomico.

Ecco i principali punti del modello atomico di Rutherford:

* Nucleo atomico: Secondo il modello di Rutherford, la maggior parte della massa dell'atomo e la carica positiva sono concentrate in un piccolo nucleo denso situato al centro dell'atomo. Questo nucleo è costituito principalmente da protoni, che hanno carica positiva, e neutroni, che non hanno carica elettrica. Gli elettroni, che hanno carica negativa, orbitano intorno al nucleo a distanze relativamente grandi.
* Spazio vuoto: Rutherford riconobbe che l'atomo è in gran parte vuoto, con gli elettroni che occupano spazi significativamente maggiori rispetto alle dimensioni del nucleo. La maggior parte dell'area dell'atomo è costituita dallo spazio vuoto attraverso il quale gli elettroni si muovono.
* Orbita degli elettroni: Gli elettroni si muovono intorno al nucleo su orbite definite e distinte, ma il modello di Rutherford non ha fornito una spiegazione dettagliata della natura esatta di queste orbite.
* Separazione delle particelle alfa: L'esperimento chiave che ha portato alla formulazione del modello di Rutherford è l'esperimento di scattering delle particelle alfa su una sottile lamina d'oro. Rutherford osservò che la maggior parte delle particelle alfa passava attraverso la lamina senza deviazioni significative, ma alcune venivano deviate in modo considerevole o addirittura riflesse all'indietro. Questi risultati suggerivano che l'atomo aveva un nucleo piccolo e carico positivamente, in contrasto con il modello atomico precedente, noto come modello a panettone di Thomson.

È importante notare che, sebbene il modello atomico di Rutherford abbia fornito un'idea fondamentale della struttura dell'atomo, non ha spiegato completamente la distribuzione degli elettroni negli strati elettronici o i dettagli della loro dinamica. Successive scoperte e sviluppi nella meccanica quantistica hanno portato a una comprensione più approfondita della struttura atomica.

## Il numero atomico, il numero di massa e gli isotopi

Partendo dal modello atomico di Rutherford, possiamo definire il numero atomico, il numero di massa e gli isotopi come segue:

* Il numero atomico (indicato con Z) rappresenta il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo. Nel modello di Rutherford, si è scoperto che il nucleo è la parte centrale densa e carica positivamente dell'atomo. Ogni elemento chimico è caratterizzato da un numero atomico unico che identifica il numero di protoni nel suo nucleo. Ad esempio, l'idrogeno ha un numero atomico di 1, l'elio ha un numero atomico di 2 e così via. Il numero atomico è cruciale perché determina l'identità chimica dell'elemento e le sue proprietà caratteristiche.
* Il numero di massa (indicato con A) di un atomo rappresenta la somma del numero di protoni (Z) e del numero di neutroni presenti nel nucleo. Nel modello di Rutherford, si è riconosciuto che il nucleo conteneva protoni e neutroni, che contribuivano alla massa complessiva dell'atomo. Quindi, il numero di massa è il totale delle particelle cariche e neutre nel nucleo. Gli atomi dello stesso elemento chimico possono avere diversi numeri di massa a causa di differenze nel numero di neutroni.
* Gli isotopi sono varianti di uno stesso elemento chimico che hanno lo stesso numero atomico (cioè, lo stesso numero di protoni) ma diversi numeri di massa (a causa di diverse quantità di neutroni). Nel modello di Rutherford, la scoperta dei neutroni nel nucleo ha aperto la strada alla comprensione degli isotopi. Ad esempio, l'idrogeno ha tre isotopi principali: il protio (1 protone, 0 neutroni), il deuterio (1 protone, 1 neutrone) e il trizio (1 protone, 2 neutroni). Gli isotopi possono avere proprietà chimiche simili a causa del numero atomico uguale, ma possono avere masse diverse e comportamenti leggermente diversi a causa del numero di neutroni.

In sintesi, il modello atomico di Rutherford ha contribuito a rivelare il concetto di numero atomico, numero di massa e isotopi, fornendo una base fondamentale per comprendere la struttura e le proprietà degli atomi.

## Il decadimento radioattivo

Il decadimento radioattivo è un processo in cui il nucleo di un atomo instabile si trasforma in un nucleo diverso emettendo particelle o radiazione. Questo fenomeno è strettamente collegato alle scoperte di Ernest Rutherford e ai suoi esperimenti sull'uranio e altri materiali radioattivi.

Durante i suoi studi sull'uranio, Rutherford scoprì che alcune sostanze emettevano radiazione che poteva penetrare la materia e influenzare le pellicole fotografiche. Questa radiazione è stata successivamente classificata in tre tipi principali di raggi:

* Raggi Alfa

I raggi alfa sono particelle cariche positive costituite da due protoni e due neutroni, essenzialmente un nucleo di elio. A causa della loro carica positiva e della loro massa relativamente elevata, i raggi alfa hanno una penetrazione limitata e possono essere fermati da un foglio di carta o persino dall'epidermide umana. Tuttavia, se un materiale radioattivo emette raggi alfa, può essere pericoloso se ingerito o inalato.

* Raggi Beta

I raggi beta sono elettroni o positroni ad alta energia emessi dal nucleo durante il decadimento. Gli elettroni beta possono penetrare leggermente di più rispetto ai raggi alfa e possono essere fermati da fogli di alluminio o materiali simili. I positroni, d'altra parte, si annichilano incontrando elettroni, emettendo radiazione gamma.

* Raggi gamma

I raggi gamma sono radiazioni elettromagnetiche ad alta energia simili ai raggi X, ma con energie ancora più elevate. Sono emessi quando un nucleo transizione da uno stato energetico superiore a uno inferiore. I raggi gamma sono altamente penetranti e richiedono schermi spessi di piombo o materiali densi per esserne bloccati.

È importante notare che il processo di decadimento radioattivo è casuale e segue un modello statistico. La teoria del decadimento radioattivo è stata ulteriormente sviluppata nella meccanica quantistica, spiegando le probabilità di decadimento e le proprietà dei diversi tipi di radiazione.

Il decadimento radioattivo può essere dovuto a uno squilibrio tra il numero di protoni e il numero di neutroni, oppure un’eccessiva abbondanza di entrambe. Quindi si può avere:

* il decadimento α è tipico di quegli atomi che hanno un numero elevato sia di protoni che di neutroni, cioè con Z maggiore di 83 e A maggiore di 220, i quali decadono emettendo soprattutto particelle α. In questo tipo di decadimento il numero atomico del nucleo di partenza diminuisce di due unità e il suo numero di massa di quattro unità. Il nuovo nuclide risulta spostato di due posizioni indietro nella tavola periodica;
* il decadimento β è caratteristico dei nuclei troppo ricchi di neutroni rispetto ai protoni, tali nuclei devono aumentare il numero di protoni per stabilizzarsi. Essi decadono emettendo raggi β. In questo tipo di decadimento il numero atomico del nucleo che si forma è superiore di un’unità rispetto al nucleo di partenza, mentre rimane alterato il numero di massa;
* emissione γ, sono pacchetti di energia, liberati dal nucleo dopo un’emissione α o β. In questo tipo di emissione, restano invariati sia il numero atomico che di massa.

## La doppia natura della luce

La teoria ondulatoria che permette di spiegare la natura della luce e i fenomeni ad essa associati come rifrazione, diffrazione e interferenza, è stata formulata dal fisico inglese James Maxwell nel 1873.

Secondo la teoria ondulatoria la luce si propaga nello spazio per mezzo di radiazioni elettromagnetiche. Queste radiazioni sono formate da un campo elettrico ed un campo magnetico oscillanti ed associati. Sono oscillanti perchè i loro valori sono costanti, ma cambiano in modo periodico, variando tra un valore massimo e uno minimo. Tipico comportamento delle onde, infatti per questo le radiazioni elettromagnetiche sono anche chiamate onde elettromagnetiche.

Le grandezze che caratterizzano un’onda elettromagnetica sono l’ampiezza, la lunghezza d’onda e la frequenza.

* L’ampiezza (A) è la distanza tra il massimo di una cresta e la direzione di propagazione dell’onda e determina l’intensità delle radiazioni elettromagnetiche.
* La lunghezza d’onda (λ) è la distanza tra due crete consecutive, nel SI la sua unità di misura è il metro, ma spesso si può usare un suo sottomultiplo (nanometro) oppure l’angstrom
* La frequenza (v) è il numero di oscillazioni che la radiazione elettromagnetica compie in un secondo. La sua unità di misura è l’hertz.

La lunghezza d’onda e la frequenza sono grandezze inversamente proporzionali, il loro prodotto quindi è costante ed è uguale alla velocità della luce. Quindi λ • v =c (velocità della luce) dove c= 300 000 km\s.

Abbiamo detto che importanti sono i tre fenomeni e cioè rifrazione, diffrazione e interferenza.

* La rifrazione si ha quando un fascio di luce bianca che attraversa un prisma di vetro o di quarzo , viene scomposto nei colori dell’iride: rosso, arancione, giallo, verde, azzurro, indaco e violetto. Questo dimostra che la luce bianca è policromatica, cioè, formata da radiazioni monocromatiche. Possiamo quindi definire la rifrazione come la deviazione che subisce un raggio luminoso passando da una sostanza trasparente come l’aria con una data densità a un’altra anch’essa trasparente, come l’acqua, ma con differente densità. L’angolo di rifrazione dipende dalla lunghezza d’onda, maggiore è quest’ultima minore è la deviazione.
* La diffrazione si ha quando un fascio di luce giunge su una fenditura, un foro molto piccoli; il fascio non si propaga più in linea retta ma dopo l’ostacolo si allarga formando zone chiare o scure , chiamate frange d’interferenza.

I colori, cioè le radiazioni elettromagnetiche che formano la luce visibile, hanno una lunghezza d’onda compresa tra 400 nm(violetto) e 700 nm (rosso). L’insieme delle radiazioni elettromagnetiche che costituiscono la luce visibile è lo spettro visibile..

Per lunghezze d’onda maggiori del rosso e minori del violetto si hanno altre radiazioni elettromagnetiche.

Per quanto riguarda la natura corpuscolare della luce, essa viene messa in evidenza se proiettiamo un fascio di luce ultravioletto su una lastrina di zinco, si noterà l’espulsione di elettroni dal metallo, esso si chiama effetto fotoelettrico.

Gli elettroni riescono ad uscire dal metallo perchè acquistano l’energia necessaria a vincere la forza attrattiva che li tiene legati al metallo. Se i pacchetti di energia che arrivano al metallo sono troppo deboli, non si stacca nulla, se invece sono molto grandi, una parte servirà per far allontanare l’elettrone dal metallo e un’altra parte per acquistare velocità.

Quindi è venuta fuori la natura corpuscolare della luce, infatti la luce e ogni radiazione elettromagnetica, la possiamo considerare formata da particelle , chiamate fotoni o quanti, che trasportano energia e sono responsabili dell’espulsione degli elettroni dalla superficie metallica.

## Il modello atomico di Bohr

Il modello atomico di Bohr, sviluppato da Niels Bohr nel 1913, è un importante avanzamento nella comprensione della struttura atomica. Questo modello ha contribuito a spiegare il comportamento degli elettroni negli atomi e ha gettato le basi per la teoria quantistica successiva.

Ecco i punti chiave del modello atomico di Bohr:

1. Orbita Quantizzata degli Elettroni: Contrariamente al modello di Rutherford, che ritraeva gli elettroni come particelle libere che ruotavano casualmente intorno al nucleo, il modello di Bohr propose che gli elettroni si muovessero su orbite quantizzate o livelli di energia discreti intorno al nucleo. Questi livelli di energia erano strettamente definiti e non consentivano agli elettroni di occupare posizioni intermedie.
2. Assorbimento ed Emissione di Energia: Gli elettroni possono saltare da un livello di energia a un altro assorbendo o emettendo quantità specifiche di energia. Quando un elettrone assorbe energia, si sposta a un livello di energia superiore; quando rilascia energia, torna a un livello inferiore. Questi salti di energia sono responsabili dell'emissione e dell'assorbimento di luce e spiegano i modelli di spettri atomici.
3. Stabilità degli Orbitali: Secondo il modello di Bohr, gli elettroni che occupano orbite stabili non emettono radiazioni elettromagnetiche. Solo quando un elettrone cambia da un livello di energia a un altro, l'emissione o l'assorbimento di energia sotto forma di luce o radiazione si verificano.

Il modello atomico di Bohr rappresentò un passo significativo verso la comprensione dell'atomo, ma fu in seguito sostituito dalla teoria quantistica, che offrì una spiegazione più approfondita e accurata del comportamento degli elettroni e delle particelle subatomiche. Tuttavia, il modello di Bohr ha fornito una base importante per lo sviluppo successivo della fisica atomica e della meccanica quantistica.

## Il principio di indeterminazione di Heisenberg

principio di indeterminazione di Heisenberg è uno dei concetti fondamentali della meccanica quantistica, formulato dal fisico Werner Heisenberg nel 1927. Questo principio postula che esiste una limitazione fondamentale nella precisione con cui è possibile misurare contemporaneamente alcune coppie di proprietà fisiche di una particella, come la posizione e la quantità di moto (impulso) o l'energia e il tempo.

In altre parole, il principio di indeterminazione di Heisenberg afferma che non possiamo conoscere con precisione simultaneamente due quantità coniugate (o "connesse"), come la posizione e la quantità di moto, al di là di certi limiti.

Questo principio è spiegato attraverso l'equazione di indeterminazione di Heisenberg, che può essere espressa in diversi modi, ma una delle forme più comuni è:

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

Quindi non si può definire l’orbita dell’elettrone, al massimo si può definire la probabilità di trovare l’elettrone entro una determinata distanza dal nucleo e in una certa regione dello spazio.

La zona con probabilità maggiore è quella vicino al nucleo, cioè dove c’è una nube di elettroni più densa è lo stato fondamentale. La regione di spazio intorno al nucleo dove la probabilità di trovare l’elettrone è del 95% si chiama orbitale.

Le onde che si propagano con l’elettrone possono essere descritte da una funzione matematica detta funzione d’onda. Tale funzione è descritta dalla lettera Ψ(psi), ed è una funzione delle tre coordinate spaziali x,y e z e del tempo t.

Il suo valore permette di determinare punto a punto la probabilità di presenza delle particelle nello spazio e quindi anche dell’elettrone.

Il quadrato della funzione d’onda Ψ² fornisce la probabilità che l’elettrone si trovi, durante l’intervallo di tempo Δt, in un volume ΔV, il cui centro ha coordinate x,y,z.

Dove Ψ² è grande, è grande anche la probabilità di trovare l’elettrone , quindi vicino al nucleo il quadrato della funzione d’onda è grande; dove Ψ² è piccolo, l’elettrone si trova raramente.

## I numeri quantici e gli orbitali

Le funzioni d’onda che derivano dalla risoluzione dell’equazione d’onda e descrivono il moto degli elettroni nell’atomo si dicono orbitali atomici.

Gli orbitali atomici sono pertanto funzioni matematiche che descrivono la natura ondulatoria dell’elettrone nell’atomo.

Nel caso dell’onda luminosa la funzione d’onda 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, cioè la probabilità che un fotone si trovi in un certo punto dello spazio è proporzionale a . Nel caso dell’onda associata all’elettrone nell’atomo, sebbene non abbia significato fisico, il suo quadrato 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: ,, e . 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.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, numero

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, diagramma, Carattere, linea

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, numero

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

I tre numeri quantici specificano un orbitale, cioè uno stato dell’atomo di idrogeno con determinati valori dell’energia, del momento della quantità di moto e, qualora l’atomo sia posto in un campo magnetico, della componente del momento della quantità di moto lungo la direzione del campo. Il numero quantico n può assumere tutti i valori interi positivi, mentre gli altri sono soggetti a restrizioni.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, numero

Descrizione generata automaticamente

Ogni combinazione dei numeri quantici è associata con un tipo differente di moto elettronico e definisce un orbitale.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, linea

Descrizione generata automaticamente

## La forma degli orbitali atomici

Per quanto riguarda la forma degli orbitali essa varia da un orbitale all’altro. Essa dipende dal numero quantico secondario l, il volume dipende anche dal numero quantico n.

Gli orbitali che possiedono lo stesso numero quantico l, hanno la stessa forma.

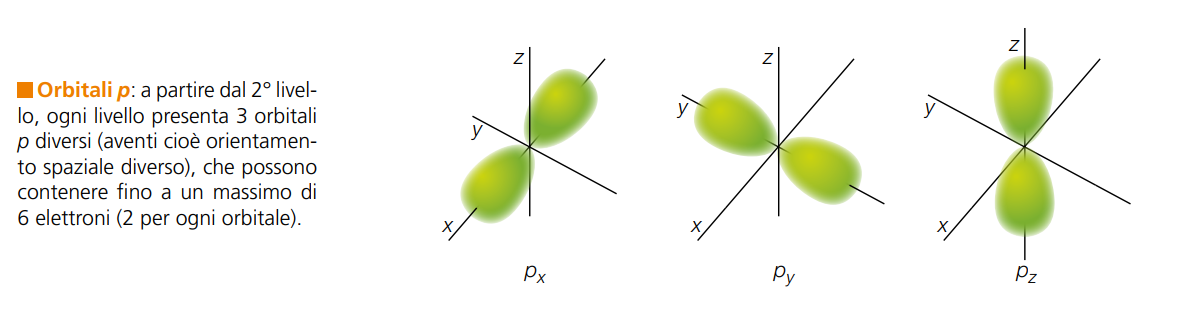
Vediamo nel particolare:

* gli orbitali con l=0 si dicono di tipo . Per esempio l’orbitale s con n= 1 si chiama 1s, con n=2 si chiama 2s. Gli orbitali hanno tutti la forma sferica, si differenziano però per dimensioni e per energia. Infatti, all’aumentare di n aumentano il raggio dell’orbitale e l’energia dell’elettrone. Per esempio la sfera dell’uranio dell’orbitale 1s ha un raggio 92 volte maggiore dell’orbitale 1s dell’idrogeno. Si descrive con un solo quadratino.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, design

Descrizione generata automaticamente

* gli orbitali con l=1 sono di tipo p. Esistono tre orbitali per l=1 detti orbitali p, più precisamente verranno descritti come .Tutti gli orbitali p hanno la forma di doppio lobo, il nucleo si trova nella congiunzione tra i due lobi .Per distinguerli è importante anteporre alla p il valore del numero quantico principale. I tre orbitali p con n=2 si chiameranno 2p; i tre orbitali p con lo stesso valore di n hanno uguale dimensioni ed energia, la stessa forma a due lobi ma orientamento diverso. Se il valore di n è diverso, gli orbitali p hanno la stessa forma, ma diverse dimensioni ed energia. Graficamente si rappresentano con tre quadratini.



* gli orbitali con l=2 sono di tipo d. Esistono 5 orbitali di tipo d. Per distinguere i diversi orbitali con diverso valore di n, si premette il valore di n al simbolo d. Per esempio se n=3, l’orbitale si chiamerà 3d. Essi hanno la forma di quattro lobi che si incontrano nel nucleo. I cinque orbitali d si rappresentano con cinque quadratini.

