



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO : 464

DATA : 18/02/2013

A P P U N T I

STUDENTE : Tomatis

MATERIA : Chimica

Prof. Gerbaldi

Il presente lavoro nasce dall'impegno dell'autore ed è distribuito in accordo con il Centro Appunti.

Tutti i diritti sono riservati. È vietata qualsiasi riproduzione, copia totale o parziale, dei contenuti inseriti nel presente volume, ivi inclusa la memorizzazione, rielaborazione, diffusione o distribuzione dei contenuti stessi mediante qualunque supporto magnetico o cartaceo, piattaforma tecnologica o rete telematica, senza previa autorizzazione scritta dell'autore.

**ATTENZIONE: QUESTI APPUNTI SONO FATTI DA STUDENTIE NON SONO STATI VISIONATI DAL DOCENTE.
IL NOME DEL PROFESSORE, SERVE SOLO PER IDENTIFICARE IL CORSO.**

I CONCETTI FONDAMENTALI

Tra i concetti fondamentali troviamo:

- sistema, cioè ciò che noi vogliamo studiare
- equilibrio, quando le proprietà macroscopiche e microscopiche non variano nel tempo
- fase, quando una parte del sistema è divisa da superfici limitanti dal resto del sistema
- materia, ciò che ha massa e volume
- energia, proprietà della materia che viene scambiata in vari modi

La chimica studia la composizione delle sostanze (cioè di cosa sono fatte) delle proprietà che scaturiscono dalla struttura che assumono i componenti della sostanza; inoltre studia le trasformazioni delle sostanze dedicandosi alla creazione di nuove sostanze.

L'ATOMO E SUE CARATTERISTICHE

Gli atomi (dal greco "indivisibile") furono ipotizzati da Democrito e dimostrati scientificamente (con la teoria atomica) solo nel XIX secolo. Ogni tipo di atomo è contraddistinto da un elemento con un preciso nome; attualmente, dei circa 110 elementi, 20 sono artificiali e altamente instabili.

Quando una sostanza è formata da atomi tutti dello stesso tipo si dice **SOSTANZA ELEMENTARE**, ed esse sono in numero leggermente superiore a quello degli elementi.

Le dimensioni degli atomi sono dell'ordine di 10^{-12} (picometro)

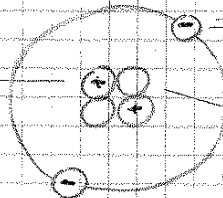
Si definisce macroscopico un elemento dell'ordine di grandezza superiore a 10^{-5} , mentre sotto a 10^{-6} si definisce microscopico.

millimetro	$1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m}$
micrometro	$1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$
nanometro	$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$
angstrom	$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$
picometro	$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$

Gli atomi non sono indivisibili e tan = atomi omogenei ma sono costituiti da particelle più piccole, dette particelle subatomiche; esse sono:

- PROTONE
- NEUTRONE
- ELETTRONE

protone \leftarrow
 - carica positiva ($+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$)
 - massa $1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$



elettrone:
 - carica negativa ($-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$)
 - massa $9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

neutrone:
 - carica nulla
 - massa $1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

N.B. Il numero di protoni è sempre uguale al numero di elettroni in un atomo neutro.
 I protoni e i neutroni sono nel nucleo, gli elettroni vi ruotano attorno.



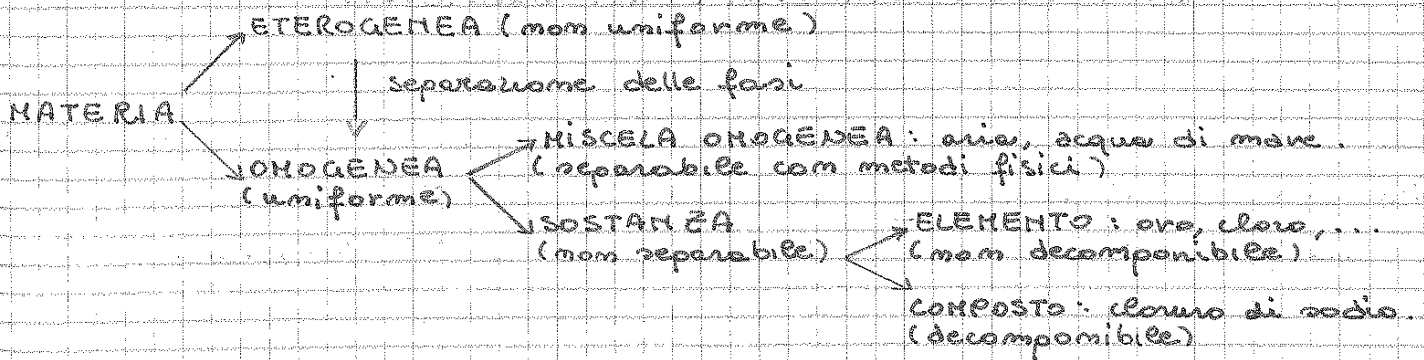
Z: n° di protoni (quindi di elettroni) e distingue i vari elementi e ne determina le caratteristiche (n° ATOMI)
 A: n° di protoni + n° di neutroni (n° di MASSA)
 X: simbolo chimico dell'atomo o isotopo.

Gli isotopi sono atomi che hanno lo stesso numero di protoni dell'atomo di base, ma hanno un numero diverso di neutroni; ciò NON varia le proprietà chimiche.

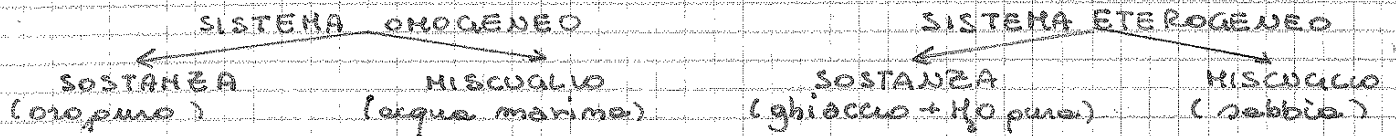
La unità di massa atomica (UMA) è un dodicesimo della massa dell'isotopo del carbonio ^{12}C , e una UMA vale $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

La massa atomica relativa è il rapporto fra la massa di un atomo e un dodicesimo della massa del ^{12}C .

Quando due o più atomi diversi si uniscono formano una molecola, e le molecole di una data sostanza sono tutte uguali fra di loro; la massa di una molecola è data dalla somma fra le masse dei vari atomi che la compongono. Esse possono essere mono, bi, tri e poliatomiche in base al numero di atomi che la compongono. Se sono formate da atomi tutti uguali si dicono omomolecolari, altrimenti eteronucleari.



Se le proprietà fisiche e chimiche sono uguali in un volume superiore a 10^{-8} cm, allora si ha un sistema omogeneo o fase, in caso contrario abbiamo una soluzione o sistema eterogeneo (formato cioè da più fasi).
 Una sostanza è pura se è composta da una sola sostanza, altrimenti si dice miscuglio; esso, se è composto da sostanze nella stessa fase si chiama soluzione, che è composta da solvente (la sostanza più abbondante) e da uno o più soluti (la/le sostanze meno abbondante/i).



Esempi di miscugli eterogenei sono la schiuma (gas + liquido), nebbia (aria + acqua) e fumo (solido + gas).
 Una categoria a parte formano i colloidali, con peculiarità comprese fra miscugli omogenei e miscugli eterogenei, e si riconoscono per il caratteristico effetto Tyndal, cioè la luminosità di un raggio che attraversa un colloidale viene diffusa per tutto il colloidale. Esempi di colloidali sono i budini, la gelatina e l'albumina.

Una reazione chimica è una trasformazione che comporta la modifica degli atomi, sostanze, ... di una certa sostanza.

LE GRANDEZZE DERIVATE

Le grandezze derivate sono:

- Newton, $N = \text{Kg} \cdot \text{m} / \text{s}^2$
- Pascal, $\text{Pa} = \text{N} / \text{m}^2$
- Joule, $J = \text{N} \cdot \text{m}$
- Watt, $W = J / \text{s}$
- Coulomb, $C = A \cdot \text{s}$
- Volt, $V = J / C$
- Ohm, $\Omega = V / A$
- Hertz, $\text{Hz} = 1 / \text{s}$

LE CIFRE SIGNIFICATIVE

Per indicare le cifre significative si seguono le seguenti regole:

1. i numeri diversi da 0 sono tutti cifre significative
2. gli zeri a sinistra della prima cifra significativa non si scrivono
3. gli zeri terminali, a destra di una cifra significativa si scrivono
4. se cambio unità di misura non cambia il numero di cifre significative

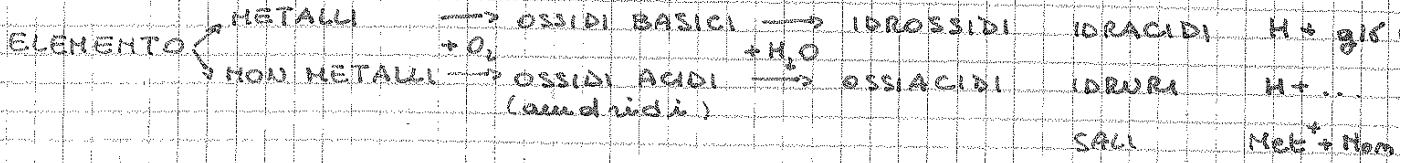
I COMPONENTI DELLA MATERIA

I principali componenti della materia sono:

- elemento, materia non scomponibile in parti più semplici, ed è formato da atomi tutti uguali
- atomo, è la particella più piccola che compone un elemento
- molecola, è la più piccola unità strutturale, composta da 2 o più atomi, che forma un composto o un elemento
- composto, sostanza formata da un certo rapporto di elementi combinati fra loro; ha proprietà diverse dai suoi componenti
- ione, molecola dotata di carica (positiva \Rightarrow catione, negativa \Rightarrow anione)

- Fe, Co, Ni : +2, +3
- S, Se, Te : -2, +4, +6
- Cu : +1, +2
- Ag : +1
- Au : +1, +3
- Pb, As, Sb : -3, +3, +5
- Si : -4, +4
- Ge, Sn, Pb : +2, +4

NOMENCLATURA



COMPOSTI CON OSSIGENO

Essi sono : ossidi (acidi e basici), composti binari idronidri e ossiacidi, composti ternari perossidi

Gli ossidi basici si ottengono dalla reazione fra ossigeno e metalli (gruppi I, II e metalli di transizione hanno formula generale M_mO_n e m ed n sono definiti dalla carica dello ione :

- H₂O x M⁺
- MO x M²⁺ N.B. l'ossigeno ha se H.O = -2 e M ha sempre N.O. > 0
- M₂O₃ x M³⁺
- M₃O₂ x M⁴⁺

- Na₂O ossido di sodio, ossido di disodio
- CaO ossido di calcio, ossido di calcio
- FeO ossido ferroso, ossido di ferro
- Fe₂O₃ ossido ferrico, triossido di ferro
- SmO₂ ossido stannico, diossido di stagno

Gli ossidi acidi sono composti ottenuti facendo reagire ossigeno e non metalli e hanno formula generale X_mO_n. Si ottengono anche da ossigeno più metalli con N.O. = 5, 6, 7. Gli elementi di transizione formano ossidi acidi con N.O. alto, formano ossidi basici con N.O. basso

- Cl₂O anidride ipoclorosa ossido di dicloro
- Cl₂O₃ anidride clorosa diossido di dicloro
- Cl₂O₅ anidride clorica pentossido di dicloro
- Cl₂O₇ anidride perclorica eptaossido di dicloro
- CO anidride carbonica ossido carbonico
- CO₂ anidride carbonica diossido di carbonio

1 mono	5 penta	ipo	ico	} 1 } 2 N.O. } N.O. } M
2 di	6 esa		nome dell'elemento	
3 tri	7 epta			
4 tetra	8 otta	per		

NOMENCLATURA IUPAC

NOMENCLATURA TRADIZIONALE

- ECCEZIONI:
- N₂O protossido di azoto NO ossido di azoto
 - H₂O₃ anidride nitrosa NO₂ anidride nitroso-nitrica
 - H₂O₅ anidride nitrica
 - MnO ossido manganesoso Mn₂O₃ ossido manganeso
 - MnO₂ biossido di manganese MnO₃ anidride manganesica
 - Mn₂O₇ anidride permanganesica

La formula generale degli idruri covalenti è X_nH_m , in cui H ha NO = e il metallo ha, in genere, NO = -3, -4.

PH_3	fosfina	tridruo di fosforo
NH_3	ammoniaca	tridruo di azoto
AsH_3	arsina	tridruo di arsenico
CH_4	metano	tetraidruo di carbonio
SiH_4	silano	tetraidruo di silicio

Gli IONI

Essi possono essere:

- positivi, e vengono detti cationi; derivano dagli idrossidi

K^+ ione potassio	Fe^{3+} ione ferrico	Ca^{2+} ione calcico
Fe^{2+} ione ferroso	Sm^{2+} ione stannoso	

Lo ione H_3O^+ (ione ossonio), lo ione NH_4^+ (ione ammonio) e lo ione F^- (fluoruro) si ottengono aggiungendo lo ione H^+ (idrogeno) e acqua, all'ammoniaca e al fluoruro.

- negativi, e vengono detti anioni; derivano dagli acidi: se derivano da un idrossido hanno la desinenza -uro, se derivano da un ossiacido (cioè un acido in base al NO).

Cl^- ione cloruro	NO_2^- ione nitrito	PO_4^{3-} ione ortofosfato
S^{2-} ione solfuro	NO_3^- ione nitrato	$As_2O_4^{4-}$ ione piroarsenico

SALI

Essi si ottengono facendo reagire un acido con un idrossido. Nella formula generale si ha a sinistra il catione, e destra l'anione.



In base al tipo di acido possiamo avere:

- sali binari, cioè idrossido + idrossido
- sali ternari, cioè idrossido + ossiacido

$CuCl$	cloruro di rame	cloruro di rame
$FeSO_4$	solfato ferroso	bisolfato di ferro (II)
$CaCl_2$	cloruro di calcio	dicloruro di calcio
$Sm_3(PO_4)_2$	ortofosfato stannoso	bitrisolfato di stagno (II)
$Cu_2(SO_3)$	solfite rameoso	monosolfato di rame (I)
K_3BO_3	ortoborato di potassio	monoborato di potassio

SALI ACIDI

Sono sali in cui dei metalli sostituiscono parzialmente atomi di idrogeno. La nomenclatura è la stessa dei sali interponendo bi, tri, ... acido in base agli idrogeni sostituiti.