Immagine che contiene giallo, frutto

Descrizione generata automaticamente

* gli orbitali con l=3 sono di tipo f. Esistono 7 orbitali di tipo f. Anche per loro per distinguerli si premette il valore del numero quantico principale. I sette orbitali f si rappresentano graficamente con 7 quadratini.

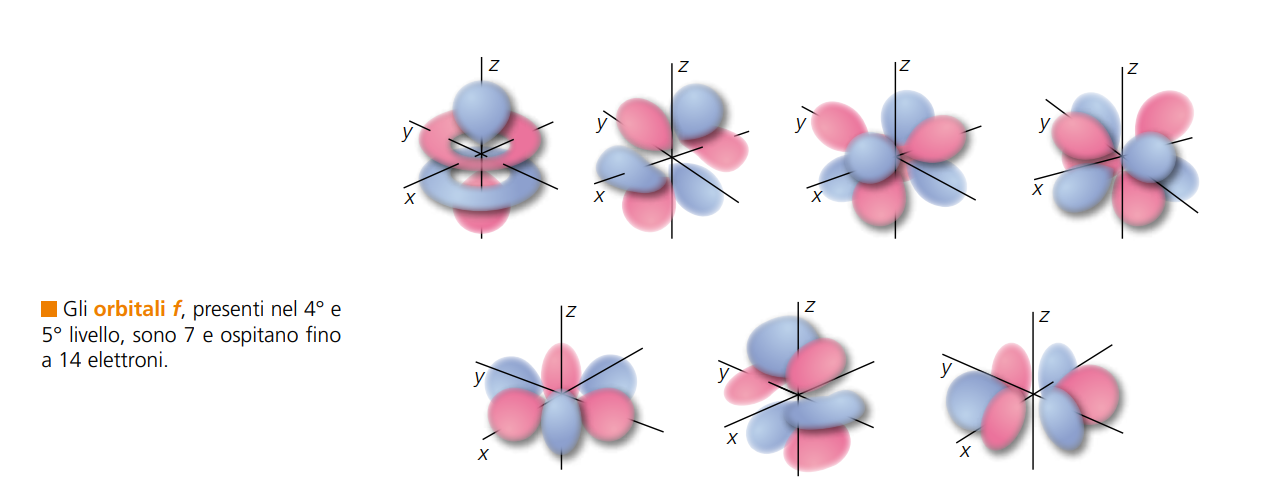


Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, diagramma

Descrizione generata automaticamente

## La configurazione elettronica

In ogni atomo gli elettroni sono distribuiti nei vari orbitali. Essi nel riempire gli orbitali seguono delle regole ben precise:

* gli elettroni tendono ad occupare gli orbitali di minore energia secondo l’ordine di livelli energetici crescenti (principio della minima energia);
* due elettroni nello stesso orbitale non possono avere i numeri quantici uguali (principio di esclusione di Pauli);
* gli elettroni di un atomo con orbitali degeneri, si dispongono con spin parallelo occupando il maggior numero di orbitali (regola di Hund o principio della massima molteplicità di spin).

La distribuzione degli elettroni di un atomo all’interno degli orbitali dei diversi livelli viene definita configurazione elettronica dell’atomo. La configurazione elettronica la si può rappresentare con i quadratini o con i simboli s,p,d,f.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, linea

Descrizione generata automaticamente

Da quanto detto prima, possiamo indicare le seguenti regole di riempimento degli orbitali:

1. ogni orbitale può contenere non più di due elettroni;

2. vengono riempiti per primi gli orbitali del primo livello, poi quelli del secondo, del terzo e così via, tenendo presente che di ogni livello vengono riempiti prima gli orbitali s (a minor contenuto energetico), poi gli orbitali p (presenti dal secondo livello energetico in poi), poi gli orbitali d e, infine, gli orbitali f;

3. esiste un solo orbitale s per ogni livello, che può contenere fino a due elettroni; dal secondo livello al settimo troviamo gli orbitali p: 3 per livello, possono contenere in totale fino a un massimo di 6 elettroni; dal terzo al sesto livello troviamo gli orbitali d (5 per livello, contengono in totale fino a 10 elettroni); al quarto e al quinto livello troviamo 7 orbitali f (che possono contenere fino a 14 elettroni);

4. il riempimento degli orbitali p, d ed f rispetta la regola di Hund, per cui prima si riempiono con un solo elettrone tutti gli orbitali di un sottolivello poi si aggiunge il secondo elettrone a ogni orbitale;

5. l’ordine di riempimento degli orbitali (sottolivelli) d ed f si incrocia con l’ordine di riempimento dei rispettivi livelli, per cui gli orbitali d di un livello (dal terzo al sesto) vengono riempiti dopo l’orbitale s del livello successivo:

* 3d viene dopo 4s (la sequenza è: 4s 3d 4p...)
* 4d dopo 5s
* 5d dopo 6s (e dopo 4f)
* 6d dopo 7s (e dopo 5f)

6. Gli orbitali f (4f e 5f) vengono riempiti subito prima del sottolivello d appartenente al livello successivo:

* 4f prima di 5d
* 5f prima di 6d

Integrando tutte queste regole, risulterà il seguente ordine di riempimento degli orbitali:



Nella rappresentazione a quadratini va ricordata anche la regola di Hund:

Immagine che contiene testo, diagramma, schermata, Piano

Descrizione generata automaticamente

## Struttura di Lewis

Le strutture di Lewis (o formule di Lewis) sono usate per rappresentare gli elettroni di valenza (cioè, Gli elettroni nel livello energetico più esterno dell'atomo. Se il livello energetico più esterno è completo, l'atomo non si lega con altri atomi; se invece il livello energetico più esterno è incompleto, i posti vuoti possono essere occupati dagli elettroni di altri atomi, formando così un legame tra gli atomi).

Per ogni elettrone di valenza si aggiunge un punto intorno al simbolo dell'elemento chimico. Come regola generale si colloca un punto su ciascun lato del simbolo chimico per i primi quattro elettroni di valenza.

Poi si aggiunge un secondo punto su ciascun lato per i successivi quattro elettroni.

Immagine che contiene testo, Carattere, schermata, linea

Descrizione generata automaticamente

La scelta dei lati dove inserire i puntini è soggettiva nelle strutture di Lewis.

Quindi, posso scrivere la stessa configurazione elettronica superficiale in modi diversi.

Immagine che contiene Carattere, schermata, bianco, design

Descrizione generata automaticamente

Ad esempio, per indicare un atomo con un solo elettrone di valenza, aggiungo un puntino su un lato. Qualsiasi lato va bene. É indifferente.

Per indicare un atomo con due elettroni di valenza aggiungo un puntino su due lati.

Immagine che contiene Carattere, linea, simbolo, design

Descrizione generata automaticamente

Quando ogni lato ha un punto, comincio ad aggiungere un doppio punto su ogni lato.

Immagine che contiene Carattere, simbolo, design

Descrizione generata automaticamente

Poiché gli elettroni di valenza possono essere al massimo otto (ottetto), i quattro lati del simbolo chimico sono sufficienti a rappresentare la configurazione elettronica superficiale di qualsiasi elemento chimico.

Immagine che contiene Carattere, design

Descrizione generata automaticamente

Si usa la struttura di Lewis solo per gli atomi che hanno nel livello esterno orbitali s oppure p.

Gli elementi del gruppo I hanno un elettrone di valenza, quelli del gruppo II ne hanno due e così via fino al gruppo VIII. L’unica eccezione è costituita dall’elio, che ne ha due.

Vediamo come si procede nel rappresentare una molecola con la struttura di Lewis.

1. indichiamo i simboli dei due atomi che formano la molecola;
2. calcoliamo il numero di coppie elettroniche, dividendo per due il numero di elettroni del livello energetico esterno, sottraendo o aggiungendo per gli ioni biatomici un elettrone per ogni carica positiva o negativa;
3. disponiamo le coppie elettroniche in modo che ogni atomo completi l’ottetto.

Per esempio 7 coppie elettroniche completano l’ottetto condividendo una coppia di elettroni. Consideriamo alcuni esempi.

Immagine che contiene testo, Carattere, schermata, diagramma

Descrizione generata automaticamente

# I legami

## I legami chimici

Gli atomi isolati, escluso i gas nobili, non sono stabili, quindi hanno un’elevata energia. Per aumentare la stabilità e diminuire l’energia essi modificano la loro configurazione esterna formando legami chimici con atomi dello stesso tipo o diversi.

I legami chimici sono forze attrattive che si instaurano tra gli elettroni di valenza, cioè quelli di legame perchè più esterni e i nuclei di due o più atomi uguali o diversi.

L’energia che si libera a seguito della formazione di un legame si chiama energia di legame. Per valutare quanto vale tale energia si prende un composto e lo si divide e l’energia che è stata necessaria è la stessa che viene liberata quando il legame si forma.

Con la precisione l’energia di legame è la quantità di energia che è necessario fornire a una mole di sostanza per rompere il legame che tiene uniti i due atomi.

Tanto è più grande l’energia di legame tanto è maggiore il legame che tiene uniti gli atomi.

Nella formazione dei legami entrano in gioco gli elettroni di valenza, cioè gli elettroni del livello energetico più esterno, per questo in genere quando si rappresenta la configurazione di un atomo si scrive quella esterna che è importante per sapere quanti sono gli atomi disponibili a formare il legame.

Il tipo di legame, che avviene tra due atomi, in fin dei conti si può dire che dipendi dalla differenza di elettronegatività. Infatti:

* nel legame ionico avrà un valore più elevato, infatti l’alta differenza di elettronegatività tra i due atomi comporta il trasferimento completo degli elettroni da un atomo un altro;
* nel legame covalente omopolare (cioè, quello che avviene tra atomi uguali o con elettronegatività simile), la differenza di elettronegatività è nulla o molto piccola;
* nel legame covalente polare ha un valore intermedie tra i due legami di sopra.

Maggiore è la polarità, cioè la differenza di elettronegatività tra due atomi, maggiore sarà il carattere ionico tra di essi.

Si può fare uno schema considerando dei valori di differenza di elettronegatività:

* se è compresa tra 0 e 0,4, il legame è covalente omopolare e i due atomi non assumono alcuna carica;
* se è compresa tra 0,4 e 1,7 è prevalentemente covalente eteropolare;
* se è uguale a 1,7 è un legame in cui non prevale né il carattere covalente né quello ionico;
* se è maggiore di 1,7 il legame è prevalentemente ionico

## La regola dell’ottetto

La regola dell'ottetto è un principio fondamentale nella chimica che stabilisce che molti atomi tendono a combinarsi in modo tale da raggiungere una configurazione elettronica simile a quella dell'elio, che ha otto elettroni nell'ultimo strato elettronico, noto anche come strato di valenza.

La regola dell’ottetto può essere enunciata così: quando un atomo si combina con altri, raggiunge il massimo di stabilità scambiando o condividendo elettroni, in modo da conseguire una configurazione elettronica esterna a otto o a due( come per l’idrogeno) elettroni simile a quella del gas nobile più vicino nel sistema periodico.

Questa regola si applica principalmente agli atomi degli elementi presenti nella seconda e terza riga della tavola periodica, ovvero quelli con numeri atomici superiori a 10. Gli elementi di queste righe hanno strati elettronici più esterni, noti come livelli di energia, che possono contenere fino a 8 elettroni. Questo numero magico di 8 elettroni è chiamato ottetto.

La regola dell'ottetto ha diverse implicazioni chiave nella chimica:

1. Formazione di Legami: Gli atomi tendono a formare legami chimici con altri atomi al fine di condividere o trasferire elettroni e raggiungere la configurazione stabile dell'ottetto. Questo può comportare la formazione di legami covalenti (condivisione di elettroni) o legami ionici (trasferimento di elettroni).
2. Stabilità Atomica: Gli atomi che raggiungono l'ottetto diventano più stabili a causa della completa occupazione del loro strato di valenza. Questo conferisce loro una maggiore stabilità energetica e una minore tendenza a reagire chimicamente.
3. Regole per l'ottetto:

* Gli elementi nella seconda riga (ad esempio, ossigeno, azoto, carbonio) cercano di guadagnare, perdere o condividere elettroni per raggiungere l'ottetto e ottenere la stessa configurazione elettronica dell'elio.
* Gli elementi nella terza riga (ad esempio, fosforo, zolfo, cloro) possono estendere il loro ottetto oltre gli 8 elettroni, includendo anche i livelli di energia d. Questi elementi possono raggiungere un "duodetto" (12 elettroni) o addirittura oltre, ma ancora cercano di ottenere la massima stabilità possibile attraverso la condivisione o il trasferimento di elettroni.

Va notato che la regola dell'ottetto non si applica a tutti gli elementi, in particolare quelli della prima riga della tavola periodica (idrogeno ed elio), che hanno strati di valenza con meno di 8 elettroni. Tuttavia, la regola dell'ottetto è un concetto importante per spiegare molte reazioni chimiche e comportamenti degli elementi nella formazione dei composti chimici.

Questa condivisione degli atomi avviene attraverso i legami chimici che possono essere di tre tipi:

* legame covalente: si forma tra atomi di uno stesso elemento o elementi diversi che mettono in comune i loro elettroni liberi;
* legame ionico: si forma tra gli atomi di due elementi differenti (un metallo e un non metallo) tra i quali è avvenuto uno scambio di elettroni. Quindi un atomo cede uno o più elettroni all’altro atomo che li acquista;
* legame metallico: è tipico dei metalli, gli elettroni del guscio esterno posso muoversi liberamente da un atomo all’altro.

## Il legame covalente

Il legame covalente è un tipo di legame chimico che si forma quando due atomi condividono uno o più elettroni per raggiungere la stabilità elettronica. Questo tipo di legame è tipico degli elementi non metallici, i quali hanno una tendenza a guadagnare elettroni per raggiungere la configurazione dell'ottetto (con 8 elettroni nell'ultimo strato di valenza).

Due atomi, uguali o diversi, che si possono unire con un legame covalente raggiungono la configurazione del gas nobile che lo segue.

Consideriamo per esempio l’idrogeno che è un non metallo il cui gas nobile che lo segue è l’elio. Quindi per raggiungere una configurazione stabile deve condividere l’unico elettrone di valenza.



Lo stesso discorso lo si può fare se si uniscono due atomi di fluoro, ma questi dovranno raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile che li segue , cioè il neon.

Quando il legame avviene tra atomi uguali si parla di legame covalente puro, altrimenti semplicemente di legame covalente.

Vediamo alcune rappresentazioni dette di Lewis di legami covalenti tra atomi uguali o diversi. Ovviamente i legami possono avvenire anche con la condivisione di più di un elettrone e in questo caso si chiama legame covalente multiplo.

Immagine che contiene testo, Carattere, schermata, numero

Descrizione generata automaticamente

La distanza in cui si dispongono gli atomi nel legame covalente non è casuale, nel caso del legame covalente puro i doppietti elettronici di legame sono attratti con la stessa forza da entrambe i nuclei e vengono condivisi esattamente tra i due atomi e la distanza è pari a 74 pm. A questa distanza si dà il nome di lunghezza di legame. Se due atomi di idrogeno si trovano a una distanza maggiore della lunghezza del legame tendono ad attrarsi, invece a distanze minori tendono a respingersi.

Tale lunghezza di legame è misurabile sperimentalmente. Essa aumenta, all’aumentare delle dimensioni atomiche e al diminuire della forza di legame.

## Il legame covalente dativo

Il legame covalente dativo, noto anche come legame covalente coordinato o legame dativo, è un tipo di legame covalente in cui entrambi gli elettroni condivisi provengono da uno dei due atomi coinvolti. In altre parole, un atomo fornisce entrambi gli elettroni necessari per stabilire il legame, mentre l'altro atomo non contribuisce con alcun elettrone. Questo atomo "donatore" ha una coppia di elettroni disponibile nel suo strato di valenza che può condividere con un atomo "accettore" che ha bisogno di elettroni per completare la sua configurazione elettronica.

Un esempio comune di legame covalente dativo è il legame tra l'ammoniaca (NH3) e l'acido cloridrico (HCl) per formare lo ione ammonio (NH4+):

* L'azoto in NH3 ha una coppia di elettroni non condivisi (libera) che può donare.
* L'idrogeno in HCl ha bisogno di un elettrone per completare la sua configurazione di elio.

L'azoto dona la sua coppia di elettroni liberi all'idrogeno, stabilendo così un legame covalente dativo. In altre parole, l'azoto condivide entrambi gli elettroni con l'idrogeno.

Per rappresentarli si può sempre usare la formula di Lewis.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, numero

Descrizione generata automaticamente

## Il legame covalente polare

Un legame covalente è considerato polare quando gli atomi coinvolti hanno elettronegatività diverse e condividono gli elettroni in modo non uniforme. L'elettronegatività è la tendenza di un atomo ad attrarre gli elettroni in un legame chimico. Quando c'è una differenza significativa di elettronegatività tra gli atomi, gli elettroni condivisi tendono a trascorrere più tempo vicino all'atomo più elettronegativo.

Questo crea una distribuzione di carica all'interno della molecola, con una parte leggermente carica positivamente (dovuta all'atomo meno elettronegativo) e una parte leggermente carica negativamente (dovuta all'atomo più elettronegativo). Questa separazione di carica crea un momento di dipolo elettrico all'interno della molecola, rendendola polare.

Un esempio comune di legame covalente polare è il legame tra l'idrogeno e l'ossigeno in una molecola d'acqua (H2O). L'ossigeno è più elettronegativo dell'idrogeno, quindi gli elettroni condivisi trascorrono più tempo vicino all'ossigeno, creando una carica parziale negativa sull'ossigeno e una carica parziale positiva sugli atomi di idrogeno.

Quindi alla fine il centro delle cariche positive non coincide con quello delle cariche negative perchè non c’è una distribuzione simmetrica degli elettroni. Maggiore è la differenza di elettronegatività tra due atomi e più grande è la polarità del legame che li unisce.

## Il legame ionico

In condizioni normali gli atomi sono elettricamente neutri, però in molti casi per raggiungere l’ottetto acquistano o cedono un elettrone, diventando non più neutri ma carichi positivamente o negativamente. Nel primo caso si troveranno con un numero di protoni maggiore non più uguale a quello degli elettroni, quindi avranno perso uno o più elettroni. Nel caso in cui acquistano un elettrone si trovano ad avere un numero di protoni minore di quello degli elettroni, quindi hanno una carica negativa.

Questi atomi carichi si chiamano ioni. Poichè cariche opposte si attraggono, gli ioni positivi e negativi restano uniti grazie ad un’attrazione elettrostatica che si chiama legame ionico.

Il legame ionico è un tipo di legame chimico che si forma tra due atomi quando uno trasferisce uno o più elettroni all'altro, dando luogo alla formazione di ioni positivi (cationi) e negativi (anioni). Questo tipo di legame si verifica tra atomi con differenze significative di elettronegatività, tipicamente tra un metallo e un non metallo. Il legame ionico è responsabile della formazione di composti ionici.

Gli elementi del primo gruppo , cioè i metalli alcalini, hanno un solo elettrone nel guscio esterno, quindi per raggiungere una configurazione stabile tendono a perdere tale elettrone e diventano ioni positivi.