H.B. nel caso degli acidi carbonico, solforico e solforoso si aggiunge il suffisso bi.

K_2HPO_4	ortofosfato monoacido di potassio	$(H_3PO_4 \rightarrow 2H^+ + HPO_4^{2-})$
$Sm(H_2PO_4)_2$	ortofosfato biacido stannoso	$(H_3PO_4 \rightarrow H^+ + H_2PO_4^-)$
$KHSO_4$	diidrogeno fosfato stannoso	$(H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-)$
$Ca(HSO_3)_2$	bisolfite di calcio	$(H_2SO_3 \rightarrow H^+ + HSO_3^-)$
$NaHCO_3$	idrogeno solfito di calcio	$(H_2CO_3 \rightarrow H^+ + HCO_3^-)$
	bicarbonato di sodio	
	idrogeno carbonato di sodio	

Es: • $m(O) = ? \text{ g}$ 1 mole atomi di O

$m(O) = 15,994 \text{ uuma}$

$m(O) = 15,994 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 16 \text{ g}$

• $m(C_{12}H_{22}O_{11}) = ?$ $m(C_6H_{12}O_6) = 1 \text{ g}$

$m = \frac{m}{Mm}$ $m = \frac{1}{342,3} = 0,00292 \text{ mol} = 2,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

• $m(NaCl) = ?$ $m(NaCl) = 0,25$

$mv = m \cdot Mm$ $mv = 0,25 \cdot 58,44$ $m = 14,6 \text{ g}$

Dalla formula chimica si può risalire alla composizione percentuale e dalla composizione percentuale si può risalire alla formula minima, cioè il numero più piccolo di atomi che si legano per formare la molecola

Es: • $\%p(O) = 76,2$ $\%p(H) = 1,60$ $\%p(N) = 22,2$ formula minima = ?

Su 100 g di sostanza abbiamo 76,2 g di O, 1,6 g di H e 22,2 g di N; ora calcoliamo le moli:

$m(O) = \frac{76,2}{15,994}$ $m = 4,76$ $4,76 / 1,59 = 3$

$m(H) = \frac{1,6}{1,00794}$ $m = 1,59 \Rightarrow 1,59 / 1,59 = 1 \Rightarrow HNO_3$ formula minima

$m(N) = \frac{22,2}{14,007}$ $m = 1,59$ $1,59 / 1,59 = 1$ formula molecola

• H_2SO_4 $\%p(O, H, S) = ?$

$mv(H) = 1,00794 \cdot 2 = 2,016 \text{ uuma}$ $\%p(H) = \frac{2,016}{33,08} \cdot 100 = 2,056 \%$

$mv(S) = 32,06 \text{ uuma}$ $\%p(S) = \frac{32,06}{98,08} \cdot 100 = 32,69 \%$

$mv(O) = 15,994 \cdot 4 = 64,00 \text{ uuma}$ $\%p(O) = \frac{64}{98,08} \cdot 100 = 65,25 \%$

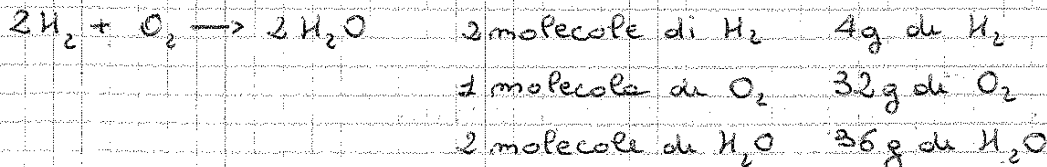
Per sapere la formula minima di una molecola:

- 1) rapporta la percentuale in grammi (20% → 20 g)
- 2) calcola le moli degli elementi
- 3) dividi le varie moli per la mole più piccola
- 4) moltiplica per un dato fattore se non ottieni numeri interi
- 5) metti i numeri a pedice di ogni elemento

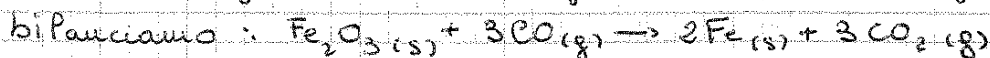
NB. Può accadere che la formula minima non coincida con la formula molecolare

EQUAZIONI CHIMICHE E MOLE

In una equazione chimica, i coefficienti stechiometrici indicano il numero di moli che reagiscono e che vengono prodotte



Es: $Fe_2O_3(s) + CO(g) \rightarrow Fe(s) + CO_2(g)$ $m(Fe_2O_3) = 10 \text{ kg} = 10'000 \text{ g}$



$m(Fe_2O_3) = \frac{10'000}{159,7} = 62,617 \text{ mol}$

$m(Fe) = 2(Fe_2O_3) = 2 \cdot 62,617 = 125,23 \text{ mol}$

$m(Fe) = 125,23 \cdot 55,85 = 7000 \text{ g}$

Se uno dei reagenti in una reazione non è sufficiente, rispetto al rapporto stechiometrico, si chiama limitante e l'altro reagente rimane in eccesso

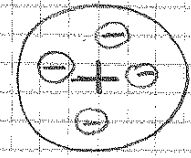
Quindi l'atomo non era indivisibile come disse Dalton

Robert Millikan studiando la carica di gocce d'olio nebulizzate scoprì la carica dell'elettrone e quindi la sua massa, usando il rapporto calcolato da Thompson. Per scoprirlo fece la media fra le cariche delle gocce e calcolò un valore pari a $-1,602 \cdot 10^{-19} C$, differente solo per 1% dal reale. Questa è la formula usata

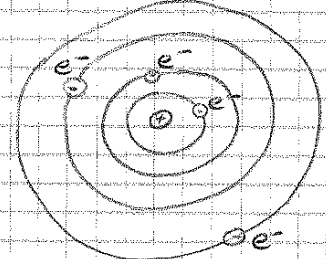
$$m(e^-) = \frac{\text{massa}}{\text{carica}} \quad \text{carica} \rightarrow \text{valore calcolato da Thompson}$$

Dato che un atomo è neutro per deduzione furono ipotizzate particelle di carica positiva, scoperte poi con un procedimento simile a quello di Thompson scoprendo i raggi anodici formati da protoni, e si notò che erano pesanti 1800 volte più dell'elettrone.

Con questi dati Thompson creò un modello atomico detto a panettone, il quale affermava che l'atomo era una sfera di carica positiva con all'interno degli elettroni, disposti come le uvetta nel panettone.



Rutherford, bombardando con particelle α (He^{2+}) una sottile lamina d'oro, circondato da una lastra di solfuro di zinco che fuorugava da rivelatore, scoprì che la maggior parte delle particelle α non venivano deflesse o deviate di pochi gradi ma un esiguo numero veniva fortemente deflesso o addirittura tornava indietro.



In base a ciò Rutherford propose questo modello:

- un nucleo in cui è concentrata tutta la massa
- gli elettroni ruotavano attorno al nucleo come i pianeti
- gli elettroni erano in numero uguale ai protoni

L'ultima particella subatomica fu scoperta da Chadwick, bombardando con particelle alfa una lamina di Berillio, venivano emesse particelle molto penetranti che non venivano deflesse da campi elettrici e furono chiamate neutroni.

p^+	+	$+1,602218 \cdot 10^{-19}$	1,00727	$1,67262 \cdot 10^{-24}$	nucleo
e^-	-	$-1,602218 \cdot 10^{-19}$	0,0054858	$9,10939 \cdot 10^{-31}$	intorno al nucleo
n	/	0	1,00866	$1,67493 \cdot 10^{-24}$	nucleo
PARTICELLA	RELAT. CARICA	ASSOLUTA	RELATIVA	ASSOLUTA	POSIZIONE
			MASSA		

LA STRUTTURA DEL ATOMO

Un atomo è un oggetto di forma sferica con un nucleo positivo e circondato da uno o più elettroni di carica negativa i rapidi movimenti e la loro attrazione del nucleo.

Tutti gli atomi hanno nel nucleo elettroni e neutroni, eccetto il prozio (H) e il numero di elettroni bilancia il numero di protoni.

- A X simbolo dell'elemento
- Z A numero di massa
- N numero di neutroni (isotopo stesso numero di protoni, diverso numero di neutroni)
- Z = numero atomico

DALLA MECCANICA CLASSICA A QUELLA QUANTISTICA

Il modello atomico di Rutherford non riusciva a spiegare perché l'elettrone non collassasse sul nucleo.

Fino al 1900 materia ed energia elettromagnetica erano due cose distinte: da una parte potevi conoscere la posizione ed la sua massa, la seconda no. Ciò andava bene a livello macroscopico, ma non a livello subatomico, e si fu introdotta la meccanica quantistica (quantizzazione dell'energia e dualismo onda-particella della luce e della materia a livello microscopico).

se si fa passare la luce bianca attraverso un contenitore con vapori di una certa sostanza, abbiamo uno spettro di assorbimento, che è l'opposto dello spettro di emissione.

QUANTIZZAZIONE DEI LIVELLI DI ENERGIA.

Stimolando energeticamente un atomo, esso emette e assorbe solo fotoni precisi e caratteristici valori di energia, e quindi gli elettroni interessati. Questo fenomeno ha energie specifiche. Analizzando gli spettri emessi o assorbiti possiamo riconoscere l'atomo che lo ha emesso o assorbito.

Se un atomo passa da uno stato iniziale ad uno ad energia maggiore (del stato eccitato) esso dopo un certo periodo ritorna al punto di partenza, emettendo un fotone di frequenza pari ad $h\nu$. In conclusione, ogni elettrone può occupare solo precisi livelli energetici e non livelli intermedi; ciò vuol dire che l'atomo possiede livelli energetici discreti, ovvero è un sistema quantizzato.

MODELLO ATOMICO DI BOHR, E SUE MODIFICAZIONI SUCCESSIVE

Usando la quantizzazione dell'energia per modificare l'atomo di Rutherford e riuscì ad adattarlo perfettamente all'H, e riuscì a spiegare la stabilità degli atomi e l'emissione degli spettri a righe ipotizzando che l'atomo possedeva solo alcuni livelli energetici.

Il modello di Bohr ha queste caratteristiche:

1. L'elettrone segue orbite circolari
2. può occupare solo determinate orbite che sono quantizzate (hanno un certo valore di energia)
3. Nella stato stazionario non emette o acquista energia
4. Passando ad un'orbita ad energia maggiore esso acquista energia, passando invece ad un'orbita ad energia minore emette un fotone con una determinata frequenza
5. L'energia del fotone è pari alla differenza di energia fra le due orbite

Il numero quantico principale indica il livello energetico associato al raggio dell'orbita dell'elettrone; quello più basso è detto livello fondamentale, i successivi stati eccitati.

$$E = -R_H \left(\frac{1}{m^2} \right) \quad \begin{matrix} \text{energia dell'orbita} \leftarrow \\ \text{costante di Rydberg} = 2,18 \cdot 10^{-18} \end{matrix}$$

↖ n° quantico principale ↗

Quando passa ad un'orbita interna, esso è caratterizzato da una riga dello spettro di emissione.

Ad ogni numero quantico principale è associato un livello energetico; l'orbita minore ha un'orbita di 53 pm.

Il modello di Bohr ha dei limiti:

1. È detto solo per atomi con un solo elettrone (idrogenoidi)
2. Non specificava l'intensità delle righe
3. Non spiegava gli spettri in presenza di campo magnetico
4. Non si sa dove erano precisamente gli elettroni
5. Non esistevano orbite fisse
6. Non spiegava perché il elettrone non crollasse sul nucleo.

Nel 1916 Arnold Sommerfeld introdusse orbite ellittiche all'atomo di Bohr usando le scoperte di Einstein. Secondo lui, ad ogni livello energetico, erano associate orbite anche ellittiche, ogni livello era diviso in sottolivelli, ai quali era associato un numero quantico secondario l (momento angolare elettrone) che determinava l'eccentricità dell'orbita e variava da 0 a $n-1$.

In seguito, per spiegare l'effetto Zeeman (cioè lo sdoppiamento delle righe spettrali in righe più sottili (multipletti) in presenza di campi magnetici) fu introdotto il numero quantico m (numero quantico magnetico) che indicava l'orientazione dell'orbita.

Infine nel 1925 fu introdotto da Goudsmith e Uhlenbeck il numero quantico di spin s , che valeva $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$, che indicava il verso di rotazione dell'elettrone intorno al suo asse.

Nonostante tutto si presentavano ancora dei problemi:

1. non spiegava la completezza degli spettri e alcune anomalie in presenza di campi magnetici
2. quando un elettrone cambia orbita e per quanto vi permane?

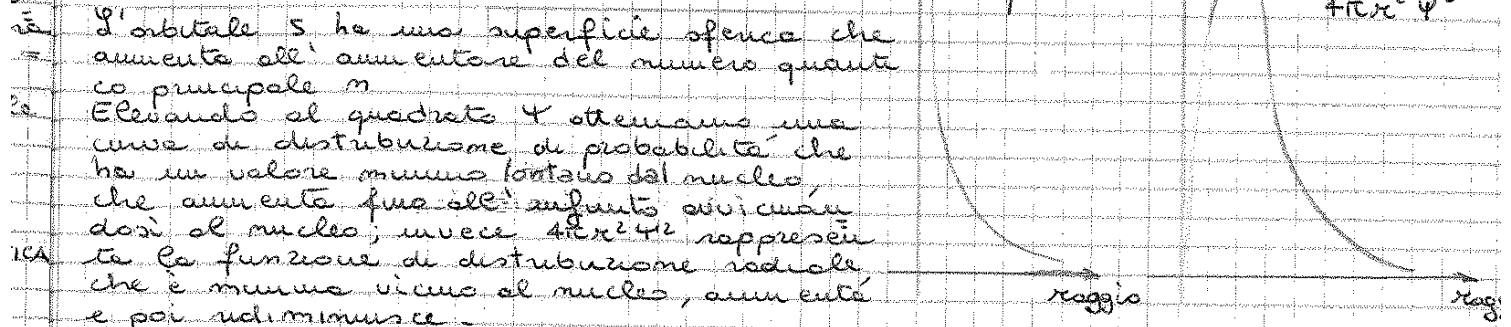
zioni ben definite. Essi sono m (m° quantico principale $0 \rightarrow \infty$), l (numero quantico secondario $0 < l < m-1$) ed m (m° quantico magnetico $-l \leq m \leq l$).