Invece, gli atomi del settimo gruppo, visto che gli manca un solo elettrone per raggiungere la stabilità, quindi l’ottetto, allora tendono ad acquistare un elettrone e diventare ioni negativi.

Possiamo quindi dire che gli atomi del primo gruppo si possono legare facilmente con quelli del settimo gruppo attraverso un legame ionico. Un esempio molto semplice è il cloruro di sodio NaCl, cioè il comune sale da cucina i cui atomi sono legati secondo questo legame.

L’energia che tiene legate le molecole in un legame ionico è 10 volte più debole di quella di un legame covalente.

Il legame ionico in definitiva si può dire che è dovuto alla forza di attrazione elettrostatica che tiene uniti ioni di carica opposta ; gli ioni si formano per trasferimento di uno o più elettroni dagli atomi di un elemento con pochi elettroni di valenza , agli atomi di un altro elemento, cui mancano pochi elettroni per completare l’ottetto.

Questo tipo di legame in parole povere si può notare che si hanno quando tra i due elementi vi è una grande differenza di elettronegatività. Infatti, esso si ottiene quando la differenza di elettronegatività tra gli atomi è molto alta, superiore a 1,9.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, documento

Descrizione generata automaticamente

## Il legame metallico

Il legame metallico è un tipo di legame chimico che si verifica all'interno dei metalli e tra gli atomi di metalli in un materiale metallico. È responsabile delle proprietà peculiari dei metalli, come la conduzione elettrica, la malleabilità, la duttilità e il lustro. Il legame metallico è un concetto chiave nella comprensione delle proprietà dei materiali metallici e della loro vasta gamma di applicazioni.

I cationi di un metallo formano un reticolo tenuto assieme da forti legami metallici. ovviamente gli elettroni di valenza sono liberi di muoversi attorno agli atomi, quindi il loro numero non cambia, ciò vuol dire che il solido metallico resta neutro.

Il legame metallico non è uguale per tutti i metalli, infatti per alcuni è più forte di altri. Più l’atomo contribuisce con i propri elettroni alla formazione del legame e più forte è il legame metallico.

Nei metalli alcalini (elementi del gruppo ( IA), il legame è particolarmente debole perchè essi contribuiscono condividendo un solo elettrone di valenza. Ciò vuol dire che tali metalli si tagliano facilmente ed hanno un punto di fusione abbastanza basso.

I metalli di transizione invece formano un legame più forte perchè contribuiscono con un numero di elettroni di valenza maggiore. Quindi questi solidi metallici sono molto più duri e hanno un punto di fusione più alto.

Possiamo alla fine affermare che le proprietà tipiche dei metalli, come la conducibilità elettrica e termica, sono dovute al movimento degli elettroni di valenza.

## La teoria VSEPR

La teoria VSEPR, acronimo di "Valence Shell Electron Pair Repulsion" (Repulsione delle Coppie di Elettroni nella Shell di Valenza), è un modello concettuale utilizzato in chimica per prevedere la geometria molecolare delle molecole covalenti. La teoria VSEPR si basa sull'idea che le coppie di elettroni attorno a un atomo centrale si dispongano nello spazio in modo tale da minimizzare le repulsioni elettrostatiche tra di esse, massimizzando così la stabilità e la distanza tra le cariche negative.

Ecco come funziona la teoria VSEPR in dettaglio:

1. Coppie di Elettroni Attorno a un Atomo Centrale: Nelle molecole, gli atomi centrali sono circondati da coppie di elettroni leganti (che condividono elettroni con altri atomi) e coppie di elettroni non leganti (o solitarie) che non partecipano a legami chimici. La teoria VSEPR si concentra sulla disposizione tridimensionale di queste coppie di elettroni.
2. Principio della Repulsione: La teoria VSEPR si basa sul principio fondamentale che le coppie di elettroni attorno a un atomo centrale si respingono reciprocamente a causa della loro carica negativa. Queste repulsioni determinano la geometria molecolare.
3. Geometrie Molecolari di Base: La teoria VSEPR prevede una serie di geometrie molecolari di base basate sul numero di coppie di elettroni attorno all'atomo centrale:

* Geometria Lineare (2 coppie di elettroni)
* Geometria Trigonale Planare (3 coppie di elettroni)
* Geometria Tetraedrica (4 coppie di elettroni)
* Geometria Trigonale Bipiramidale (5 coppie di elettroni)
* Geometria Ottaedrica (6 coppie di elettroni)

1. Efficacia delle Coppie di Elettroni: Le coppie di elettroni leganti sono considerate più efficaci nel ridurre la repulsione rispetto alle coppie di elettroni non leganti. Pertanto, la geometria molecolare sarà determinata principalmente dalla disposizione delle coppie di elettroni leganti, mentre le coppie solitarie avranno un effetto minore ma influenzeranno ancora la geometria.

Esempio Pratico: Prendiamo ad esempio la molecola dell'acqua (H2O). L'atomo di ossigeno è circondato da due coppie di elettroni solitarie e due coppie di elettroni leganti. La repulsione tra le coppie solitarie tende a comprimere i legami leganti, portando a una geometria molecolare angolare (o piegata).

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, numero

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, algebra

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, documento

Descrizione generata automaticamente

## Molecole polari e apolari

Consideriamo alcune molecole come CO_{{2}}, H_{{2}}O, CCl_{{4}},CHCl_{{3}}. Esse contengono legami covalenti polari, però da prove sperimentali si evince che H_{{2}}O e CHCl_{{3}} sono costituiti da molecole polari, invece gli altri due da molecola apolari.

Questo perchè ogni legame covalente origina un dipolo elettrico. Dove per dipolo si intende un sistema che ha due poli elettrici, con uguale carica (q) ma di segno opposto e separati da una certa distanza (d).

Ogni dipolo ha un suo momenti dipolare che è uguale μ= q · d. Tale momento è tanto maggiore quanto più grande è la carica q dei due poli e maggiore è la loro distanza d.

Il momento dipolare si misura sperimentalmente e la sua unità di misura è il debye (D).

Ritorniamo alle quattro molecole prese come esempio, le molecole CO_{{2}} e CCl_{{4}} sono apolari perchè la somma dei momenti dipolari di tutti i loro legami risulta nulla. Negli altri due è diversa da zero e quindi le molecole sono polari.

Quindi una molecola è polare se la somma dei momenti dipolari di tutti i suoi legami è diversa da zero.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, numero

Descrizione generata automaticamente

## Interazioni di van der Waals

Le interazioni di van der Waals, chiamate anche forze di van der Waals, sono deboli forze attrattive o repulsive che si verificano tra molecole non polari o molecole polari temporanee. Queste forze svolgono un ruolo fondamentale nelle proprietà fisiche e chimiche dei materiali e hanno un impatto significativo sulla struttura e sul comportamento delle molecole e dei composti.

Esistono tre tipi principali di interazioni di van der Waals:

1. Forze di Dispersione (Forze di London): Queste sono le forze van der Waals più deboli e si verificano tra tutte le molecole, indipendentemente dal fatto che siano polari o apolari. Sono il risultato delle fluttuazioni temporanee nella distribuzione degli elettroni all'interno di una molecola, creando momentaneamente una carica parziale in una parte della molecola e una carica opposta in un'altra parte. Queste fluttuazioni temporanee creano dipoli istantanei che possono influenzare le molecole vicine, causando una forza attrattiva.
2. Forze di Dipolo-dipolo: Queste forze si verificano tra molecole permanentemente polari, che hanno una distribuzione permanente di carica elettrica asimmetrica. Le molecole polari interagiscono tra loro attraverso l'attrazione tra i loro dipoli positivi e negativi. Queste forze sono più forti delle forze di dispersione e contribuiscono significativamente alla stabilità dei composti polari.
3. Forze di Dipolo Indotto-dipolo: Queste forze si verificano quando una molecola polarizza momentaneamente la distribuzione degli elettroni in un'altra molecola non polare vicina. La molecola polare crea un dipolo temporaneo nell'altra molecola, causando un'attrazione tra i due. Queste forze sono anche più deboli delle forze di dipolo-dipolo, ma possono essere significative in certe situazioni.

Le interazioni di van der Waals sono importanti in molti contesti, inclusi:

* Punto di Ebollizione e Fusione: Le forze di van der Waals influenzano i punti di ebollizione e di fusione di sostanze molecolari non polari, poiché le forze di dispersione devono essere superate per rompere o separare le molecole.
* Solubilità: Le interazioni di van der Waals influenzano la solubilità di composti molecolari non polari in solventi non polari.
* Struttura Proteica: Nel campo della biologia, le interazioni di van der Waals giocano un ruolo importante nella stabilità e nella struttura delle proteine.
* Adesione tra Molecole: Nei materiali adesivi, come i nastri adesivi, le forze di van der Waals svolgono un ruolo nella forza di adesione.

## Interazione dipolo-dipolo

I legami elettrostatici tra dipoli permanenti sono chiamati forze dipolo-dipolo.

Esse sono deboli forze attrattive che agiscono che interagiscono tra molecole polari inorganiche allo stato liquido (HCl, HBr) o allo stato liquido (ICl), oppure tra molecole organiche allo stato liquido. Quindi agiscono tra dipoli elettrici qualsiasi stato fisico essi si trovino.

Sono interazioni a corto raggio, infatti sono significative solo se la distanza tra i dipoli è breve.

Le molecole polari come l’acqua hanno dipoli permanenti. Infatti, è possibile che le molecole si orientino con l’estremità positiva di un dipolo verso rivolta verso l’estremità negativa del dipolo adiacente, attraendosi reciprocamente.

Ecco come funziona l'interazione dipolo-dipolo:

1. Molecole Polari: L'interazione dipolo-dipolo si verifica tra molecole che hanno un dipolo elettrico permanente. Queste molecole hanno una distribuzione asimmetrica delle cariche positive e negative a causa di differenze di elettronegatività tra gli atomi coinvolti. Un atomo avrà una carica leggermente positiva (δ+) e l'altro avrà una carica leggermente negativa (δ-).
2. Allineamento dei Dipoli: Le molecole polari si allineano in modo che i dipoli positivi di una molecola siano vicini ai dipoli negativi di un'altra molecola. Questo allineamento porta a una forza attrattiva tra le molecole.
3. Attrazione Elettrostatica: L'attrazione tra i dipoli positivi e negativi delle molecole provoca una forza attrattiva che tiene insieme le molecole polari. Questa attrazione elettrostatica contribuisce alla stabilità dei composti polari e influenza le proprietà come il punto di ebollizione, il punto di fusione e la solubilità.
4. Esempio: Un esempio di interazione dipolo-dipolo si verifica nelle molecole di cloruro di idrogeno (HCl). L'atomo di cloro è più elettronegativo dell'atomo di idrogeno, quindi il legame è polarizzato, con il cloro parzialmente negativo (δ-) e l'idrogeno parzialmente positivo (δ+). Le molecole di HCl si allineano in modo che i dipoli positivi dell'idrogeno di una molecola siano vicini ai dipoli negativi del cloro di un'altra molecola, creando un'attrazione tra di loro.
5. Forza Dipolo-dipolo rispetto alle Forze di Dispersione: Le forze di interazione dipolo-dipolo sono generalmente più forti delle forze di dispersione e possono influenzare significativamente le proprietà chimiche e fisiche di una sostanza. Tuttavia, sono ancora considerevolmente più deboli dei legami covalenti o ionici.

## Il legame a idrogeno

Il legame a idrogeno è una forza attrattiva che si stabilisce tra molecole polari che contengono un atomo di idrogeno legato covalentemente a un atomo piccolo, molto elettronegativo e con una o più coppie elettroniche libere, come ossigeno, fluoro e azoto.

Il legame a idrogeno si può dire che sia una particolare forma d’interazione dipolo-dipolo. L’esempio più lampante è quello della molecola d’acqua . A causa della differente elettronegatività l’ossigeno dell’acqua possiede una parziale carica negativa e i due idrogeni una parziale carica positiva. Questo è il motivo per cui ogni atomo di idrogeno è attratto dall’atomo di ossigeno di una molecola vicina. Questa interazione che si stabilisce è proprio il legame a idrogeno. Per distinguerlo dal legame covalente si usa una linea tratteggiata.

Ecco come funziona il legame a idrogeno:

1. Donatore e Accettore: Nel legame a idrogeno, un atomo di idrogeno è legato covalentemente a un atomo più elettronegativo, come ossigeno (O), azoto (N) o fluoro (F), che agisce da accettore del legame a idrogeno. L'atomo di idrogeno funge da donatore del legame a idrogeno, poiché è legato a un atomo più elettronegativo.
2. Legame Idrogeno-donatore e Atomo Accettore: L'atomo di idrogeno in una molecola forma un legame covalente con un atomo (generalmente ossigeno, azoto o fluoro) in un'altra molecola. Questo atomo accettore ha coppie di elettroni libere nel suo strato di valenza, che creano una regione di carica negativa parziale. L'atomo di idrogeno donatore forma un legame a idrogeno con questa regione di carica negativa.
3. Forza dell'Interazione: Il legame a idrogeno è una forma di interazione elettrostatica molto forte, che coinvolge una forza attrattiva tra il piccolo e carico positivo dell'idrogeno e la carica negativa dell'atomo accettore. Questa interazione è più forte delle forze di van der Waals e contribuisce in modo significativo alla stabilità di molte sostanze.
4. Importanza del Legame a Idrogeno: Il legame a idrogeno è fondamentale in molte strutture biologiche e chimiche. Ad esempio, è responsabile delle proprietà uniche dell'acqua, come l'alta tensione superficiale e il calore specifico elevato. Inoltre, gioca un ruolo chiave nella struttura delle proteine e nell'appaiamento delle basi nell'acido nucleico del DNA.
5. Esempio Pratico: Un esempio comune di legame a idrogeno è presente nelle molecole di acqua (H2O). In una molecola di acqua, l'atomo di idrogeno lega l'ossigeno, e l'ossigeno di un'altra molecola di acqua agisce da accettore, formando così legami a idrogeno tra molecole adiacenti.
6. Forza e Direzione: Il legame a idrogeno è direzionale, il che significa che ha una specifica geometria e direzione. Questo influisce sulla disposizione tridimensionale delle molecole nella fase solida e liquida, contribuendo alle loro proprietà.

## Le proprietà dei liquidi

## I liquidi poichè rispetto ai solidi hanno molecole molto mobili, le loro proprietà sono difficili da prevedere, però molte di esse dipendono dalle forze intermolecolari che agiscono all’interno del liquido.

## Vediamo alcune proprietà come:

1. Tensione Superficiale: La tensione superficiale è la forza che tiene le molecole sulla superficie di un liquido insieme. Questa forza fa sì che la superficie del liquido si comporti come una membrana elastica, creando la tendenza a formare una forma sferica per ridurre al minimo l'area superficiale. La tensione superficiale aumenta con l'intensità delle forze intermolecolari e diminuisce con l'aumento della temperatura.
2. Capillarità: La capillarità è l'effetto che si verifica quando un liquido risale all'interno di un piccolo tubo (capillare). Questo fenomeno è dovuto alla combinazione delle forze di adesione tra il liquido e le pareti del capillare e delle forze di coesione tra le molecole del liquido stesso. Se le forze di adesione predominano, il liquido sale nel capillare (ad esempio, l'acqua in un capillare di vetro), mentre se le forze di coesione sono più forti, il liquido può abbassarsi nel capillare (come nel caso del mercurio).
3. Tensione di Vapore: La tensione di vapore è la pressione esercitata dalle molecole che evaporano da un liquido all'interno di un recipiente chiuso. È una misura della tendenza del liquido a passare allo stato gassoso. La tensione di vapore aumenta con l'aumento della temperatura e dipende dalla forza delle interazioni intermolecolari nel liquido.
4. Viscosità: La viscosità è una misura della resistenza di un liquido allo scorrimento. È dovuta alle forze intermolecolari tra le diverse strati del liquido che si muovono l'uno accanto all'altro. Liquidi più viscosi richiedono più tempo per scorrere attraverso un tubo rispetto a quelli meno viscosi. La viscosità può variare ampiamente tra diversi liquidi e dipende dalla loro composizione chimica e temperatura.

## L’ibridazione degli orbitali

L'ibridazione degli orbitali è un concetto importante in chimica che si riferisce alla mescolanza di orbitali atomici di diversa forma e energia per formare nuovi orbitali ibridi. Questi orbitali ibridi sono utilizzati per spiegare la geometria molecolare e la formazione di legami chimici nelle molecole. L'ibridazione permette di semplificare la descrizione dei legami chimici e delle strutture molecolari, rendendo più agevole la comprensione delle proprietà chimiche.

Ecco come funziona l'ibridazione degli orbitali:

* Orbitali Atomici: Gli orbitali atomici sono regioni di spazio intorno al nucleo di un atomo dove è probabile trovare un elettrone. Gli orbitali atomici sono di diversi tipi, tra cui orbitali s, p, d e f, che hanno diverse forme e orientamenti nello spazio.
* Necessità di Ibridazione: In alcuni casi, gli atomi formano legami chimici in modo diverso rispetto alle configurazioni degli orbitali atomici originali. L'ibridazione è introdotta per spiegare le geometrie molecolari e la formazione dei legami.
* Orbitali Ibridi: L'ibridazione comporta la mescolanza di orbitali atomici di diverso tipo per formare nuovi orbitali ibridi che hanno geometrie e orientamenti specifici. Gli orbitali ibridi sono più adatti per formare legami chimici e adattarsi alla geometria della molecola.

Ibridazione sp, sp2, sp3: Le ibridazioni più comuni sono sp, sp2 e sp3.

1. Ibridazione sp: Un orbitale s si mescola con un orbitale p, formando due orbitali ibridi lineari. Questa ibridazione è tipica dei composti con legami tripli, come l'etino (C2H2).

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, diagramma

Descrizione generata automaticamente

1. Ibridazione sp2: Un orbitale s si mescola con due orbitali p, formando tre orbitali ibridi in un piano trigonale. Questa ibridazione è comune nei composti con legami doppi, come l'etene (C2H4).

Immagine che contiene testo, schermata, diagramma, Carattere

Descrizione generata automaticamente

1. Ibridazione sp3: Un orbitale s si mescola con tre orbitali p, formando quattro orbitali ibridi tetraedrici. Questa ibridazione è tipica dei composti con legami singoli, come il metano (CH4).

Immagine che contiene testo, schermata, diagramma, design

Descrizione generata automaticamente

# La nomenclatura

## Valenza e numero di ossidazione

La valenza si riferisce alla capacità di un atomo di formare legami chimici con altri atomi. È il numero di elettroni che un atomo può guadagnare, perdere o condividere per raggiungere la stabilità elettronica, comunemente associata alla configurazione dell'ottetto (avere otto elettroni nel suo guscio di valenza). La valenza di un atomo è spesso correlata con il suo numero di elettroni di valenza, che sono gli elettroni presenti nel livello energetico più esterno.

Ad esempio:

* L'idrogeno (H) ha un elettrone di valenza e una valenza di 1.
* L'ossigeno (O) ha sei elettroni di valenza e una valenza di 2.
* Il carbonio (C) ha quattro elettroni di valenza e una valenza di 4.

Il numero di ossidazione è un indicatore del trasferimento di elettroni tra atomi in una molecola o in uno ione. Indica se un atomo ha perso o guadagnato elettroni e quindi se è ossidato (perde elettroni) o ridotto (guadagna elettroni) in una reazione chimica. Il numero di ossidazione è assegnato a ciascun atomo in base a regole specifiche, tenendo conto dei legami chimici e delle distribuzioni di elettroni.

Alcuni esempi:

* Nel cloruro di sodio (NaCl), lo ione sodio (Na) ha un numero di ossidazione di +1, mentre lo ione cloruro (Cl) ha un numero di ossidazione di -1.
* Nell'acqua (H2O), l'ossigeno (O) ha un numero di ossidazione di -2, mentre l'idrogeno (H) ha un numero di ossidazione di +1.

Il numero di ossidazione è fondamentale per bilanciare le equazioni chimiche, in quanto le reazioni chimiche devono conservare la carica totale. In una reazione bilanciata, la somma dei numeri di ossidazione degli atomi iniziali deve essere uguale alla somma dei numeri di ossidazione degli atomi finali.

Si possono seguire delle semplici regole per individuare il numero di ossidazione di molti elementi.

* Gli atomi di sostanze elementari hanno sempre numero di ossidazione zero come Cl_{{2}}, S_{{8}}, Ar;
* l’ossigeno ha sempre numero di ossidazione -2 (Na_{{2}}O, H_{{2}}O, MgO) tranne nei perossidi in cui vale -1 (H_{{2}}O_{{2}}, N_{{2}}O_{{2}})e superossidi in cui il n.o. vale +2(OF_{{2}}).
* l’idrogeno nei composti ha n.o. +1, quando è legato con un non metallo (H_{{2}}O, HCl,HF, NH_{{3}}), invece ha n.o. -1 quando è legato con un metallo che è sempre più elettronegativo dell’idrogeno (LiH, CuH);
* gli ioni monoatomici hanno n.o. che coincide con la carica elettrica ( Fe^{3+}, Ca^{2+},  Na^{+}, Cl^{-});
* i metalli del gruppo I (metalli alcalini) e del gruppo II (metalli alcalino-terrosi) nei composti hanno rispettivamente n.o. +1 e +2 (KCl, BaO);
* in un composto la somma algebrica dei n.o. degli atomi o degli ioni che lo costituiscono è sempre uguale a zero;
* in uno ione poliatomico la somma algebrica dei n.o. degli atomi che lo costituiscono è uguale alla carica dello ione. per esempio OH^{-}dove l’ossigeno ha n.o. +2 e l’idrogeno +1 quindi la somma è -1, oppure in {SO_{4}}^{2-} dove l’ossigeno ha numero di ossidazione -2 e moltiplicato per quattro atomi da 8, invece lo zolfo ha n.o. +6.

## La nomenclatura

La nomenclatura chimica è un sistema di regole e convenzioni utilizzate per assegnare nomi ai composti chimici in modo da poterli identificare e comunicare in modo chiaro e univoco. La nomenclatura chimica è fondamentale nella chimica poiché consente agli scienziati di comunicare in modo preciso sulla composizione e sulla struttura delle sostanze chimiche.

Esistono diverse regole e sistemi di nomenclatura per i diversi tipi di composti chimici, inclusi composti ionici, composti molecolari, acidi e altre classi di composti. Di seguito sono riportati alcuni esempi dei principali sistemi di nomenclatura:

* Nomenclatura dei Composti Ionici: I composti ionici sono formati da ioni positivi (cationi) e negativi (anioni) che si attraggono tra loro. In genere, il nome del catione viene scritto per primo, seguito dal nome dell'anione. Ad esempio, il cloruro di sodio (NaCl) è un composto ionico formato dal catione sodio (Na+) e dall'anione cloruro (Cl-).
* Nomenclatura dei Composti Molecolari: I composti molecolari sono formati da atomi che condividono elettroni per formare legami covalenti. In genere, si utilizza un sistema di prefissi numerici (come mono-, di-, tri-, etc.) per indicare il numero di atomi di ciascun elemento nel composto. Ad esempio, il biossido di carbonio (CO2) è composto da un atomo di carbonio (C) e due atomi di ossigeno (O).
* Nomenclatura degli Acidi: Gli acidi sono composti che possono liberare ioni di idrogeno (H+) in soluzione acquosa. Gli acidi iniziano con la parola "acido" seguita dal nome dell'anione e dal suffisso "-ico" o "-oso". Ad esempio, l'acido cloridrico (HCl) è un acido composto da un atomo di idrogeno (H) e un anione cloruro (Cl-).
* Nomenclatura degli Idruri Metallici: Gli idruri metallici sono composti formati da idrogeno e un metallo. In genere, il nome del metallo è seguito dalla parola "idruro". Ad esempio, l'idruro di sodio (NaH) è un composto contenente idrogeno (H) e sodio (Na).

Nella maggior parte dei casi però per attribuire il nome si usano dei sistemi precisi e sono la nomenclatura tradizionale, quella IUPAC  e la nomenclatura di Stock.

* La nomenclatura tradizionale è basata principalmente sulla divisione degli elementi in metalli e non metalli e tiene conto del numero di ossidazione degli atomi che formano la molecola. Però è una classificazione non precisa.
* La nomenclatura secondo la notazione di Stock, indica il numero di ossidazione in numeri romani posti tra parentesi.
* La nomenclatura IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) si basa sulla relazione fra il nome di un composto e la sua formula chimica.

Una prima distinzione ci permette di dividere i vari composti in organici e inorganici. I primi sono tutti composti del carbonio ad eccezione del monossido e del diossido di carbonio, dei carbonati e di poche altre sostanze. I composti organici sono composti di tutti gli altri elementi.

La IUPAC ci permette di capire quali e quanti atomi è costituito un composto, ma non dà indicazioni sulle loro proprietà chimiche. Tale nomenclatura fa una prima distinzione tra composti binari(formati da due elementi) e composti non binari (formati da più di due elementi).

I composti binari sono distinti in composti contenenti l’ossigeno (ossidi, perossidi, superossidi), composti che contengono l’idrogeno (idruri ionici, idruri covalenti, idracidi) e sali binari.

Per scrivere composti binari si devono seguire semplici regole:

* il nome del primo elemento rimane inalterato e si cita per ultimo;
* il nome del secondo elemento della formula, troncato a livello della sua radice e completato con la desinenza -uro;
* se il secondo elemento della formula è l’ossigeno, non si applica la regola precedente, ma si utilizza il termine ossido;
* tra i due termini si introduce la preposizione di.

Per esempio LiBr si legge bromuro di litio.

Se nella formula ci sono indici numerici, si specifica il numero di atomi di ciascun elemento anteponendo al suo nome il prefisso. Per esempio CF_{{4}} che si leggerà tetrafloruro di carbonio, tetra sta per quattro.

Se per esempio nel composto che si scrive gli elementi hanno più numeri di ossidazione, si può usare la notazione di stock, verrà eliminato il prefisso numerico e si riporterà il numero di ossidazione dell’elemento tra parentesi, subito dopo il nome dell’elemento.

Per esempio se consideriamo il ferro che ha due numeri di ossidazione e cioè +2 e +3, con il bromo formerà FeBr_{{2}} (bromuro di ferro (II)  FeBr_{{3}}(bromuro di ferro (III)

I composti non binari sono distinti in idrossidi, ossiacidi e sali di ossiacidi.

## La nomenclatura degli ossidi, perossidi e superossidi

L’ossigeno si lega a quasi tutti gli elementi e può formare tre diverse categorie che variano a seconda del numero di ossidazione che lo caratterizza e sono gli ossidi in cui l’ossigeno ha numero di ossidazione -2, i perossidi con n.o. -1 e i superossidi con n.o. -1\2.

Gli ossidi sono tra i composti binari con l’ossigeno i più numerosi; essi sono formati da un metallo e un non metallo e l’ossigeno.

Essi secondo la nomenclatura IUPAC vengono definiti ossido di…, cioè seguito dal nome del catione con cui è legato. Se l’elemento che è legato con l’ossigeno ha più numeri di ossidazione si può usare sia la IUPAC che la notazione di Stock, dove il numero di ossidazione verrà messo tra parentesi in numero romano.

La nomenclatura tradizionale distingue gli ossidi a seconda che legato all’ossigeno ci sia un metallo o un non metallo. Nel primo caso si forma un ossido basico e nel secondo un ossido acido, a questi ultimi in passato veniva dato il nome di anidridi.

Se il metallo presenta due numeri di ossidazione per distinguere i due composti che si formano, si aggiunge alla radice del nome del ,metallo la desinenza oso per il numero di ossidazione più piccolo e ico per quello più grande.

Possiamo in generale descrivere:

* Ossidi:

Gli ossidi sono composti chimici formati da un metallo e ossigeno. La nomenclatura degli ossidi è abbastanza semplice. Il nome dell'ossido inizia con il nome del metallo, seguito dalla parola "ossido". Ad esempio:

Ossido di ferro: Fe2O3 (composto di ferro e ossigeno).

* Perossidi:

I perossidi sono composti che contengono l'anione perossido (O2²⁻) (sono composti formati da un metallo o non metallo uniti con l’ossigeno con numero di ossidazione -1.). La nomenclatura dei perossidi include il nome del metallo (se presente) seguito dalla parola "perossido". Ad esempio:

Perossido di idrogeno: H2O2 (noto anche come acqua ossigenata).

* Superossidi:

I superossidi sono composti contenenti l'anione superossido (O2⁻) (sono composti formati da un elemento e dal gruppo superossido, che è costituito da due atomi di ossigeno, con un numero di ossidazione medi di -1\2, legati tra loro da un legame covalente). La nomenclatura dei superossidi prevede l'uso del nome del metallo (se presente) seguito dalla parola "superossido". Ad esempio:

Superossido di potassio: KO2.

Inoltre, quando il metallo può formare più di un tipo di ossido, vengono utilizzati prefissi numerici (come mono-, di-, tri-, etc.) per indicare la valenza del metallo. Ad esempio:

Monossido di diazoto: N2O (noto anche come protossido d'azoto).

Immagine che contiene testo, schermata, numero, menu

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, schermata, menu, numero

Descrizione generata automaticamente

## La nomenclatura degli idruri

Gli idruri sono composti dell’idrogeno ed essi possono legarsi con un metallo e si scrivono sempre riportando per primo il simbolo del metallo e per secondo l’idrogeno (LiH idruro di litio), oppure l’idrogeno si lega con un semimetallo o non metallo(IV,V,VI gruppo), degli esempi sono il metano (CH_{4}, l’ammoniaca(NH_{3}). Si scrivono in questa maniera tutti gli idruri che si formano con gli elementi che stanno tra il gruppo 1 al 15.Per descrivere entrambe si usa il termine idruro preceduto dal prefisso mono-, di-, tri-, ecc., che indica il numero di atomi di idrogeno, seguito dal di e dal nome dell’elemento legato all’idrogeno; nella nomenclatura tradizionale, il termine idruro è seguito dal nome dell’altro elemento con il suffisso -oso oppure -ico a seconda del numero di ossidazione. Il numero di ossidazione dell’idrogeno è -1.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, numero

Descrizione generata automaticamente

Infine ci sono gli idracidi che sono un piccolo gruppo di composti binari, la loro formula si scrive sempre con l’idrogeno per primo; questi composti hanno carattere acido, quindi in soluzione acquosa liberano ioni H^{+} e anioni dell’elemento con cui è unito l’idrogeno. Si scrivono in questo modo tutti gli elementi che fanno parte del gruppo che vanno dal 16 al 17.

Essi sono 6:

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, numero

Descrizione generata automaticamente

## Nomenclatura dei sali binari

I sali binari sono composti ionici formati da un metallo e un non metallo. La parte metallica viene scritta per prima e quindi il non metallo è quello con numero di ossidazione più basso.. Essi si formano per sostituzione dell’idrogeno nella molecola dell’idracido con un metallo.

I sali binari che derivano dagli acidi alogenidrici (HF, FCl,HBr, HI) sono detti alogenuri.

Il non metallo (solitamente S, F, Cl, Br, I o lo ione cianuro CN–) entra con il loro numero di ossidazione negativo -2 per lo zolfo, -1 per tutti gli altri.

Vediamo come viene dato il nome ad un sale binario. Prima di tutto della parte non metallica si prende la radice del suo nome e si aggiunge il suffisso -uro e successivamente si scrive il nome del metallo, stando attenti a specificare il numero di atomi di metallo che reagiscono.

Per esempio Al_{{2}}S_{{3}} che è secondo la nomenclatura IUPAC il trisolfuro di dialluminio. Il tri sta per tre volte zolfo e il di per due volte alluminio.

Se si volesse usare la nomenclatura tradizionale si dovrebbero eliminate i prefissi che indicano il numero di volte che sono presi gli atomi, se però il metallo che forma il sale può avere più numeri di ossidazione si utilizzeranno i suffissi -oso e -ico. Vediamo alcuni esempi:

Immagine che contiene testo, schermata, numero, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## Nomenclatura degli idrossidi

Gli idrossidi hanno carattere ionico e sono ottenuti facendo reagire gli ossidi basici con l’acqua. Il gruppo caratteristico di questo gruppo è  OH^{-} chiamato ione idrossido o ossidrile.

Per esempio l’idrossido di magnesio (  Mg(OH)_{{2}}) si ottiene facendo reagire l’ossido di magnesio con l’acqua.

MgO + H_{{2}}O →  Mg(OH)_{{2}}.

Da come vediamo nella formula dell’idrossido il metallo precede lo ione ossidrile perchè esso ha sicuramente un numero di ossidazione più alto di  OH^{-}.

Gli idrossidi sono chiamati anche basi. Essendo composti ionici sono solidi a temperatura ambiente e quando si sciolgono in acqua liberano in soluzione cationi metallici e lo ione ossidrile.

Il nome IUPAC di questi composti ternari si forma nella seguente maniera: si scrive il termine idrossido seguito dalla preposizione di e il nome del metallo, per indicare il numero di ioni ossidrili che entrano nel composto si usano sempre i prefissi -di, -tri, -tetra ecc.

Secondo invece la nomenclatura tradizionale non ci sono prefissi numerici, però sarà presente la desinenza-oso,-ico se il metallo ha più numeri di ossidazione come per il rame.

Vediamo alcuni esempi:

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, numero

Descrizione generata automaticamente

## Nomenclatura degli ossiacidi

La loro formula come anche quella degli idracidi, inizia sempre con l’idrogeno a cui segue il metallo e l’ossigeno. Essi come gli idracidi liberano ioni  H^{+} quando sono messi in soluzione acquosa.

La formazione di un ossiacido avviene sommando l’ossido acido, detto anche anidride con l’acqua e nel caso gli indici abbiano tutti un fattore comune si semplificano anche.

Consideriamo un esempio:

* Sommiamo una molecola d’acqua all’anidride solforosa SO_{{2}} + H_{{2}}O → H_{{2}}SO_{{3}} ottenendo così l’acido solforoso
* Sommiamo una molecola d’acqua all’anidride solforica SO_{{3}} + H_{{2}}O → H_{{2}}SO_{{4}} ottenendo l’acido solforico
* Sommiamo una molecola d’acqua  all’anidride clorica Cl_{{2}}O + H_{{2}}O → H_{{2}}Cl_{{2}}O_{{6}} semplificando per 2 HClO_{{3}} cioè, l’acido clorico.

Tutti gli atomi che contengono più di un atomo d’idrogeno vengono detti poliprotici.

Il nome degli ossiacidi secondo la nomenclatura IUPAC si ottiene scrivendo acido + il prefisso con il numero di atomi di ossigeno che formano il composto + osso + la radice del nome del non metallo a cui si aggiunge la desinenza -ico con il suo numero di ossidazione tra parentesi

Per esempio HClO_{{4}} acido tetraossoclorico. (VII)

Il nome tradizionale quasi ripete quello delle anidridi dove al suo posto verrà scritto acido. Per esempio:

CO_{{2}} è l’anidride carbonica               H_{2}CO_{{3}} è l’acido carbonico

Bisogna stare attenti perchè si deve tener conto del numero di ossidazione del non metallo, si useranno si useranno le desinenze-oso e -ico, rispettivamente per il numero più piccolo e più grande, se i numeri di ossidazione sono più di due come per il cloro che ne sono quattro, il più piccolo sarà da ipo-  per- per il più grande con le rispettive desinenze -oso, -ico,

Facciamo un esempio prendendo in considerazione il cloro che ha numeri di ossidazione +1,+3,+5,+7

* Cl_{2}O= anidride ipoclorosa  l’acido corrispondente è HClO acido ipocloroso
* Cl_{2}O_{{3}}= anidride clorosa l’acido corrispondente è  HClO_{{2}} acido cloroso
* Cl_{2}O_{{5}} = anidride clorica l’acido corrispondente è HClO_{{3}} acido clorico
* Cl_{2}O_{{7}}= anidride perclorica l’acido corrispondente è  HClO_{{4}} acido perclorico

Infine ci sono dei casi in cui bisogna sommare più di una molecola d’acqua e quindi in questo caso per distinguere gli ossiacidi che derivano da uno stesso ossido per combinazione di molecole di acqua in numero differenti cosa che può avvenire con l’arsenico, il fosforo, l’antimonio, il silicio e il boro. Allora si utilizzano i prefissi meta-, piro-, orto-.

* P_{2}O_{{5}} + 1H_{2}O → 2 HPO_{3} acido metafosforico
* P_{2}O_{{5}} + 2H_{2}O → H_{4}P_{2}O_{7} acido pirofosforico
* P_{2}O_{{5}} + 3H_{2}O → 2H_{3}PO_{4} acido ortofosforico o fosforico

Vediamo alcuni esempi di acidi:

Immagine che contiene testo, schermata, numero, Carattere

Descrizione generata automaticamente

Per risalire dal nome al composto, bisogna prima di tutto scrivere prima il simbolo dell’idrogeno, poi il simbolo del non metallo e infine l’ossigeno con l’indice indicante il numero di atomi definiti dalla formula e quindi indicati dal prefisso. Il numero di atomi d’idrogeno deve essere tale in modo che la somma dei numeri di ossidazione sia pari a zero.

## Nomenclatura dei sali ternari

I sali ternari comprendono una parte metallica, che viene scritta per prima, seguita dalla parte non metallica e infine dall’ossigeno. I sali ternari sono composti ionici, di cui il metallo è il catione e la parte restante è l’anione.

La sua formula si ottiene partendo da un ossiacido a cui vengono sostituiti gli idrogeni con un metallo.

Mg(OH)_{{2}} + H_{{2}}SO_{{4}} → MgSO_{{4}}(sale) + 2 H_{{2}}O

Nel caso in cui l’acido sia poliprotico, quindi abbia più atomi di idrogeno, può capitare che non tutti gli atomi vengano sostituiti e qualche idrogeno rimane , in tal caso il sale si dice acido.

NaOH + H_{{2}}SO_{{4}} → NaHSO_{{4}} + H_{{2}}O

Per quanto riguarda la nomenclatura IUPAC , i sali ternari rispondono alle stesse regole applicate per gli ossiacidi, ovviamente si toglierà il termine acido, al suffisso -ico si sostituisce -ato e infine si scrive il nome del catione metallico.