Una funzione d'onda valori particolari di m, l ed m viene detta orbitale, mentre ψ^2 è la probabilità di trovare l'elettrone intorno al nucleo. Un elettrone può girare intorno a se stesso in due modi: orario o antiorario, quindi è stato introdotto un quarto numero quantico, quello m_s (di spin, $= \pm 1/2$)

GLI ORBITALI

Ci sono quattro tipi di orbitali: s (sharp), p (principal), d (diffuse) e f (fundamental).

n va da 1 a 7 è indicia il livello energetico dell'elettrone;
 l va da 0 a $m-1$ è indicia i sottolivelli e le caratteristiche geometriche dell'elettrone;
 m indice è l'orientazione degli orbitali



L'orbitale s ha una superficie sferica che aumenta all'aumentare del numero quantico principale n .

Elevando al quadrato ψ otteniamo una curva di distribuzione di probabilità che ha un valore minimo lontano dal nucleo, che aumenta fino all'infinito avvicinandosi al nucleo; invece $4\pi r^2 \psi^2$ rappresenta la funzione di distribuzione radiale che è minima vicino al nucleo, aumenta e poi diminuisce.

Se $l=0$, la probabilità di trovare l'e- in una certa zona dipende solo dal nucleo; la superficie dove la probabilità è 0 si chiamano superfici nodali.

Quando $l=1$ abbiamo 3 orbitali di tipo p, con $m = -1, 0, 1$ e la distribuzione di probabilità dipende dalla direzione e ogni orbitale è simmetrico rispetto ad un asse; i tre orbitali sono degeneri (isoeenergetici); la probabilità di trovare l'e- sul nucleo è zero e gli e- si allontanano man mano che cresce n .

Per $l=2$ si hanno 5 orbitali d con $m = -2, -1, 0, 1, 2$ e la densità elettronica dipende sia dalla distanza dal nucleo che dalla loro orientazione, mentre per $l=3$ si hanno 7 orbitali f con $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$.

Dato che l'orbitale è una funzione matematica essa ammette valori sia positivi che negativi (vanno e' s); nell'atomo di idrogeno lo stato energetico dipende unicamente da n , e tutti gli orbitali sono isoeenergetici con loro simili ($2s \approx 2p, 3s \approx 3p \approx 3d, \dots$)

Non accade questo negli atomi polielettronici, dove è presente anche la repulsione fra elettroni e questo varia la sequenza dei livelli energetici; la schematizzazione del nucleo da parte degli e- interni rende la curva effettiva di minore di quella reale. Gli orbitali con stesso n hanno la stessa energia, cioè sono degeneri.

Gli orbitali diversi hanno energia diversa e la schematizzazione più completa di alcuni elettroni differenziamo i vari elettroni, mentre sono degeneri orbitali dello stesso livello e tipo.

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

	s	p	d	f
Ogni atomo ha una determinata configurazione elettronica e gli orbitali sono in questo ordine	1			
1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, d, ...	2	2		
In un atomo neutro gli elettroni si mettono negli orbitali a minore energia (stato fondamentale)	3	3	3	
PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI: non esistono due elettroni con tutti e 4 i numeri quantici uguali	4	4	4	4
	5	5	5	5
	6	6	6	6
	7	7	7	7
PRINCIPIO DI COSTRUZIONE: per ottenere la configurazione elettronica degli elementi pluriatomici, si aggiungono e- (e p-)				

TAVOLA PERIODICA E PERIODICITÀ CHIMICA

Nel 1869 il chimico Mendeleev riuscì ad ordinare i 63 elementi conosciuti a base alle loro masse atomiche crescenti, facendo così la prima tavola periodica degli elementi; facendo così però c'erano delle inversioni che non si sono; Mendeleev lasciò degli spazi vuoti per degli elementi ancora sconosciuti allora, descrivendone con precisione le caratteristiche fisiche e chimiche.

La periodicità degli elementi permette previsioni su reattività chimica, su reazioni, famiglie di composti e loro reattività.

Nel 1913 il fisico Moseley scoprì che quelle irregolarità potevano essere risolte ordinando gli elementi in base al numero atomico (in natura, infatti ci sono gli isotopi e ciò spiega le inversioni di elementi) rispettando così la periodicità delle loro proprietà. Oggi la posizione degli elementi sulla tavola periodica segue il numero atomico.

Nella tavola periodica, ci sono 7 righe (i periodi) nei quali le proprietà degli elementi variano con gradualità e ognuno dei periodi indica il livello energetico nel quale si trovano gli elettroni di valenza. Poi sono 18 righe verticali (i gruppi) nei quali le proprietà degli elementi sono simili.

COSA MI DICE LA TAVOLA PERIODICA

Lungo un gruppo la configurazione esterna è simile, quindi proprietà chimiche simili; nei gruppi con blocchi s e p ci sono configurazioni elettroniche identiche, mentre non accade nei blocchi d ed f; da sinistra verso destra si legge in ordine i sottolivelli che si riempiono, sempre in ordine di energia crescente. Semplice sapendo la posizione di un elemento posso conoscere la configurazione. Il numero del gruppo (nel caso dei p e degli s) mi indica il numero di elettroni di valenza (dal 1 al 17 sottraendo 10), n^2 (fino a 4) indica il numero totale di orbitali in quel livello energetico, mentre $2n^2$ indicerebbe il numero massimo di elettroni.

I GRUPPI PRINCIPALI

I principali gruppi sono:

- g 1: metalli alcalini
- g 2: metalli alcalino-terrosi
- g 3 - g 10: metalli di transizione
- g 16: calcogeni
- g 17: alogeni
- g 18: gas nobili

Le due file in fondo alla tavola hanno un nome proprio: lanthanidi, quelli compresi fra bario e actinio, attinidi quelli compresi fra radio e rubidio fino a polonio.

Nella tavola periodica si individuano 3 tipi di elettroni:

- 1) interni (o di core): elettroni del gas nobile precedente
- 2) esterni: quelli nel livello energetico più alto
- 3) di valenza: quelli che intervengono nella formazione di un legame (possono coincidere con quelli esterni)

PROPRIETÀ PERIODICHE DEGLI ELEMENTI

Esse sono 3:

- raggio atomico
- energia di ionizzazione
- affinità elettronica

N.B. l'elettronegatività non è una proprietà atomica!!

Il raggio atomico è definito come la metà della distanza minima di avvicinamento tra 2 atomi dello stesso elemento.

Il raggio metallico si ha in un legame fra atomi metallici, il raggio covalente si ha in un legame covalente.

In un gruppo aumenta dall'alto verso il basso, a causa dell'aumento del numero quantico principale n , aumenta di conseguenza la schermatura di gli elettroni esterni.

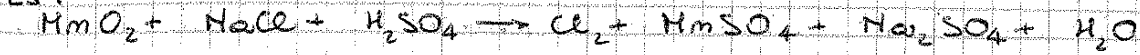
In un periodo diminuisce da sinistra verso destra; predomina l'effetto della carica nucleare effettiva, gli elettroni esterni sono attratti con più forza e il raggio diminuisce.

Gli elementi di transizione fanno eccezione, in quanto viene bilanciata l'azione schermante esercitata dagli elettroni più esterni di tipo d sugli s.