Consideriamo per esempio FeSO_{{4}}, il ferro ha numero di ossidazione + 2 , quindi facendo i calcoli dei numeri di ossidazione capiamo che gli idrogeni presenti nell’ossiacido corrispondente sono due quindi è H_{2}SO_{{4}} cioè, acido tetraossosolforico (VI), il sale quindi sarà il tetraossosolfato(VI) di ferro(II).

Se parliamo dei sali acidi, quindi nella formula è presente anche l’idrogeno, si aggiunge il termine idrogeno all’inizio, ovviamente preceduto dal prefisso che riguarda il numero di atomi di idrogeno presenti, inoltre si elimina il prefisso osso-.

Per esempio NaHSO_{{4}} è il sale acido di nome idrogenosolfato(VI) di sodio.

Per la nomenclatura tradizionale bisogna considerare due concetti fondamentali:

* se l’acido termina con -oso perchè il numero di ossidazione è il più piccolo, allora il sale corrispondente terminerà in -ito;
* se l’acido termina con -ico perchè il numero di ossidazione è il più alto, allora il sale corrispondente terminerà in -ato;
* se ci sono più di due numeri di ossidazione si usano sempre il prefisso per il numero di ossidazione più grande e ipo per il più piccolo.

Per quanto riguarda i sali acidi, nella nomenclatura tradizionale, si aggiunge il termine acido tra il nome dell’anione e quello del catione, si può inoltre anteporre il prefisso al nome del sale. Per esempio:

NaHCO_{{3} si chiama carbonato acido di sodio o bicarbonato di sodio.

Consideriamo per esempio K_{2}SO_{{4}} che è il solfato di potassio, per capire come si è formato dobbiamo partire dall’ossiacido che, essendo il sale terminante in ito allora vuol dire che il corrispettivo ossido è in oso perchè si sta parlando del numero di ossidazione più piccolo quindi sarà l’acido solforoso. Si può ragionare anche al contrario e partire dall’acido per poi giungere al sale.

Immagine che contiene testo, schermata, numero, documento

Descrizione generata automaticamenteVediamo una prima tabella degli anioni più comuni che con l’aggiunta di un metallo daranno vita al sale, sia binario che ternario.

Immagine che contiene testo, menu, schermata, documento

Descrizione generata automaticamente

## Le soluzioni, soluti ed elettroliti

Le soluzioni sono miscugli omogenei in cui i suoi costituenti conservano le loro proprietà. Esse sono formate da due o più componenti, quella in quantità maggiore si chiama solvente, gli altri costituenti soluto.

Per esempio se consideriamo dell’acqua con dello zucchero sciolto, l’acqua è il solvente e lo zucchero il soluto.

Il solvente più diffuso in natura è l’acqua.

Le soluzioni possono essere divise in gassose come l’aria che respiriamo, liquide come l’acqua gassata ( gas in un liquido), vino (liquido in un liquido), acqua di mare (solido in un liquido), infine solide come le leghe (solido con solido).

Quindi le sostanze formano le soluzioni perchè tendono a mescolarsi tra loro . Ovviamente non tutte le sostanze sono compatibili tra loro, nel senso che l’olio come ben sappiamo non si può sciogliere nell’acqua. Quindi affinché si formi una soluzione è necessario che si rompano tutti i legami tra le particelle del soluto e molti legami delle particelle del solvente. La rottura di tali legami richiederà energia , mentre la formazione di nuovi libera energia. Quindi il sistema cercherà di raggiungere il livello minore di energia potenziale.

Tra il soluto e il solvente si creano delle forze attrattive che portano le particelle di solvente a circondare quelle di soluto, tale fenomeno è detto solvatazione, nel caso dell’acqua idratazione.

La capacità di un soluto di sciogliersi in un determinato solvente dipende da molti fattori, soprattutto dal tipo di legame che li caratterizza.

Quindi si può prevedere la formazione di una soluzione a seconda del tipo di soluto e solvente con cui abbiamo a che fare.

I soluti ionici come il cloruro di calcio, l’idrossido di sodio, il solfato di rame, il cloruro di sodio sono solubili in solventi polari come l’acqua. Essi in acqua liberano ioni positivi e negativi, tale processo è detto dissociazione.  Na^{+}Cl ^{-} \rightarrow  Na^{+}+ Cl^{-}.

Quindi in ambiente acquoso gli ioni che si originano vengono circondati dalle molecole di acqua. Esse si orientano in modo da di rivolgere la parziale carica positiva , presente sull’idrogeno, verso lo ione negativo, e la parziale carica negativa, presente sull’ossigeno verso lo ione positivo. Quindi si formano degli ioni idrati perchè circondati da molecole di acqua.

Tra il soluto e il solvente si formano dei legami ione-dipolo;

I soluti molecolari sono il saccarosio, l’etanolo,  ecc. sono solubili in solventi polari. Essi formano delle soluzioni acquose perchè l’acqua rompe i legami deboli tra le molecole di soluto. In questo caso tra il solvente e il soluto si formano dei legami a idrogeno o interazioni dipolo-dipolo.

I soluti molecolari apolari come lo iodio, il bromo, l’ossigeno ecc. sono solubili in solventi apolari come il benzene , in questo caso tra il soluto e il solvente si stabiliscono le forze di London.

I soluti polari come l’acido cloridrico, e tutti gli altri acidi, formano delle soluzioni in cui le molecole dipolari dell’acqua rompono il legame covalente presente tra l’atomo di idrogeno e il metallo. Questo fenomeno è detto ionizzazione.

HCl\rightarrow H^{+}+ Cl^{-}.

Tutti i composti che in soluzione acquosa formano ioni per dissociazione sono chiamati elettroliti.

L’elettrolita è una sostanza che rende elettricamente conduttrice la soluzione in cui è disciolto.

Tutti i solidi ionici liberando un gran numero di ioni, sono detti elettroliti forti. Alcuni composti polari, però si ionizzano solo in parte, come per esempio l’acido acetico, soluti di questo tipo sono detti elettroliti deboli.

## La solubilità

La solubilità è la quantità massima di soluto che si scioglie in una data quantità di solvente a una determinata temperatura. Essa si esprime in grammi di soluto per 100 grammi di solvente.

La differenza di solubilità in acqua di sostanze diverse alla stessa temperatura dipende dalla natura chimica del soluto. Per esempio i nitrati sono composti molto solubili, i solfati poco solubili e i fosfati sono insolubili.

Le soluzioni si possono dividere in sature, insature e sovrassature.

Le soluzioni sature sono quelle soluzioni che contengono la massima quantità di soluto che si può sciogliere nel solvente a una data temperatura. Quando una soluzione è satura vuol dire che è piena di quel soluto, quindi se aggiungiamo dell’altro soluto ad una soluzione satura questo non si scioglie. e si formerà un corpo di fondo che è il soluto non disciolto.

Una soluzione che contiene una quantità inferiore di soluto, rispetto alla quantità massima che può contenere a una data temperatura, si dice insatura.

Ad esempio molte bibite sono soluzioni insature di zucchero in acqua.

Infine ci sono le soluzioni sovrassature, cioè quelle che contengono più soluto di quanto ne possa contenere a quella determinata temperatura. Tali soluzioni però sono molto instabili.

La solubilità varia a seconda del solvente utilizzato, ma dipende anche dalle condizioni in cui si forma la soluzione e cioè la polarità del solvente, la temperatura, nel caso ci sia un gas , anche la pressione.

Per quanto riguarda la temperatura, possiamo vedere che, se prendiamo del tè freddo e gli aggiungiamo una grande quantità di zucchero, solo una parte si scioglie, ma se aumentiamo la temperatura vediamo come lo zuccherò nel tè caldo si scioglierà totalmente. Quindi la solubilità dei solidi aumenta con l’aumentare della temperatura del solvente. Invece, i gas all’aumentare della temperatura diventano meno solubili, infatti se prendiamo un bicchiere di acqua fredda, notiamo che raggiunta la temperatura ambiente si formeranno delle bollicine, ciò vuol dire che i gas disciolti nell’acqua sono diventati meno solubili..

Quello che per i gas fa aumentare la solubilità è l’aumento della pressione. Tra solubilità di un gas e pressione vi è una relazione espressa dalla legge di Henry. Essa dice che la solubilità di un gas in un liquido, a una data temperatura, è direttamente proporzionale alla pressione parziale p che il gas esercita sulla superficie del liquido: s(solubilità)= k_{{H}} • p  dove k_{{H}} è la costante di Henry e dipende dalla natura del gas, dalla natura chimica del solvente e dalla temperatura della soluzione. Tale legge vale, però , solo per soluzioni diluite di gas poco solubili come ossigeno, azoto ed elio.

## Concentrazione e concentrazione percentuale

La concentrazione si riferisce alla quantità di una sostanza solubile presente in una soluzione. Può essere espressa in diversi modi, tra cui la concentrazione molare, la concentrazione molale, la concentrazione percentuale e la concentrazione in percentuale in massa.

La concentrazione percentuale è un modo per esprimere la quantità di soluto in una soluzione in termini percentuali. Si calcola dividendo la massa del soluto per la massa totale della soluzione e poi moltiplicando per 100. Ad esempio, se hai 20 g di sale disciolto in 100 g di acqua, la concentrazione percentuale sarebbe (20 g / 120 g) \* 100% = 16,67%.

Immagine che contiene testo, schermata, documento, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## La molarità

La molarità è definita come il numero di moli di soluto contenuti in un litro di soluzione. È espressa come moli di soluto per litro di soluzione (mol/L).

Immagine che contiene testo, lettera, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## La molalità

La molalità è definita come il numero di moli di soluto contenuti in un chilogrammo di solvente. È espressa come moli di soluto per chilogrammo di solvente (mol/kg).

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, algebra

Descrizione generata automaticamente

## Le proprietà colligative

Le proprietà colligative di una soluzione sono proprietà fisiche che dipendono solo dal numero di particelle del soluto e non dalla sua natura chimica.

Le proprietà fisiche di una soluzione sono diverse da quelle del solvente puro, infatti, la presenza del soluto altera le proprietà fisiche del solvente.

Per esempio, le proprietà che dipendono solo dal numero di particelle del soluto e non dalla natura chimica sono quattro. La tensione di vapore di una soluzione è inferiore a quella del solvente puro e quindi la soluzione bolle a temperatura superiore (innalzamento ebullioscopico) a quella del solvente puro. Il soluto, inoltre, abbassa il punto di congelamento della soluzione (abbassamento crioscopico) al di sotto di quello del solvente puro ed è la causa della pressione osmotica di una soluzione.

## La tensione di vapore e la legge di Raoult

La tensione di vapore è la pressione esercitata da un vapore sopra una fase liquida o solida in equilibrio dinamico con quella fase. In altre parole, è la pressione alla quale le molecole di una sostanza nel suo stato gassoso si condensano nuovamente in stato liquido o solido. La tensione di vapore è una proprietà fisica delle sostanze e dipende dalla temperatura: aumenta al crescere della temperatura.

La legge di Raoult è una legge empirica che descrive il comportamento della tensione di vapore di una soluzione ideale. Secondo la legge di Raoult, la tensione di vapore parziale di ciascun componente in una soluzione ideale è proporzionale alla sua frazione molare nella soluzione. In altre parole, la tensione di vapore di un componente in una soluzione è uguale al prodotto della sua frazione molare per la tensione di vapore del componente puro. La legge di Raoult è valida solo per soluzioni ideali, in cui le interazioni tra le molecole dei componenti sono simili a quelle tra le molecole del solvente puro.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, documento

Descrizione generata automaticamente

## Innalzamento ebullioscopico ed abbassamento crioscopico

L'innalzamento ebullioscopico è l'aumento del punto di ebollizione di una soluzione rispetto al punto di ebollizione del solvente puro. Questo effetto si verifica perché l'aggiunta di un soluto riduce la pressione di vapore del solvente, richiedendo quindi una temperatura più elevata per far bollire la soluzione rispetto al solvente puro. In altre parole, l'innalzamento ebullioscopico è la differenza tra il punto di ebollizione della soluzione e il punto di ebollizione del solvente puro.

L’innalzamento ebullioscopico è direttamente proporzionale alla concentrazione della soluzione espressa in molalità. L’innalzamento ebullioscopico non dipende solo dalla molalità della soluzione ma anche dalla natura del soluto. Per i composti che si dissociano completamente in ioni, si deve tener conto della costante di van’t Hoff (i) , cioè il numero di ioni in cui si dissocia.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

L'abbassamento crioscopico è la diminuzione del punto di congelamento di una soluzione rispetto al punto di congelamento del solvente puro. L'aggiunta di un soluto impedisce la formazione dei legami tra le molecole del solvente, ritardando quindi il processo di congelamento. In altre parole, l'abbassamento crioscopico è la differenza tra il punto di congelamento del solvente puro e il punto di congelamento della soluzione.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## Osmosi e pressione osmotica

L'osmosi è un altro importante fenomeno colligativo che si verifica quando si mette in contatto una soluzione più concentrata con una soluzione meno concentrata attraverso una membrana semipermeabile. Una membrana semipermeabile è una barriera che permette al solvente (tipicamente acqua) di passare attraverso di essa, ma impedisce il passaggio delle particelle solute più grandi.

Possiamo definire l’osmosi come il flusso spontaneo delle molecole di solvente da un solvente puro a una soluzione, oppure da una soluzione più diluita a una più concentrata.

L’osmosi avverrà secondo una direzione precisa che dipenderà solo dal diverso numero di particelle di soluto e non dalla natura chimica di esso.

Il processo osmotico avrà termine quando non si raggiunga un equilibrio dinamico, quindi il numero di particelle presenti tra le soluzioni separate dalla membrana non siano le stesse.

Posiamo vedere che, se prendiamo un tubo a forma di U, dove al centro poniamo una membrana semipermeabile. In un ramo del tubo ci mettiamo acqua e nell’altro acqua e sale; notiamo che l’acqua comincerà a passare verso la soluzione acqua e sale riducendo la sua altezza e facendo aumentare quella della soluzione. La parte della colonnina che è aumentata, ad un certo punto eserciterà una pressione che si opporrò all’ingresso di altro solvente.

Immagine che contiene diagramma, Rettangolo, schermata, linea

Descrizione generata automaticamente

Tale pressione che blocca la diffusione per osmosi viene chiamata pressione osmotica ed è indicata con la lettera greca π.

Quindi a questo punto possiamo definire la pressione osmotica (π) come la pressione che bisogna esercitare sulla soluzione più concentrata per impedire il flusso di solvente attraverso la membrana semipermeabile che la separa dal solvente puro (o dalla soluzione più diluita), quindi per raggiungere l’equilibrio osmotico.

Se si applica alla soluzione più concentrata una pressione maggiore di quella osmotica , si ottiene come risultato il passaggio di solvente dalla soluzione più concentrata a quella meno concentrata. Tale processo è chiamato osmosi inversa.

Se due soluzioni contengono un egual numero di particelle di soluto, generano la stessa pressione osmotica e si dicono isotoniche; se ne contengono un numero diverso, quella che ne contiene meno si dice ipotonica e quella che ne contiene di più si dice ipertonica.

Tra la pressione osmotica di una soluzione e la concentrazione di un soluto vi esiste una relazione matematica, che nel caso delle soluzioni diluite è analoga a quella dei gas ideali. Tale equazione è detta equazione di van’t Hoff.

π•V = n•R•T

π= pressione osmotica(atm)     V = volume soluzione(L)     n= numero di moli del soluto    R=0,082 L· k^{-1}· mol^{-1}

T= temperatura assoluta (K)

π= \frac{n \cdot R \cdot T}{V}  ma \frac{n }{V} sappiamo che è uguale alla concentrazione, cioè la molarità M, quindi:

π=M •R•T

La pressione osmotica è quindi una proprietà colligativa perchè dipende dalla concentrazione della soluzione e dalla temperatura e non dalla natura chimica.

Se il composto in considerazione si dissocia completamente in ioni si deve tener conto del numero di ioni (i), quindi la relazione di sopra diventerà:

π•V = n•R•T•i

π=M•R•T•i

## Colloidi e sospensioni

I colloidi sono miscele eterogenee in cui le particelle disperse, chiamate "fasi disperse", sono di dimensioni intermedie tra quelle delle particelle presenti nelle soluzioni e quelle delle particelle presenti nelle sospensioni. Le particelle dei colloidi sono troppo piccole per essere viste ad occhio nudo, ma abbastanza grandi da disperdersi all'interno del solvente in modo uniforme, senza decantare o sedimentare nel tempo. I colloidi appaiono generalmente trasparenti o leggermente torbidi.

Le particelle dei colloidi possono essere di diverse nature, tra cui particelle solide, liquide o gassose. Ad esempio, il latte è un esempio di colloide in cui le particelle di grasso sono disperse in acqua.

I principali colloidi sono:

* Sol, sistema formato da una fase solida dispersa in un liquido e in grado di essere versato come un liquido, come la dispersione dell’amido in acqua;
* Gel, aumentando la concentrazione delle particelle solide disperse in un liquido, un sol può passare allo stato di gel , cioè con consistenza gelatinosa. Un esempio è la gelatina di brodo;
* Emulsione, è la dispersione di un liquido in un altro liquido, come il latte e la maionese;
* Aerosol, a seconda se le particelle disperse siano solide o liquide, si parla di aerosol solidi come il fumo e aerosol liquidi come la nebbia.

Le sospensioni sono miscele eterogenee in cui le particelle disperse sono relativamente grosse e possono sedimentare nel tempo, separandosi dal solvente. Le sospensioni appaiono spesso torbide o opache. Le particelle delle sospensioni sono abbastanza grandi da poter essere separate per gravità o agitazione.

Ad esempio, quando sabbia o fango viene mescolato in acqua, si forma una sospensione. Nel tempo, le particelle di sabbia o fango tenderanno a depositarsi sul fondo della soluzione.

## Le equazioni chimiche

Le equazioni chimiche sono rappresentazioni simboliche delle reazioni chimiche, che descrivono come le sostanze chimiche si trasformano in altre sostanze chimiche durante una reazione. Le equazioni chimiche sono utilizzate per comunicare in modo conciso e preciso ciò che accade durante una reazione chimica.

Un'equazione chimica è generalmente scritta come:

dove "Reagente" rappresenta le sostanze chimiche iniziali che partecipano alla reazione e "Prodotto" rappresenta le sostanze chimiche finali che vengono formate come risultato della reazione. Ogni sostanza chimica è rappresentata da una formula chimica, che indica gli atomi che la compongono.

Ecco un esempio semplice di equazione chimica:

Questa equazione rappresenta la reazione di formazione dell'acqua mediante la combinazione di idrogeno e ossigeno.

Alcuni punti importanti da considerare quando si scrivono equazioni chimiche:

* Le equazioni chimiche devono essere bilanciate: Il numero di atomi di ogni elemento deve essere uguale sia nei reagenti che nei prodotti. Questo si ottiene regolando i coefficienti stechiometrici (numeri davanti alle formule chimiche).
* Legge di conservazione della massa: Le equazioni chimiche devono rispettare la legge di conservazione della massa, il che significa che la massa totale dei reagenti deve essere uguale alla massa totale dei prodotti.
* Simboli chimici: I simboli chimici delle sostanze chimiche devono essere accuratamente utilizzati nelle equazioni. Ad esempio, "H" rappresenta l'idrogeno e "O" rappresenta l'ossigeno.
* Indicazione di stato: Le sostanze chimiche possono essere nei diversi stati della materia (solido, liquido, gas, soluzione acquosa). Questo può essere indicato utilizzando parentesi tonde e pedici, ad esempio "(g)" per gas e "(l)" per liquido.
* Coefficienti stechiometrici: I coefficienti davanti alle formule chimiche indicano il numero di moli di ciascuna sostanza coinvolta nella reazione. Sono utilizzati per bilanciare l'equazione.

Le equazioni chimiche sono uno strumento fondamentale per comprendere e comunicare le reazioni chimiche. Consentono ai chimici di studiare e prevedere il comportamento delle sostanze chimiche durante le reazioni.

## Bilanciamento di una reazione chimica

Il bilanciamento di una reazione chimica è un processo fondamentale in chimica che consiste nell'assicurarsi che il numero di atomi di ciascun elemento nei reagenti sia uguale al numero di atomi corrispondenti nei prodotti. Questo è importante per rispettare la legge di conservazione della massa, che afferma che la massa totale dei reagenti deve essere uguale alla massa totale dei prodotti in una reazione chimica.

Per fare ciò si usano i coefficienti stechiometrici, che sono dei numeri interi e frazionari che vengono messi davanti ai simboli dei reagenti e dei prodotti, se ce n’è bisogno.

Il calcolo dei coefficienti stechiometrici in una reazione rappresenta il bilanciamento di una equazione chimica.

Per esempio se consideriamo la reazione che porta alla formazione dell’acqua:

H_{{2}} + O_{{2}} → H_{{2}}O

Possiamo notare come tale reazione, scritta in questo modo, non rispetti la legge della conservazione della massa. Infatti, gli atomi di ossigeno del reagente sono due, invece nel prodotto è solo uno. A questo punto avviene il bilanciamento, aggiungendo i coefficienti stechiometrici. Si deve fare in modo che il numero di atomi di idrogeno e di ossigeno dei reagenti, sia lo stesso nei prodotti.

2H_{{2}} + O_{{2}} → 2 H_{{2}}O

Nel bilanciamento il coefficiente stechiometrico uno viene omesso.

Notiamo che la reazione per la formazione dell’acqua in questo modo è bilanciata, perchè nei reagenti sono presenti 4 atomi di idrogeno e due di ossigeno, lo stesso nei prodotti.

Non esiste una regola universale per bilanciare una reazione, però possiamo dire che ci sono dei punti da seguire per facilitare l’operazione di bilanciamento.

* conviene bilanciare per primi gli atomi dei metalli e dei non metalli;
* bilanciare per ultimi gli atomi di idrogeno e di ossigeno;
* I coefficienti stechiometrici devono essere i minori valori possibile;
* il coefficiente stechiometrico 1 si omette;
* nell’equazione devono essere rappresentate solo le specie chimiche che effettivamente partecipano alla reazione. L’acqua, nelle reazioni in cui si comporta solo da solvente, non va rappresentata nell’equazione;
* se compaiono sia nei reagenti che nei prodotti degli ioni poliatomici come {SO_{4}}^{2-}, bisogna bilanciarli come gruppo di atomi.

Ora facciamo degli esempi:

Bilanciamo Al(OH)_{{3}} + H_{{2}}SO_{{3}} → Al_{{2}}(SO_{{3}})_{{3}} + H_{{2}}O

Come abbiamo visto in precedenza si devono bilanciare prima gli atomi dei metalli e dei non metalli.

Trai i reagenti c’è un atomo di alluminio, invece tra i prodotti 2, quindi aggiungiamo il coefficiente stechiometrico 2 davanti all’alluminio dei reagenti.

2Al(OH)_{{3}} + H_{{2}}SO_{{3}} → Al_{{2}}(SO_{{3}})_{{3}} + H_{{2}}O

Poi bilanciamo lo zolfo che nei reagenti è uno e nei prodotti è 3, quindi poniamo un 3 davanti ad H_{{2}}SO_{{3}}

2Al(OH)_{{3}} + 3H_{{2}}SO_{{3}} → Al_{{2}}(SO_{{3}})_{{3}} + H_{{2}}O

Poi passiamo a bilanciare l’idrogeno che nei reagenti sono 12 perchè nel  2Al(OH)_{{3}} sono 6 perchè l’amo di idrogeno si moltiplica prima con il 3 dopo la parentesi e poi con il 2 del coefficiente stechiometrico. Nei prodotti gli idrogeni sono solo 2, quindi il coefficiente stechiometrico da aggiungere è 6.

2Al(OH)_{{3}} + 3H_{{2}}SO_{{3}} → Al_{{2}}(SO_{{3}})_{{3}} +6 H_{{2}}O

A questo punto bilanciamo l’ossigeno. Nei reagenti sono 15 perchè (3•2+3•3) e nei prodotto 15 (3•3+6). Quindi non dobbiamo aggiungere nulla.

La reazione bilanciata è la seguente:

2Al(OH)_{{3}} + 3H_{{2}}SO_{{3}} → Al_{{2}}(SO_{{3}})_{{3}} +6 H_{{2}}O

Facciamo un altro esempio:

H_{{3}}PO_{{4}} + Ca(OH)_{{2}} → Ca_{{3}}(PO_{{4}})_{{2}} + H_{{2}}O

Bilanciamo il calcio e il gruppo poliatomico {PO_{4}}^{3-}.

2H_{{3}}PO_{{4}} + 3Ca(OH)_{{2}} → Ca_{{3}}(PO_{{4}})_{{2}} + H_{{2}}O

Si bilanciano poi l’idrogeno e l’ossigeno.

2H_{{3}}PO_{{4}} + 3Ca(OH)_{{2}} → Ca_{{3}}(PO_{{4}})_{{2}} + 6H_{{2}}O

## I calcoli stechiometrici

I calcoli stechiometrici sono una serie di calcoli matematici utilizzati per determinare le quantità di reagenti e prodotti coinvolti in una reazione chimica, basandosi sulle informazioni fornite dalle equazioni chimiche bilanciate. Questi calcoli sono fondamentali per risolvere problemi legati alle reazioni chimiche, come determinare la quantità di un reagente necessaria per ottenere una certa quantità di prodotto, o viceversa.

Ecco un esempio dettagliato di calcoli stechiometrici:

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, menu

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## Reagente limitante e reagente in eccesso

Il concetto di reagente limitante e reagente in eccesso è fondamentale nei calcoli stechiometrici e nelle reazioni chimiche. Questi concetti aiutano a determinare quale reagente è consumato completamente durante una reazione e quale reagente è ancora presente alla fine della reazione.

* Reagente Limitante:

Il reagente limitante è il reagente che viene completamente consumato durante una reazione chimica e determina la quantità massima di prodotto che può essere formato. In altre parole, è il reagente che limita la velocità e l'estensione della reazione. Per determinare il reagente limitante, è necessario confrontare i rapporti stechiometrici dei reagenti con l'equazione chimica bilanciata e vedere quale reagente fornisce meno quantità di prodotto possibile. Il reagente che ha il rapporto stechiometrico più basso è il reagente limitante.

* Reagente in Eccesso:

Il reagente in eccesso è il reagente che rimane dopo che il reagente limitante è stato completamente consumato. In altre parole, è il reagente che è presente in quantità maggiore rispetto a quella richiesta dalla reazione chimica. Poiché il reagente in eccesso non può partecipare completamente alla reazione, alla fine della reazione rimarrà una quantità di questo reagente non reagito.

Immagine che contiene testo, schermata, menu, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## Reazioni di sintesi

Le reazioni di sintesi coinvolgono la formazione di una sostanza più complessa a partire da sostanze più semplici. In altre parole, due o più reagenti si combinano per formare un prodotto. L'equazione generale per una reazione di sintesi è:

## Reazioni di decomposizione

Le reazioni di decomposizione coinvolgono la rottura di una sostanza complessa in sostanze più semplici. In altre parole, un reagente si divide in due o più prodotti. L'equazione generale per una reazione di decomposizione è:

## Reazioni di scambio

Le reazioni di scambio (o spostamento singolo) coinvolgono lo scambio di un atomo o un gruppo tra due composti chimici. Esistono diverse varianti di reazioni di scambio, come le reazioni di sostituzione singola e le reazioni di doppia sostituzione. Un esempio di reazione di sostituzione singola è:

## Reazioni di doppio scambio

Le reazioni di doppio scambio coinvolgono lo scambio di ioni o gruppi di ioni tra due composti chimici. L'equazione generale per una reazione di doppio scambio è:

## Gli scambi di energia

Gli scambi di energia fra i vari sistemi sono studiati dalla termodinamica, invece gli scambi di calore che avvengono durante una trasformazione chimica sono studiati dalla termochimica che è una branca della termodinamica.

I sistemi che scambiano energia possono essere:

* aperti, sono quei sistemi che scambiano con l’ambiente sia materia che energia. Un esempio è il nostro organismo;
* chiusi, sono quelli che scambiano con l’ambiente solo energia. Un esempio è l’acqua minerale chiusa in una bottiglia, essa può cedere o assorbire energia termica dall’ ambiente, così si raffredda o si riscalda;
* sistemi isolati, sono quelli in cui con l’ambiente non si scambia né materia né energia. Un esempio è il liquido contenuto in un thermos chiuso, la cui temperatura resta costante.

Parliamo di scambio di energia ma essa nel sistema internazionale ha come unità di misura il Joule come anche il lavoro. Questo perchè possiamo dire che l’energia è la capacità di un corpo di trasferire calore, ma anche la capacità di un corpo a compiere un lavoro.

Nelle varie trasformazioni fisiche e chimiche vi è la produzione o l’assorbimento di calore. Le reazioni che avvengono con produzione di calore, quindi vi è trasferimento di calore dal sistema all’ambiente si dicono esotermiche, invece, si chiamano endotermiche quelle reazioni che per avvenire hanno bisogno di assorbire calore dall’ambiente.

## Variazione di energia

Ovviamente in una reazione chimica si modifica la posizione delle particelle , quindi varia l’energia potenziale. Possiamo quindi dire che l’energia chimica di una sostanza dipende dalla sua composizione, cioè dal tipo di particelle di cui è formata e dalle interazioni esistenti tra esse. Quando avviene una reazione chimica, si formano nuove sostanze, quindi cambia la posizione reciproca degli atomi e delle molecole che prima costituivano i reagenti.

Nelle reazioni chimiche abbiamo visto, quindi che vi è una variazione di energia potenziale, anche per quanto riguarda l’energia termica vi sono delle variazioni.

Nelle reazioni esotermiche, che avvengono con la produzione di calore, diminuisce l’energia chimica(potenziale) del sistema ed aumenta la sua energia termica(cinetica). In effetti è stata trasformata l’energia chimica in termica.

Nelle reazioni endotermiche, invece, aumenta l’energia chimica del sistema e diminuisce l’energia termica. Il risultato è la trasformazione di energia termica in energia chimica.

## Energia interna

L'energia interna è una grandezza termodinamica che rappresenta l'energia totale contenuta in un sistema. Essa include l'energia cinetica delle particelle che costituiscono il sistema (come molecole e atomi) e l'energia potenziale delle forze intermolecolari e intramolecolari che tengono insieme queste particelle.

L'energia interna è una quantità scalare, il che significa che non ha direzione né verso. Essa dipende dalla temperatura, dalla pressione e dalla composizione del sistema. Inoltre, l'energia interna è una funzione di stato, il che significa che la sua variazione tra due stati dipende solo dai valori iniziali e finali e non dalla traiettoria seguita.

Nelle reazioni chimiche, l'energia interna può cambiare a causa dell'assorbimento o del rilascio di calore. Se una reazione chimica assorbe calore dall'ambiente circostante, l'energia interna del sistema aumenta. Al contrario, se la reazione rilascia calore nell'ambiente, l'energia interna del sistema diminuisce. Questo è spesso associato a un cambiamento nella temperatura del sistema.

L'energia interna gioca un ruolo fondamentale nella termodinamica e nell'analisi dei processi fisici e chimici. Viene spesso rappresentata con il simbolo "U" e le sue unità di misura sono in joule (J) nel sistema internazionale.

Immagine che contiene testo, schermata, documento, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## L’entalpia

In una reazione esotermica che avvenga in un recipiente aperto, non tutta l’energia che esce dal sistema, esce sotto forma di calore, perchè una parte di questa viene utilizzata per ampliare il volume del sistema, Quindi se si misurasse il calore sviluppato durante una reazione, non corrisponde alla variazione di energia interna.

L'entalpia è una misura dell'energia totale di un sistema, inclusa l'energia interna del sistema e l'energia associata ai cambiamenti di pressione e volume. L'entalpia tiene conto del calore scambiato tra il sistema e l'ambiente durante una reazione a pressione costante.

Quindi per tener conto di questo è stata introdotta una nuova grandezza intensiva chiamata entalpia (H) che è uguale:

H = U + pV              U= energia interna       p= pressione atmosferica che è costante      V= volume

L’entalpia si misura il Joule.

La variazione di entalpia quindi corrisponde al calore scambiato tra il sistema q l’ambiente durante una reazione a pressione costante. Quindi \Delta H= Q_{{p}}.

\Delta H= –Q_{{p}} nelle reazioni esotermiche

\Delta H +Q_{{p}} nelle reazioni endotermiche

L’entalpia di reazione è una grandezza importante che viene specificata anche a fianco delle reazioni. Essa dipende sia dalla temperatura che dalla pressione. Generalmente i valori di entalpia riportati si riferiscono ad una temperatura di 25°C e la pressione di 1 atm.

Essa può assumere nomi diversi a seconda del tipo di reazione a cui si riferisce. Un’ entalpia importante è quella di formazione, essa corrisponde alla variazione di entalpia che accompagna la formazione di una mole di composto a partire dagli elementi che lo costituiscono, alle condizioni standard, cioè 25°C e 1 atm.

## L’entropia

L'entropia è una misura del disordine o della distribuzione delle energie in un sistema. Rappresenta il numero di modi microscopici in cui le particelle di un sistema possono essere disposte.

Esse sono quelle reazioni che avvengono senza interventi esterni, degli esempi sono lo scioglimento del sale nell’acqua, il congelamento dell’acqua, lo scioglimento dello zucchero nell’acqua ecc. Quello che ci dobbiamo domandare è il perchè queste reazioni quando avvengono, lo fanno solo in un verso.

Ciò avviene perchè nelle reazioni spontanee si verifica un aumento del disordine, cioè una dispersione di energia e di materia. Per esempio se sciogliamo una zolletta di zucchero nell’acqua, notiamo che l’energia contenuta nella zolletta risulterà dispersa all’interno dell’intera soluzione, quindi le molecole di zucchero sono distribuite in un volume maggiore. Quindi l’energia si conserva ma viene distribuita in modo diverso.

Questa distribuzione casuale , non ordinata delle particelle è più probabile di una distribuzione ordinata.

Il livello di disordine di un sistema è espresso per mezzo di una grandezza chiamata entropia, indicata con la lettera S, la cui unità di misura è  J\molK.

Ogni sostanza ha un proprio valore di entropia , misurato in condizioni standard e cioè 1 atm e 25°C o 298K.

La variazione di entropia si calcola come differenza tra l’entropia dei prodotti e quella dei reagenti.

In genere lo stato liquido ha maggiore entropia dello stato solido e quello gassoso ha maggiore entropia dello stato liquido.

I processi spontanei sono quelli che hanno una variazione di entropia maggiore di zero. \Delta S\gt O.

## L’energia libera

L'energia libera, nota anche come energia di Gibbs e indicata con il simbolo , è una grandezza termodinamica che combina concetti di entalpia, entropia e temperatura. Essa è particolarmente utile per prevedere la spontaneità delle reazioni chimiche e dei processi termodinamici. L'energia libera fornisce informazioni su quanto lavoro può essere ottenuto da un sistema o quanta energia deve essere fornita al sistema per far avvenire un processo.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## La velocità di reazione

L’avanzamento e quindi la velocità di ogni reazione chimica può essere misurato nel tempo, questo perchè reazioni diverse hanno durata differente. Infatti la reazione prodotta da un esplosivo è istantanea, invece il cambiamento del colore delle foglie in autunno avviene lentamente.

Quindi per ogni reazione si può esprimere la rapidità con cui avviene che è detta velocità di reazione. Essa esprime la velocità in cui i reagenti si trasformano in prodotti nel tempo.

Essa si può calcolare considerando la quantità di reagente che si consuma e di prodotto che si forma nell’unità di tempo. Quindi la velocità di reazione è uguale alla quantità di reagente trasformato fratto il tempo impiegato per la trasformazione.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

La velocità di reazione può essere influenzata da diversi fattori:

1. Concentrazione dei reagenti: In generale, un aumento della concentrazione dei reagenti aumenta la probabilità di collisioni efficaci tra le particelle reagenti, aumentando quindi la velocità di reazione.
2. Temperatura: Un aumento della temperatura aumenta l'energia cinetica delle particelle, favorendo collisioni più energetiche e aumentando la velocità di reazione.
3. Superficie di contatto: In reazioni tra fasi diverse (come solido-liquido o solido-gas), una maggiore superficie di contatto tra le fasi aumenta la velocità di reazione.
4. Presenza di catalizzatori: I catalizzatori sono sostanze che accelerano le reazioni chimiche senza essere consumate. Essi abbassano l'energia di attivazione necessaria per la reazione, aumentando così la velocità di reazione.
5. Ordine della reazione: L'ordine di una reazione rispetto ai reagenti influisce sulla dipendenza della velocità di reazione dalla loro concentrazione. Le reazioni possono essere di ordine zero, primo, secondo o superiore.

## L’equazione cinetica

L'equazione cinetica di una reazione chimica esprime la relazione quantitativa tra la velocità di reazione e le concentrazioni dei reagenti. Questa equazione consente di descrivere in modo più dettagliato come varia la velocità di reazione al variare delle concentrazioni dei reagenti. L'equazione cinetica è particolarmente utile per determinare l'ordine di reazione rispetto ai reagenti e le costanti di velocità.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## Fattori che influiscono sulla velocità di reazione

La velocità di reazione di una reazione chimica può essere influenzata da diversi fattori che agisce sulla frequenza e sull'efficacia delle collisioni tra le particelle reagenti. Ecco alcuni dei principali fattori che influiscono sulla velocità di reazione:

1. Concentrazione dei reagenti: Un aumento della concentrazione dei reagenti porta a una maggiore probabilità di collisioni tra le particelle reagenti. Maggiore è la concentrazione, maggiore è la frequenza delle collisioni efficaci, aumentando quindi la velocità di reazione.

2. Temperatura: Un aumento della temperatura aumenta l'energia cinetica delle particelle reagenti, favorendo collisioni più energetiche e aumentando la velocità di reazione. La relazione tra temperatura e velocità di reazione è spesso descritta dalla regola di Arrhenius.