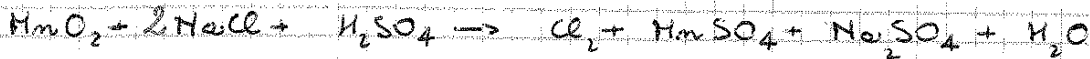
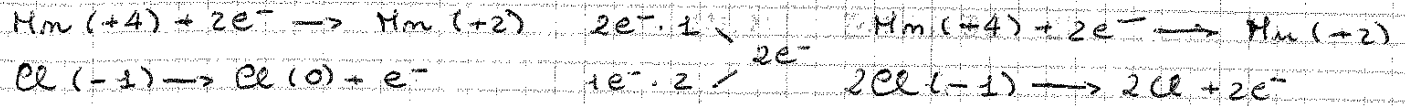
Il raggio ionico viene definito come la distanza tra i nuclei degli ioni che sono in un cristallo.

Un elemento che si ossida viene detto agente riducente, perché causa la riduzione di un altro elemento; allo stesso modo l'elemento che si riduce viene detto agente ossidante.

Es:



Nella reazione il cloro (Cl) si ossida: da 0 a -1, (acquista un elettrone), il manganese (Mn) si riduce: da +4 a +2 (perde un elettrone)



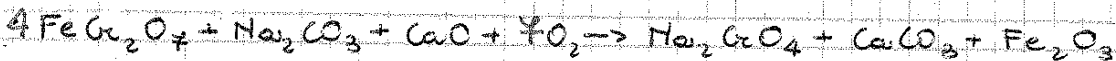
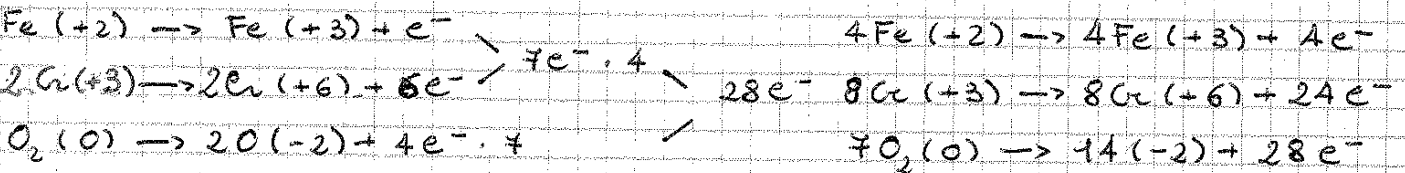
Abbiamo bilanciato gli elettroni, ora bilanciamo le masse:



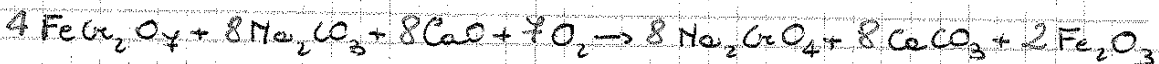
Es:



Nella reazione il ferro e il cromo si ossida: da +2 a +3, da +3 a +6 (quindi cedono elettroni), e l'ossigeno si riduce: da 0 a -2 (acquista elettroni)

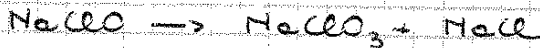


Abbiamo bilanciato le cariche, ora bilanciamo le masse:

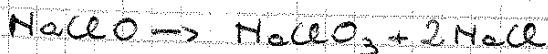
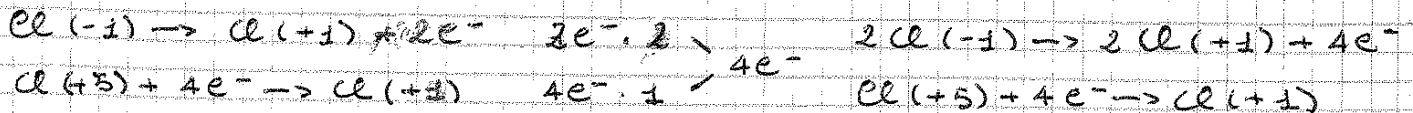


Esistono reazioni in cui uno stesso elemento si ossida e si riduce: le dismutazioni o reazioni di ossidoriduzione interne.

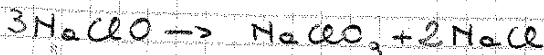
Es:



Nella reazione il cloro di NaCl si ossida (da -1 a +1) e il cloro del NaClO₃ si riduce (da +5 a +1)



Abbiamo bilanciato le cariche, ora bilanciamo le masse:



N.B. Carica formale \neq numero di ossidazione

$$C.F. = e^- \text{ valenza} - (e^- \text{ coppie solitarie} + \frac{1}{2} e^- \text{ legame})$$

$$N.O. = e^- \text{ valenza} - (e^- \text{ coppie solitarie} + e^- \text{ legame})$$

Il numero di ossidazione è un numero convenzionale che indica l'ipotetica carica che avrebbe distribuendo gli elettroni così.

A-B e^- all'atomo più elettronegativo A-A e^- divisi equamente

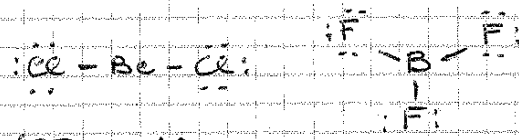
ECCEZIONI ALLA REGOLA DELL' OTTETTO

Esistono 3:

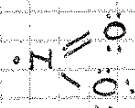
1) molecole elettroneficienti (g. 2, 13):

l'atomo centrale ha meno di $8e^-$ e non seguono la regola dell'ottetto perché F, il suo molto elettronegativo rispetto a Be e B.

Per completare l'ottetto deve reagire con molecole con una coppia solitaria ($BF_3 + NH_3$)

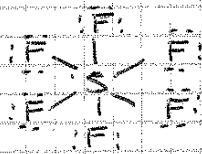


2) molecole con e^- dispari (radicali liberi). sono molecole paramagnetiche e reattive, si formano con gli elementi del gruppo 15 o 17.



Molecole con e^- dispari sono molecole paramagnetiche

3) gusci di valenza espansi: molecole con più di otto e^- nel guscio esterno; si ha con gli elementi che hanno orbitali d vuoti e orbitali s e p pieni (del 3° periodo)



Ricapitolando:

- 1) possono variare la loro posizione gli elettroni π e quelli delle coppie solitarie
- 2) le strutture limite devono essere valide strutture di Lewis
- 3) ognuna di esse deve avere gli stessi e^- totali e e^- spaiati e lo stesso carica netta
- 4) la risonanza si ha solo con molecole planari

Un ibrido è più simile alle forme limite più stabili; per sapere quali sono le più stabili dobbiamo vedere quelle:

- che hanno più legami, cioè meno coppie solitarie
- a parte di legami hanno meno cariche formali
- a parte di cariche formali, quelli che hanno cariche formali negative su atomi più elettronegativi, più grandi e quelle positive su quelli meno elettronegativi e più piccoli
- se hanno queste tre caratteristiche simili, la più stabile è quella con le cariche più vicine fra loro

N.B. Evitare assolutamente:

- cariche vicine
- più di due cariche rispetto alla carica del composto
- più cariche formali sullo stesso atomo
- N e O devono sempre completare l'ottetto
- più di due legami in meno rispetto alla struttura più stabile

LEGAME DI COORDINAZIONE O DATIVO

Esso si forma quando la coppia di elettroni appartiene ad un solo atomo del che l'altro ha un orbitale vuoto. Si dice donatore l'atomo che cede la coppia elettronica, accettore quella che la riceve.

Questo tipo di legame è alla base delle teorie acido-base di Lewis (1916) nella quale:

- acido è l'accettore di una coppia elettronica (BF_3)
- base è un donatore di una coppia elettronica (NH_3)



Un legame dativo si forma quando un metallo di transizione (o un catione) reagisce con molecole del blocco p (o con anioni) come NH_3 , PH_3 , Cl^- che hanno un doppietto elettronico non impegnato in legami.

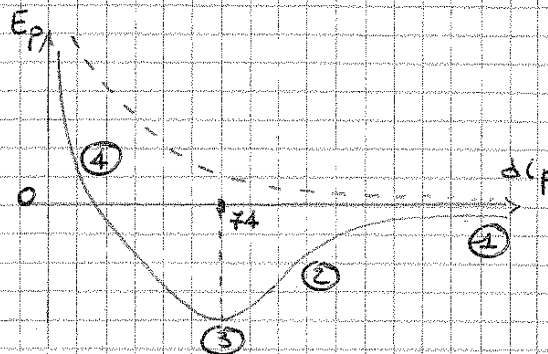
TEORIA DEL LEGAME DI VALENZA

Essa fu proposta nel 1927 da London e Heitler, ampliata da Pauling con le risonanze e l'ibridazione orbitale.

Questa teoria descrive il legame covalente come sovrapposizione di orbitali nei quali sono presenti elettroni spaiati, e le funzioni d'onda di questi orbitali si sommano originando una funzione d'onda per questo nuovo orbitale, che appartiene ad entrambi gli atomi.

Il grafico mostra l'aumento dell'energia potenziale all'avvicinarsi dei due atomi di idrogeno:

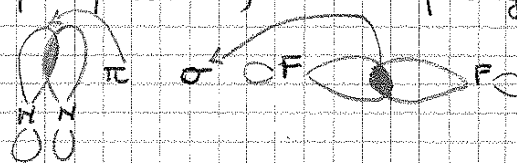
- 1) gli atomi sono lontani e non si attraggono
- 2) gli atomi si avvicinano e iniziano ad attrarsi
- 3) gli atomi si legano e l' E_p è equivalente all'energia di legame (solo se gli e⁻ hanno spin opposto)
- 4) avvicinando ancora essi iniziano a respingersi.



La linea tratteggiata indica il comportamento in presenza di un elettrone in eccesso (non si forma il legame).

Nel legame covalente gli e⁻ possono passare da una nube all'altra e la possibilità di trovare gli e⁻ è massima tra i due nuclei (dato che sono attratti da due protoni simultaneamente nel H₂).

Nei legami gli orbitali tendono a sovrapporsi il più possibile; ad esempio gli orbitali sp del fluoro si sovrappongono lungo l'asse maggiore formando un legame molto intenso chiamato sigma (σ), mentre nei legami doppi e tripli, i due legami che si formano dopo il σ si chiamano π (pi greco), e si ottengono dalla sovrapposizione degli orbitali lungo l'asse minore (vedi N₂). Questo legame è più debole a causa della minor sovrapposizione.



Quando si forma un legame doppio si formano un legame σ lungo la congiungente dei due nuclei e un legame π al di sopra e al di sotto del legame σ . Questo doppio legame è più forte di un legame singolo ma ha una forza inferiore a quella di due legami singoli (dato che possono ruotare lungo l'asse di legame).

Il legame triplo ha due legami π , uno sopra e sotto il legame σ e l'altro davanti e dietro, e questo legame è più forte del doppio ma più debole come forza di 3 singoli.

Ricapitolando, se la densità elettronica è solo tra i due nuclei, si parla di legame σ ; se invece si concentra sopra e sotto abbiamo un legame π ; i primi hanno simmetria sferica, i secondi non hanno simmetria a causa del cambio di segno durante la rotazione.

Il legame σ è più forte di quello π perché il primo ha più sovrapposizione del secondo, la funzione d'onda del primo è maggiore del secondo e la probabilità di trovare l'elettrone nello spazio del legame σ è maggiore del secondo.

ORBITALI IBRIDI

Si ha sovrapposizione di orbitali quando ogni orbitale ha un solo elettrone, molti atomi possono formare più legami di quanti elettroni spaiati possiedono.

Ad esempio, il carbonio forma quattro legami invece di due, dato che la formazione di legami compensa la formazione di una struttura elettronica meno stabile.

Questo avviene tramite la promozione elettronica, cioè un atomo trasferisce un e⁻ da un orbitale esterno saturo ad uno esterno vuoto, avendo la possibilità di formare due legami supplementari, ed essa avviene quando la differenza fra l'orbitale di partenza e quello di arrivo è piccola.

Questi nuovi orbitali vengono detti ibridi, e il processo è detto ibridazione e consiste nella combinazione matematica di due funzioni d'onda. Gli orbitali ottenuti hanno la stessa energia e la stessa

sono minori e cause della repulsione

GLI ORBITALI MOLECOLARI

Esistono 3 principali tipi di materiali:

- ferromagnetici, quelli attratti dai magneti
- paramagnetici, quelli attratti debolmente da un magnete a causa di elettroni spaiati
- diamagnetici, quelli non attratti dai magneti, quando cioè non hanno elettroni spaiati, ma accoppiati

La teoria degli orbitali molecolari afferma che tutti gli elettroni degli atomi formanti la molecola contribuiscono al legame ed essi sono distribuiti su nuovi livelli energetici detti orbitali molecolari (che sono funzioni d'onda). Le superfici limitate di questi orbitali sono polivalenti, ovvero oggettivamente uscite dell'attrazione di tutti i nuclei.

Durante un legame gli orbitali atomici si combinano a formare orbitali molecolari.

Per risolvere l'equazione di Schrödinger per atomi polielettronici si usano metodi di approssimazione, di cui il più famoso è il LCAO (Linear combination of atomic orbital) nel quale si ottengono O.M. dalla combinazione lineare di funzioni d'onda di orbitali molecolari, formando orbitali di legame (interferenza costruttiva) e orbitali di antilegamento (interferenza distruttiva). Nel primo caso le funzioni d'onda hanno il medesimo segno, nel secondo segno opposto.

L'orbitale di legame Ψ ha energia inferiore ai due orbitali atomici di partenza, l'orbitale di antilegamento Ψ^* ha energia superiore ai due orbitali atomici di partenza.

Se due orbitali atomici si sovrappongono con simmetria diversa da quella rispetto all'asse di legame, si formano orbitali di non legame con energie pari a quelle degli orbitali di partenza; se e^- si trovano in questi orbitali non viene alterata la stabilità della molecola.

Per sapere qual'è la probabilità di trovare un elettrone in un orbitale molecolare si eleva al quadrato la funzione d'onda Ψ :

$$\Psi = \Psi_A + \Psi_B \quad \Psi^2 = \Psi_A^2 + 2\Psi_A\Psi_B + \Psi_B^2 \quad \text{O.M. di legame}$$

$$\Psi^* = \Psi_A - \Psi_B \quad \Psi^{*2} = \Psi_A^2 - 2\Psi_A\Psi_B + \Psi_B^2 \quad \text{O.M. di antilegamento}$$

$2\Psi_A\Psi_B$ è detto integrale di sovrapposizione ed è positivo per l'O.M. di legame (probabilità maggiore rispetto agli O.A.), negativo per gli O.M. di antilegamento (probabilità minore rispetto agli O.A.), e nullo per gli orbitali di non legame.