3. Superficie di contatto: In reazioni che coinvolgono solidi, una maggiore superficie di contatto tra i reagenti aumenta la frequenza delle collisioni e, quindi, la velocità di reazione. La suddivisione in piccole particelle può aumentare la superficie di contatto.

4. Presenza di catalizzatori: I catalizzatori sono sostanze che accelerano le reazioni chimiche senza essere consumate. Essi abbassano l'energia di attivazione richiesta per la reazione, aumentando così la probabilità di collisioni efficaci e la velocità di reazione.

5. Ordine di reazione: L'ordine di reazione rispetto ai reagenti influisce sulla dipendenza della velocità di reazione dalle loro concentrazioni. Le reazioni possono essere di ordine zero, primo, secondo o superiore.

6. Effetto ionico comune: In reazioni in soluzione, l'aggiunta di uno ione comune (presente sia nei reagenti che nei prodotti) può influenzare la velocità di reazione riducendo la concentrazione effettiva di uno dei reagenti.

7. Effetto diluizione: La diluizione dei reagenti può diminuire la frequenza delle collisioni efficaci e ridurre la velocità di reazione.

8. Meccanismo reattivo: Il modo in cui avviene la reazione, ovvero il meccanismo reattivo, può influenzare la velocità di reazione. Alcuni meccanismi possono coinvolgere passaggi più lenti o intermedie che rallentano la reazione complessiva.

9. Pressione (per gas): In reazioni gassose, un aumento della pressione può aumentare la frequenza delle collisioni e quindi la velocità di reazione.

10. Presenza di inibitori: Gli inibitori sono sostanze che riducono la velocità di reazione rallentando o bloccando la reazione. Possono legarsi ai reagenti o ai siti attivi delle molecole reagenti.

Tutti questi fattori possono agire in combinazione per determinare la velocità di reazione complessiva di una reazione chimica. Spesso, una reazione chimica è influenzata da più di uno di questi fattori contemporaneamente.

## Energia di attivazione

L’energia di attivazione è l’energia minima richiesta per innescare la reazione, quindi è la quantità di energia potenziale in eccesso che occorre ai reagenti per rompere alcuni dei loro legami ed iniziare una reazione.

Nel corso di una reazione chimica, le particelle reagenti devono collidere tra loro con una certa energia minima per superare questa barriera energetica. Questa energia è necessaria per rompere legami chimici nei reagenti e per formare nuovi legami nei prodotti. Una volta superata l'energia di attivazione, la reazione procede più facilmente e può procedere verso la formazione dei prodotti.

L'energia di attivazione è rappresentata nel grafico di energia potenziale rispetto alla coordinata di reazione. Questo grafico è noto come diagramma di energia di reazione. L'energia di attivazione è la differenza tra l'energia dei reagenti e l'energia dello stato di transizione più alto nel corso della reazione.

Un catalizzatore è in grado di influenzare l'energia di attivazione riducendola. Un catalizzatore fornisce un percorso alternativo per la reazione con una minore energia di attivazione, consentendo così alle particelle reagenti di superare più facilmente la barriera energetica e accelerare la reazione.

L'energia di attivazione è influenzata da vari fattori, tra cui la temperatura e la presenza di catalizzatori. Aumentando la temperatura, le particelle reagenti acquisiscono più energia cinetica, aumentando quindi la probabilità di superare l'energia di attivazione e accelerando la reazione.

Quando due molecole di NO_{{2}} si urtano, i loro atomi si avvicinano, oltre alla distanza di equilibrio. La sua energia potenziale aumenta a causa dell’eccessiva vicinanza di cariche dello stesso segno.

Le forze repulsive possono essere così intense da consentire a uno dei due atomi di ossigeno di staccarsi dall’atomo di azoto. Affinché avvenga ciò deve essere trasferito a NO_{{2}} , durante l’urto, una quantità di energia tale da rompere i legami. Tale energia è chiamata energia di attivazione. Quindi è una barriera da superare.

Lo stato energetico che viene raggiunto dai reagenti a seguito di un urto efficace è detto stato di transizione. Quindi l’energia di attivazione è la differenza di energia tra il livello dei reagenti e lo stato di transizione.

Una volta superato lo stato di transizione, l’energia scende nuovamente a livello dei prodotti.

Quando le molecole dei reagenti si avvicinano e collidono, la loro energia cinetica si trasforma in potenziale, quindi se l’urto è efficace si raggiunge l’energia dello stato di transizione. La reazione a questo punto procede, si formano i legami nuovi e l’energia potenziale diminuisce fino a raggiungere il livello dei prodotti.

La maggior parte delle trasformazione avviene attraverso una successione di stadi che vengono chiamati meccanismo di reazione.

Per passare dai reagenti ai prodotti in una reazione a più stadi, si devono superare più barriere energetiche. Lo stadio con la più alta energia di attivazione è il più lento e viene detto stadio limitante, perchè limita la velocità con cui avviene la reazione.

Quando sono reazioni con più stadi l’equazione cinetica corrisponde a quella dello stadio più lento.

Quindi per aumentare la velocità di reazione dobbiamo aumentare la velocità dello stadio limitante. Uno dei metodi è l’uso dei catalizzatori che appunto abbassano l’energia di attivazione.

## Equilibrio chimico e la costante di equilibrio

L'equilibrio chimico è uno stato in cui la velocità delle reazioni dirette e inverse in una reazione chimica sono uguali e non vi è alcun cambiamento netto nelle concentrazioni dei reagenti e dei prodotti nel corso del tempo. In altre parole, nell'equilibrio chimico, le reazioni si verificano sia in avanti che all'indietro con la stessa velocità, e le concentrazioni delle specie chimiche rimangono costanti nel tempo.

Un sistema raggiunge l'equilibrio chimico quando le quantità di reagenti e prodotti non cambiano più, ma ciò non significa che la reazione si fermi completamente. Le molecole stanno ancora interagendo e reagendo, ma lo fanno in una misura tale da mantenere costanti le concentrazioni delle diverse specie chimiche.

L'equilibrio chimico è descritto dalla legge dell'azione delle masse, che afferma che, per una reazione chimica in equilibrio, il rapporto tra il prodotto delle concentrazioni dei prodotti elevato ai rispettivi coefficienti stechiometrici e il prodotto delle concentrazioni dei reagenti elevato ai rispettivi coefficienti stechiometrici è costante, a una data temperatura e pressione.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## Il principio di Le Chatelier

Il principio di Le Chatelier è un concetto fondamentale nella chimica che descrive come un sistema in equilibrio reagisce ai cambiamenti esterni alle sue condizioni. Formulato da Henri Louis Le Chatelier nel 1884, il principio afferma che, se si applica una perturbazione a un sistema in equilibrio, il sistema reagirà in modo da attenuare l'effetto della perturbazione e cercare di ripristinare le condizioni di equilibrio.

In altre parole, quando si alterano le condizioni (come temperatura, pressione o concentrazione delle specie chimiche), il sistema in equilibrio si "adatta" in modo da ridurre l'effetto di quel cambiamento, cercando di mantenere l'equilibrio.

Ecco alcuni esempi di come il principio di Le Chatelier può essere applicato:

* Cambiamento nella concentrazione: Se si aggiungono reagenti o prodotti a un sistema in equilibrio, il sistema reagirà spostandosi nella direzione che riduce l'effetto del cambiamento. Ad esempio, se si aumenta la concentrazione di reagenti, la reazione tenderà a formare più prodotti per ripristinare l'equilibrio.
* Cambiamento nella pressione: Se si applica una pressione maggiore a un sistema in equilibrio che coinvolge gas, il sistema si sposterà verso la direzione con un minor numero di moli di gas per ridurre la pressione.
* Cambiamento nella temperatura: Il principio di Le Chatelier prevede che un aumento di temperatura favorisca le reazioni endotermiche (che assorbono calore) e ostacoli le reazioni esotermiche (che rilasciano calore), e viceversa.

Il principio di Le Chatelier è un concetto intuitivo e può essere utilizzato per prevedere come le reazioni si comporteranno in risposta a cambiamenti delle condizioni. È importante sottolineare che il sistema in equilibrio non cambia la sua costante di equilibrio (​), ma reagisce per compensare gli effetti dei cambiamenti esterni.

Tale principio è chiamato anche principio dell’equilibrio mobile: un sistema all’equilibrio, perturbato da un’azione esterna, reagisce in modo da ridurne o annullarne l’effetto, ristabilendo l’equilibrio.

Consideriamo le varie situazioni che si possono venire a creare:

* se si modifica la concentrazione di una delle specie presenti nella reazione, si modifica l’equilibrio, per ripristinarlo, il sistema comincia a consumare la specie che è stata aggiunta o riforma parte della specie che è stata sottratta. Tutto ciò per permettere di raggiungere nuovamente l’equilibrio. Quindi aggiungendo o sottraendo dei reagenti, il loro rapporto rimane invariato, purché la temperatura resti costante;
* se si aumenta la pressione in reazioni che riguardano gas, all’equilibrio, con variazione del numero di moli gassose, l’equilibrio si sposta nella direzione in cui è presente il minor numero di moli. Se si diminuisce la pressione, l’equilibrio si oppone favorendo la reazione che porta all’aumento del numero di moli gassose, poichè fa seguito un aumento di pressione;
* se si fornisce calore ad un sistema all’equilibrio, l’effetto verrà ridotto, portando all’assorbimento di esso e creando una reazione endotermica; se si sottrae calore, invece, ha luogo la reazione esotermica, che libera calore. Tutto ciò per mantenere l’equilibrio.

## Equilibrio di solubilità

L'equilibrio di solubilità si riferisce a una situazione in cui un solido ionico si dissolve in una soluzione e allo stesso tempo le sue specie ioniche si combinano per formare nuovamente il solido. In altre parole, l'equilibrio di solubilità si verifica quando la velocità di dissoluzione del solido è uguale alla velocità di precipitazione delle sue specie ioniche.

Consideriamo un esempio specifico per comprendere meglio l'equilibrio di solubilità:

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

Possiamo dire che il prodotto di solubilità k_{{ps}} di una sostanza corrisponde al prodotto delle concentrazioni molari degli ioni presenti nella sua soluzione satura, ciascuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico.

Il valore di tale costante è tanto più piccolo quanto meno solubile è la sostanza.

In una soluzione si ha la formazione di precipitato quando il prodotto delle concentrazioni ioniche , elevate al loro coefficiente stechiometrico, è maggiore del k_{{ps}}.

# Acidi e basi

## La teoria di Arrhenius

La teoria di Arrhenius, sviluppata dal chimico svedese Svante Arrhenius alla fine del XIX secolo, è una teoria che fornisce una spiegazione sulla natura delle sostanze ioniche in soluzione acquosa e sulla conduttività elettrolitica. Questa teoria è stata uno dei primi tentativi di spiegare il comportamento delle soluzioni elettrolitiche.

La teoria di Arrhenius si concentra sul concetto di ioni nelle soluzioni elettrolitiche e comprende i seguenti principi chiave:

* Elettroliti e non elettroliti: Arrhenius definisce una sostanza elettrolitica come quella che si dissocia in ioni quando è disciolta in acqua. Gli ioni carichi risultanti sono responsabili della conduttività elettrolitica delle soluzioni. Al contrario, una sostanza non elettrolitica non si dissocia in ioni quando è disciolta in acqua.
* Dissociazione ionica: Secondo la teoria di Arrhenius, quando un composto ionico (come un sale) viene sciolto in acqua, si dissocia in ioni positivi (cationi) e ioni negativi (anioni). Ad esempio, il cloruro di sodio () si dissocia in ioni sodio () e ioni cloruro ().
* Conduzione elettrolitica: Gli ioni prodotti dalla dissociazione ionica in una soluzione elettrolitica consentono il passaggio di corrente elettrica attraverso la soluzione. Quindi, le soluzioni elettrolitiche conducono l'elettricità, mentre le soluzioni non elettrolitiche non lo fanno.
* Elettrolita forte e debole: Arrhenius distingue tra elettroliti forti e deboli. Gli elettroliti forti si dissociano completamente in ioni quando sono disciolti in acqua, mentre gli elettroliti deboli si dissociano solo parzialmente. Ad esempio, gli acidi forti come l'acido cloridrico () sono considerati elettroliti forti, mentre gli acidi deboli come l'acido acetico () sono elettroliti deboli.

 Secondo Arrhenius gli acidi sono quelle sostanze che in acqua liberano ioni  H^{+}; le basi invece liberano ioni  OH^{-}.

Possiamo fare l’esempio dell’acido cloridrico che in acqua libera ioni  H^{+}, quindi è un acido.

HCl_{{(g)}} → {H_{(aq)}}^{+} + {Cl_{(aq)}}^{-}

Però tale formula sarebbe più corretta se fosse scritta nella seguente maniera:

HCl_{{(g)}} + H_{{2}}O_{{(l)}}  → H_{{3}}O ^{+}+ {Cl_{(aq)}}^{-}

Lo ione  H^{+}è molto più piccolo rispetto a tutti gli altri atomi, ha quindi una carica così concentrata che può combinarsi istantaneamente con una molecola di acqua e formare lo ione idronio H_{{3}}O ^{+}. Anche se usare lo ione idronio è più corretto, spessissimo nelle varie reazioni si troverà lo ione  H^{+}.

Secondo la teoria di Arrhenius le basi più comuni sono formate da un metallo e dal gruppo idrossido OH ^{-}.

Per esempio :

NaOH_{{(s)}}→ Na ^{+} + OH^{-}

Esistono anche basi formate da molecole covalenti e senza gruppi OH. Tali basi sciolte in acqua, però, formano ugualmente una certa concentrazione di ioni OH ^{-}. Per esempio l’ammoniaca, in acqua si dissocia in uno ione ammonio e in uno ione idrossido:

NH_{{3}}_{{(aq)}}+ H_{{2}}O_{{(l)}} → NH_{{4}}_{{(aq)}} ^{+} + OH_{{(aq)}} ^{-}

## La teoria di Bronsted e Lowry

La teoria di Brønsted-Lowry, proposta in parallelo dai chimici danese Johannes Brønsted e britannico Thomas Lowry all'inizio del XX secolo, rappresenta un'importante evoluzione nel concetto di acidi e basi rispetto alla teoria di Arrhenius. La teoria di Brønsted-Lowry si basa sulla donazione e accettazione di protoni (ioni ) e fornisce una definizione più ampia e generale degli acidi e delle basi rispetto a quella di Arrhenius.

Secondo la teoria di Brønsted-Lowry:

1. Acido: Un acido è una sostanza in grado di donare un protone () a un'altra sostanza. In altre parole, un acido è una specie chimica che perde un protone durante una reazione chimica. Ad esempio, l'acido cloridrico () dona un protone per formare l'ione cloruro ()

2. Base: Una base è una sostanza in grado di accettare un protone () da un'altra sostanza. In altre parole, una base è una specie chimica che guadagna un protone durante una reazione chimica. Ad esempio, l'idrossido di sodio (\(NaOH\)) accetta un protone per formare l'ione idrossido ().

Un'importante caratteristica della teoria di Brønsted-Lowry è che non richiede necessariamente l'uso dell'acqua come solvente. Gli acidi e le basi secondo questa teoria possono reagire in qualsiasi solvente che possa facilitare la donazione o l'accettazione di protoni.

Inoltre, la teoria di Brønsted-Lowry offre una spiegazione più ampia del comportamento delle soluzioni elettrolitiche rispetto alla teoria di Arrhenius, poiché non si limita solo alle soluzioni acquose. La teoria di Brønsted-Lowry è stata in grado di spiegare fenomeni come la reazione di acidi e basi in solventi non acquosi, oltre a introdurre il concetto di coppie acido-base coniugate, in cui un acido e una sua base condividono un protone.

## La teoria di Lewis

La teoria di Lewis permette un ampliamento delle classi degli acidi e delle basi. Tali teoria afferma che gli acidi sono le specie che possono accettare una coppia di elettroni; si dicono basi le specie che possono mettere a disposizione una coppia di elettroni libera da legami.

Secondo la teoria di Lewis:

* Acido di Lewis: Un acido di Lewis è una specie chimica in grado di accettare una coppia di elettroni da un'altra specie chimica. In altre parole, un acido di Lewis è una sostanza che forma un legame covalente attraverso la condivisione di una coppia di elettroni. Un esempio di acido di Lewis è il catione alluminio (), che può accettare una coppia di elettroni da un donatore di elettroni.
* Base di Lewis: Una base di Lewis è una specie chimica in grado di donare una coppia di elettroni a un'altra specie chimica. In altre parole, una base di Lewis è una sostanza che forma un legame covalente attraverso la condivisione di una coppia di elettroni. Un esempio di base di Lewis è l'ammoniaca (), che può donare una coppia di elettroni a un accettore di elettroni.

Le specie acide e basiche possono essere sia molecole neutre sia ioni. Lo ione H ^{+}, per esempio è un acido secondo Lewis perchè può accettare un doppietto elettronico da un donatore, come l’acqua o l’ammoniaca: nel primo caso si forma lo ione idronio, mentre nel secondo lo ione ammonio.

Un esempio è il seguente:

[Immagine che contiene diagramma, Carattere, linea, design

Descrizione generata automaticamente](https://www.impariamoinsieme.com/wp-content/uploads/2019/09/acidi.png)

## La ionizzazione dell’acqua

L'ionizzazione dell'acqua è un processo chimico fondamentale che coinvolge la formazione di ioni idrossido (OH−) e ioni idrogeno (H+) dall'acqua pura. Questo processo è alla base della reattività chimica dell'acqua e gioca un ruolo cruciale in numerosi contesti chimici e biologici.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere

Descrizione generata automaticamente

## Il pH

Il pH è una scala di misura che indica il grado di acidità o basicità di una soluzione acquosa. È un parametro fondamentale in chimica e biologia perché influisce sulle reazioni chimiche, sulle proprietà fisiche delle sostanze e sulle interazioni tra molecole. La sigla "pH" deriva dalle parole "potenziale di idrogeno", poiché il pH è una misura della concentrazione degli ioni idrogeno (H+) presenti in una soluzione.

La scala del pH varia da 0 a 14, dove:

* Valori inferiori a 7 indicano una soluzione acida, con un'alta concentrazione di ioni idrogeno (H+).
* Il valore 7 indica una soluzione neutra, che corrisponde alla concentrazione equimolare di ioni idrogeno e ioni idrossido (OH−).
* Valori superiori a 7 indicano una soluzione basica (o alcalina), con una bassa concentrazione di ioni idrogeno e un'elevata concentrazione di ioni idrossido.

La relazione tra il pH e la concentrazione degli ioni idrogeno è data dalla seguente equazione:

con rappresenta la concentrazione degli ioni idrogeno in moli per litro.

È importante notare che l'escursione di una singola unità di pH rappresenta un aumento o una diminuzione di 10 volte nella concentrazione degli ioni idrogeno. Ad esempio, una soluzione con pH 3 è 10 volte più acida di una soluzione con pH 4 e 100 volte più acida di una soluzione con pH 5.

Il pH è utilizzato in numerosi contesti, tra cui:

* Chimica analitica: Per determinare l'acidità o la basicità di una soluzione sconosciuta utilizzando indicatori colorati o strumenti come il pHmetro.
* Biologia e medicina: Il pH è cruciale per il funzionamento delle biomolecole e delle reazioni biologiche. Ad esempio, il pH del sangue umano deve rimanere strettamente regolato per il corretto funzionamento del corpo.
* Industria e ambiente: Il pH influisce sulla chimica dell'acqua e del suolo, che a sua volta ha un impatto su processi industriali e ambientali.
* Chimica industriale: Il pH è spesso regolato nei processi chimici industriali per ottimizzare le reazioni e prevenire danni agli apparecchi.

## Acidi e basi deboli e forti

Gli acidi e le basi possono essere classificati come deboli o forti in base alla loro capacità di ionizzarsi o dissolversi in soluzione. Questa classificazione è legata alla quantità di ioni idrogeno (H+) o idrossido (OH−) che si formano quando un acido o una base viene disciolto in acqua.

* Acidi forti: Gli acidi forti sono sostanze che si dissociano completamente in ioni idrogeno (�+H+) e anioni quando sono disciolti in acqua. Ciò significa che praticamente tutti gli acidi forti in soluzione si dissociano in modo completo. Esempi di acidi forti includono l'acido cloridrico (HCl), l'acido solforico (H2SO4) e l'acido nitrico (HNO3).
* Acidi deboli: Gli acidi deboli sono sostanze che si dissociano solo parzialmente in ioni idrogeno (H+) e anioni quando sono disciolti in acqua. Ciò significa che solo una frazione degli acidi deboli in soluzione si dissocia. Esempi di acidi deboli includono l'acido acetico (CH3COOH) e l'acido carbonico (3H2CO3).
* Basi forti: Le basi forti sono sostanze che si dissociano completamente in ioni idrossido (OH−) e cationi quando sono disciolte in acqua. Similmente agli acidi forti, praticamente tutte le basi forti in soluzione si dissociano completamente. Esempi di basi forti includono l'idrossido di sodio (NaOH) e l'idrossido di potassio (KOH).
* Basi deboli: Le basi deboli sono sostanze che si dissociano solo parzialmente in ioni idrossido (OH−) e cationi quando sono disciolte in acqua. Ciò significa che solo una frazione delle basi deboli in soluzione si dissocia. Esempi di basi deboli includono l'ammoniaca (NH3) e gli idrossidi di alcuni metalli di transizione.

La forza di un acido o di una base è strettamente correlata alla loro capacità di donare o accettare ioni idrogeno. Gli acidi e le basi forti sono più reattivi e hanno una maggiore capacità di influenzare il pH di una soluzione, mentre gli acidi e le basi deboli hanno un'attività reattiva più limitata.

## La neutralizzazione

La neutralizzazione è una reazione chimica tra un acido e una base che porta alla formazione di sale e acqua. Questa reazione è un esempio importante di reazione acido-base ed è caratterizzata dalla diminuzione dell'acidità di una soluzione acida e dalla diminuzione della basicità di una soluzione basica, portando alla formazione di una soluzione neutra o meno acida/meno basica.

L'equazione generale per la neutralizzazione tra un acido (HA) e una base (BOH) è:

Dove BA rappresenta il sale formato dalla combinazione dell'ione positivo dell'acido (A+) e l'ione negativo della base (B−), e H2​O rappresenta l'acqua.

Ad esempio, considera la reazione tra l'acido cloridrico (HCl) e l'idrossido di sodio (NaOH):

In questa reazione, l'acido cloridrico dona un protone (H+) all'idrossido di sodio, che accetta il protone per formare acqua (H2​O). Contemporaneamente, si forma il sale cloruro di sodio (NaCl).

La neutralizzazione è una reazione esotermica, il che significa che rilascia energia sotto forma di calore. Questo può essere evidenziato dalla sensazione di calore che spesso si avverte quando si mescolano acidi e basi forti.

La quantità di acido e base necessaria per raggiungere la neutralizzazione dipende dai loro rapporti molari, che possono essere determinati utilizzando la stechiometria delle reazioni chimiche. La reazione di neutralizzazione è spesso utilizzata per regolare il pH di soluzioni e per la produzione di sali specifici. Inoltre, la neutralizzazione è alla base dei processi di titolazione, utilizzati in analisi chimiche per determinare la concentrazione di acidi o basi in una soluzione.

## La normalità o concentrazione normale

La normalità (N) è una misura di concentrazione chimica utilizzata principalmente in chimica analitica e nelle reazioni di titolazione. Si basa sulla quantità equivalente di sostanza chimica reagente, che è il numero di molecole di ioni idrogeno (H+) o ioni idrossido (OH−) che possono essere fornite o accettate da una sostanza chimica durante una reazione acido-base.

La normalità è espressa come numero di equivalenti di sostanza chimica per litro di soluzione. Poiché un equivalente di una sostanza corrisponde a un mole di ioni idrogeno (H+) o idrossido (OH−), la normalità può essere calcolata utilizzando la seguente formula:

Dove:

* è la normalità della soluzione in equivalenti per litro.
* è la quantità di sostanza chimica reagente in equivalenti.
* è il volume della soluzione in litri.

In altre parole, la normalità indica quanti equivalenti di una sostanza chimica reagente sono presenti in un litro di soluzione. Questo è particolarmente utile in reazioni che coinvolgono acidi o basi poliprotici, cioè acidi o basi che possono donare o accettare più di un protone durante una reazione.

È importante notare che la normalità è diversa dalla concentrazione molare (molarità) in quanto tiene conto del numero di equivalenti reattivi, mentre la molarità si basa sul numero di moli di sostanza chimica. In soluzioni che contengono acidi o basi monoprotici (che donano o accettano un solo protone), la normalità è uguale alla molarità. Tuttavia, in soluzioni che contengono acidi o basi poliprotici, la normalità può essere diversa dalla molarità.

La normalità è spesso utilizzata nei calcoli delle reazioni di titolazione, dove si determina la quantità di una sostanza chimica sconosciuta utilizzando una soluzione di concentrazione nota.

## La titolazione acido-base

A volte, in laboratorio può capitare di dover determinare la concentrazione , chiamata anche titolo, di una soluzione. Questa operazione si chiama titolazione.

Effettuare una titolazione significa fare una reazione di neutralizzazione tra una soluzione di cui non si conosce la concentrazione e una soluzione a concentrazione nota.

La titolazione acido-base è un metodo analitico utilizzato per determinare la concentrazione di un acido o una base sconosciuti attraverso una reazione di neutralizzazione con una soluzione standardizzata di acido o base di concentrazione nota. Questo processo coinvolge la misurazione accurata del volume della soluzione standard (titolante) necessario per reagire completamente con la soluzione sconosciuta (analito) e raggiungere il punto di equivalenza della reazione.

La titolazione acido-base è basata sul principio della neutralizzazione, in cui gli ioni idrogeno () di un acido reagiscono con gli ioni idrossido () di una base per formare acqua () e un sale. L'equazione generale per la reazione di titolazione acido-base è:

Durante la titolazione, il titolante (soluzione standard di acido o base) viene aggiunto goccia a goccia alla soluzione sconosciuta. Inizialmente, la soluzione sconosciuta può essere acida o basica. Man mano che il titolante viene aggiunto, la reazione di neutralizzazione avviene gradualmente e il pH della soluzione sconosciuta cambia. Quando si raggiunge il punto di equivalenza, la quantità di acido e base è reagita in rapporto stechiometrico, e la soluzione diventa neutra o vicino alla neutralità.

Il punto di equivalenza è indicato da un cambiamento repentino nel pH della soluzione, che può essere rilevato utilizzando un indicatore colorato o uno strumento di misurazione del pH chiamato pHmetro. L'indicatore colorato cambia colore quando la soluzione passa da acida a basica (o viceversa) intorno al punto di equivalenza.

Dopo aver raggiunto il punto di equivalenza, è possibile calcolare la concentrazione dell'acido o della base sconosciuti utilizzando la seguente relazione:

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, algebra

Descrizione generata automaticamente

## Le soluzioni tampone

Una soluzione tampone è una soluzione che resiste ai forti cambiamenti di pH e può essere preparata miscelando un acido debole con un sale, o una base debole con un sale.

Poichè in una soluzione tampone sono presenti sia un acido che una base che possono neutralizzare aggiunte di acidi o basi forti, il valore del pH è mantenuto costante.

Le soluzioni tampone sono molto importanti perchè l’acqua anche per piccole aggiunte di un acido o una base, fanno variare bruscamente il pH, quindi queste soluzioni tampone evitano tali cambiamenti.

Le soluzioni tampone contengono una acido e la sua base coniugata, in concentrazioni uguali. Tale soluzione si prepara miscelando un acido debole e un suo sale solubile, oppure una base debole e un suo sale.

Un esempio è la coppia acido acetico\acetato di sodio CH_{{3}}COOH/CH_{{3}}COONa, dove l’acido acetico è l’acido debole e l’acetato di sodio è il sale che in soluzione libera lo ione CH_{{3}}COO ^{-}che è la base coniugata forte.

Quindi avremo la seguente reazione:

CH_{{3}}COOH\rightleftharpoons CH_{{3}}COO ^{-} +  H^{+}

L’equilibrio può essere spostato sia a destra che a sinistra a seconda di ciò che introduciamo. Per esempio aggiungendo un altro acido, cioè ioni  H^{+}, l’equilibrio si sposta a sinistra, aggiungendo una base, quindi ioni OH^{-}, la reazione si sbilancia verso destra, perchè essi reagiscono con gli ioni  H^{+} liberi .

Ogni soluzione tampone avrà un certo valore di pH. Supponiamo che essa sia costituita da un acido debole HA e dal suo anione A^{-}. La costante di equilibrio acida sarà:

K_{{a}}= \frac{\left [  H^{+} \right ] \cdot \left [  A^{-} \right ]}{\left [  HA ]} se esplicitiamo la concentrazione degli ioni  H^{+} per conoscere il pH avremo:

\left [  H^{+} \right ] = K_{{a}}\frac{\left [  HA ]}{[ A^{-}]} 

sappiamo che il pH è:

quindi pH= pK_{{a}} + log \frac{\left[ A^{-}]}{[ HA]} 

Poichè l’acido è debole all’equilibrio la concentrazione dell’acido è uguale alla sua concentrazione iniziale; la concentrazione della base coniugata A^{-} è circa la concentrazione del sale disciolto, perchè il restante A^{-} che proviene dall’acido debole è trascurabile.

## L’idrolisi

L'idrolisi è una reazione chimica che coinvolge lo spezzamento di un legame chimico in una molecola attraverso l'aggiunta di una molecola d'acqua (H2O). Questa reazione può verificarsi in vari contesti, ma è particolarmente importante quando si tratta di sali, acidi o basi che interagiscono con l'acqua per produrre ioni idrogeno (H+) e ioni idrossido (OH−).

Ci sono due tipi principali di idrolisi: idrolisi salina e idrolisi acida o basica.

* Idrolisi salina:

Si verifica quando un sale si dissolve in acqua e interagisce con l'acqua per formare ioni idrogeno (H+) o ioni idrossido (OH−), influenzando il pH della soluzione. Questo tipo di idrolisi può essere suddiviso in due categorie: idrolisi acida e idrolisi basica.

* Idrolisi acida: Si verifica quando il catione di un sale reagisce con l'acqua per formare ioni idrogeno (H+), aumentando così la concentrazione di ioni idrogeno e rendendo la soluzione acida.
* Idrolisi basica: Si verifica quando l'anione di un sale reagisce con l'acqua per formare ioni idrossido (OH−), aumentando così la concentrazione di ioni idrossido e rendendo la soluzione basica.

Ad esempio, considera il sale cloruro di ammonio (NH4Cl). In soluzione acquosa, avviene un' idrolisi acida:

L'acqua reagisce con l'ione ammonio (NH4+) per formare ione idrossido (OH−) e acido cloridrico (HCl).

* Idrolisi acida o basica:

Si verifica quando un acido o una base reagisce con l'acqua per formare ioni idrogeno (H+) o ioni idrossido (OH−), influenzando il pH della soluzione.

* Idrolisi acida: Si verifica quando un acido dona ioni idrogeno (H+) all'acqua, aumentando la concentrazione di ioni idrogeno e rendendo la soluzione acida.
* Idrolisi basica: Si verifica quando una base dona ioni idrossido (OH−) all'acqua, aumentando la concentrazione di ioni idrossido e rendendo la soluzione basica.

In sintesi, l'idrolisi è un processo importante che ha un impatto significativo sul pH delle soluzioni e può influenzare il comportamento chimico e fisico delle sostanze coinvolte.

## Il numero di ossidazione

I chimici, per stabilire in una reazione redox qual è la specie che si ossida e quale quella che si riduce hanno deciso di assegnare a ogni atomo presente in qualsiasi specie chimica un numero convenzionale chiamato numero di ossidazione (N.O.) che è legato al modo in cui l’atomo utilizza i suoi elettroni di valenza nella formazione dei legami.

La definizione del numero di ossidazione quindi è la seguente: esso rappresenta la carica che ogni atomo assumerebbe se gli elettroni di legame fossero assegnati all’atomo più elettronegativo.

Con degli esempi cerchiamo di capire come viene assegnato il numero di ossidazione. Per capire consideriamo due composti in cui sia presente il cloro come  HCl e Cl_{{2}}O.

Nell’HCl i due atomi sono uniti da un legame covalente e l’atomo di cloro è più elettronegativo dell’atomo di idrogeno, quindi convenzionalmente sono stati attribuiti ad esso entrambi gli elettroni di legame, come se l’atomo di cloro avesse un elettrone in più e quindi nel HCl il cloro  avrà N.O. = -1 .

In Cl_{{2}}O ogni atomo di cloro è legato covalentemente con l’atomo di ossigeno, che è più elettronegativo. Per questo si attribuiscono all’ossigeno gli elettroni di legame e quindi è come se esso avesse due elettroni in più e quindi ogni atomo di cloro ha perso convenzionalmente un elettrone assumendo un N.O.= +1

Può capitare quindi che uno steso elemento abbia più numeri di ossidazione a seconda della specie chimica in cui si trova. Possiamo considerare delle regole generali per assegnare il N.O. giusto.

Gli atomi di tutte le sostanze elementari hanno sempre N.O. 0.

* negli ioni monoatomici il numero di ossidazione dell’elemento è uguale alla carica dello ione;
* la somma algebrica del numero di ossidazione di tutti gli atomi presenti nella formula di una sostanza deve essere zero;
* la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi presenti in uno ione poliatomico coincide con la carica dello ione;
* l’atomo di ossigeno nei composti ha sempre N.O.= -2; l’unica eccezione riguarda i composti in cui è presente il legame O-O, cioè i perossidi, in questo caso l’ossigeno ha N.O.= -1;
* l’atomo di idrogeno nei composti ha sempre N.O. =+1 , fanno eccezione gli idruri dei metalli alcalini e alcalino-terrosi, in cui l’idrogeno ha N.O.=-1.

Nelle situazioni in cui non è possibile seguire le regole di sopra, per ricavare il numero di ossidazione si ricorre alla formula di struttura della specie chimica per considerare i singoli legami covalenti alla luce della differente elettronegatività.

## Reazioni redox

Le reazioni redox, o reazioni di ossidoriduzione, sono un tipo di reazioni chimiche in cui avviene il trasferimento di elettroni da una specie chimica all'altra. Queste reazioni coinvolgono cambiamenti nell'ossidazione e nella riduzione dei reagenti, da cui il termine "redox" (riduzione-ossidazione). Le reazioni redox sono ubiquitarie nella chimica e nella biologia, svolgendo un ruolo cruciale in una vasta gamma di processi chimici e biologici.

In una reazione redox, una specie chimica perde elettroni (subisce ossidazione) e un'altra specie chimica guadagna elettroni (subisce riduzione). Il reagente che perde elettroni è chiamato agente ossidante, poiché causa l'ossidazione dell'altro reagente. Il reagente che guadagna elettroni è chiamato agente riducente, poiché causa la riduzione dell'altro reagente.

L'ossidazione e la riduzione sono legate da una relazione reciproca: quando una specie chimica viene ossidata, deve cedere elettroni a un'altra specie chimica che sta subendo contemporaneamente una riduzione.

Un modo comune per bilanciare le reazioni redox è utilizzare il metodo delle semireazioni, che coinvolge la suddivisione della reazione redox in due semireazioni: una per l'ossidazione e una per la riduzione. Le semireazioni vengono bilanciate separatamente in termini di atomi e cariche elettriche, quindi vengono combinate per formare l'equazione bilanciata completa.

Un esempio di reazione redox è la combustione del carbone, in cui il carbone (C) reagisce con l'ossigeno (O2) per formare anidride carbonica (CO2):

In questa reazione, il carbonio perde elettroni (viene ossidato) mentre l'ossigeno guadagna elettroni (viene ridotto). Il carbonio agisce da agente riducente e l'ossigeno agisce da agente ossidante.

Le reazioni redox sono fondamentali in molte applicazioni, tra cui le pile elettriche, la corrosione, la fotosintesi, la respirazione cellulare, le reazioni di ossidazione degli alimenti e molto altro ancora. Sono anche alla base di numerosi processi industriali e tecnologici.

## Bilanciare le reazioni redox

Il bilanciamento delle reazioni redox è un processo importante per assicurare che la legge di conservazione della massa e della carica sia rispettata durante una reazione di ossidoriduzione. In altre parole, il numero di atomi di ciascun elemento e la carica totale devono essere gli stessi sia nei reagenti che nei prodotti della reazione. Il bilanciamento delle reazioni redox può essere svolto seguendo alcuni passaggi chiave:

* Scrivi le semireazioni: Divide la reazione redox in due semireazioni separate, una per l'ossidazione e una per la riduzione. Assicurati di indicare gli stati di ossidazione delle specie coinvolte in ciascuna semireazione.
* Bilancia gli atomi: Inizia bilanciando gli atomi di ciascun elemento in ciascuna semireazione. Questo è spesso il passaggio più impegnativo. Inizia bilanciando gli atomi di elementi diversi da ossigeno e idrogeno, quindi procedi bilanciando gli atomi di ossigeno e infine gli atomi di idrogeno.
* Bilancia le cariche: Assicurati che la carica totale in ciascuna semireazione sia la stessa sia nei reagenti che nei prodotti. Aggiungi gli elettroni (e−) come necessario per bilanciare le cariche.
* Uguaglia il numero di elettroni trasferiti: Assicurati che il numero di elettroni trasferiti sia lo stesso in entrambe le semireazioni. Moltiplica le semireazioni per numeri interi, se necessario, in modo che il numero di elettroni ceduti sia uguale al numero di elettroni accettati.
* Combina le semireazioni: Aggiungi le due semireazioni bilanciate in modo che il numero di elettroni trasferiti sia uguale. In questa fase, potrebbe essere necessario moltiplicare una o entrambe le semireazioni per ottenere lo stesso numero di elettroni trasferiti.
* Verifica il bilanciamento: Verifica che il numero totale di atomi di ciascun elemento sia bilanciato nei reagenti e nei prodotti e che la carica totale sia la stessa in entrambe le parti dell'equazione.

Immagine che contiene testo, schermata, Carattere, menu

Descrizione generata automaticamente