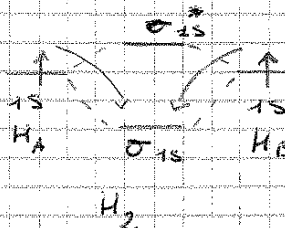
In generale combinando n orbitali atomici se ne ottengono n orbitali molecolari, metà di legame e metà di antilegamento; se se ne ottiene un numero dispari sono presenti un numero dispari di orbitali di non legame. Ogni orbitale ha un'energia via via maggiore in base al numero di orbitali.

Si possono ottenere orbitali molecolari se:

- gli orbitali atomici hanno energie simili
- al legame contribuiscono in gran parte gli orbitali esterni
- si combinano orbitali atomici con la stessa simmetria

In una molecola il legame è tanto più forte quanto più grande è il numero di elettroni presenti negli orbitali di legame rispetto a quelli negli orbitali di antilegamento;

l'ordine di legame è la differenza fra gli elettroni negli orbitali di legame e quelli negli orbitali di antilegamento, il tutto diviso per due.



$$O.L. = (n^{\circ}e^- \text{ legame} - n^{\circ}e^- \text{ antilegamento}) : 2$$

Maggiore è O.L. maggiore è la forza di un legame e minore è la distanza fra i nuclei.

Nel diagramma sopra si intuisce che la molecola H_2 è più stabile dei due atomi H_A e H_B ; infatti gli elettroni si sistemano nell'orbitale a minor energia e se sono più vicini o più antiparalleli.

	pascal	bar	atmosfera	torricelli	libbra-forza per pollice quadrato
Pa		10^5	$9,869 \cdot 10^6$	$7,5 \cdot 10^3$	$145,04 \cdot 10^6$
bar	100.000		0,98692	750,06	14,504
atm	101325	1,01325		760	14,696
torr	133,322	$1,3332 \cdot 10^{-3}$	$1,3158 \cdot 10^{-3}$		$19,337 \cdot 10^{-3}$
psi	6894,76	$68,948 \cdot 10^{-3}$	$68,046 \cdot 10^{-3}$	51,715	

Nel 1643 Torricelli creò il manometro, un dispositivo per misurare la pressione.

I GAS PERFETTI E LE LEGGI DEI GAS

In un gas perfetto le particelle sono puntiformi e non hanno interazioni fra loro.

Per applicare la legge dei gas perfetti bisogna considerare che:

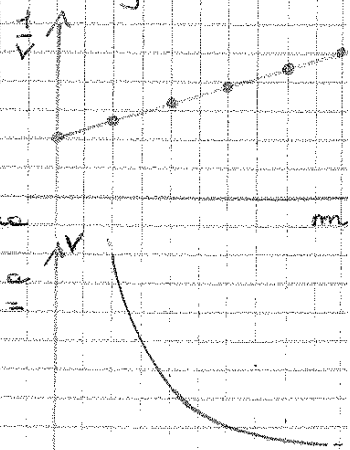
1. il gas perfetto contiene un numero elevatissimo di molecole
2. il volume occupato fisicamente è 0
3. il moto delle molecole che formano il gas ideale è casuale e caotico
4. tra le molecole non sono presenti repulsioni o attrazioni
5. gli urti delle molecole sono completamente elastici, ovvero la quantità di moto non varia con l'urto.

Un gas reale si avvicina a queste caratteristiche solo ad alta temperatura e bassa pressione; infatti, in queste condizioni, ha un comportamento indipendente dalla sua natura chimica; un gas perfetto o un gas che in queste condizioni soddisfa le 4 leggi dei gas perfetti.

- Legge di Boyle $PV = K$
 - Legge di Charles $V \cdot T^{-1} = K$
 - Legge di Gay-Lussac $P \cdot T^{-1} = K$
 - Legge o principio di Avogadro
- Furono scoperte fra il 1600 e il 1800

Legge di Boyle: il volume di una quantità fissa di gas è inversamente proporzionale alla pressione esercitata dal gas.

$$PV = K \quad m, T \text{ costanti}$$



Per una certa quantità di gas, se il volume di quest'ultimo diminuisce, aumenta la pressione e viceversa.

Questa legge ci dice che una certa quantità di gas, ad una data temperatura mantiene costante il prodotto fra il volume e la pressione. La curva nel grafico in basso a destra si chiama isoterma ed è un ramo di iperbole.

Diunque noto il valore del prodotto si può conoscere la pressione associata ad un dato volume e viceversa.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad m, T \text{ costanti}$$

La temperatura si può definire come la misura dell'energia cinetica media delle particelle che costituiscono il corpo, e determina la direzione del flusso di calore.

Esistono 3 principali scale per misurare la temperatura:

- Celsius ($^{\circ}C$)
- Kelvin (K)
- Fahrenheit ($^{\circ}F$)

$$d = \frac{m}{V} = \frac{P \cdot mm}{RT} \quad \xrightarrow{m/mm} \quad mm = \frac{dRT}{P}$$

LEGGE DELLE PRESSIONI PARZIALI DI DALTON

Come detto i gas si mescolano in ogni quantità e formano delle miscele omogenee.

Ora prendiamo un recipiente con all'interno una miscela di due gas:

1° gas $P_A = (n_A RT) / V$

$$P_{TOT} = P_A + P_B$$

2° gas $P_B = (n_B RT) / V$

P_A e P_B vengono dette pressioni parziali e sono le pressioni che i gas eserciterebbero se fossero da soli nel contenitore.

Legge di Dalton: ogni gas presente in una miscela esercita una pressione parziale, cioè una parte della pressione totale della miscela, uguale alla pressione che eserciterebbe se il gas fosse presente da solo nel recipiente.

$$P_{TOT} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

N.B. i gas devono essere messi fra di loro!

Se noi dividiamo la pressione totale per una pressione troviamo un'unità adimensionale detta frazione molare:

$$X_m = \frac{n_m}{n_{TOT}}$$

$$P_m = X_m \cdot P_{TOT}$$

$$X_A + X_B + \dots + X_n = 1$$

LEGGE DI HENRY

Legge di Henry (1803): a temperatura costante, la quantità di un dato gas disciolta in un certo volume di liquido è direttamente proporzionale alla pressione parziale del gas.

concentrazione $C = K \cdot P$ T costante P pressione parziale del gas

↑ costante tipica di ogni gas

Aumentando la temperatura aumentano i moti molecolari, di conseguenza un aumento di energia cinetica e una diminuzione della solubilità.

LEGGE DI GRAHAM

Studiando l'effusione dei gas, Graham trovò sperimentalmente che la velocità di effusione di due gas (spostamento delle molecole di gas da un luogo all'altro in un certo intervallo di tempo) erano inversamente proporzionali alle radici quadrate delle loro masse molari a temperatura e pressione costanti.

velocità di effusione $\frac{V_{eff}^1}{V_{eff}^2} = \sqrt{\frac{M^2}{M^1}}$ \rightarrow masse molari

In pratica hanno più facilità ad effondere molecole piccole (che sono più veloci) rispetto a molecole più grosse che sono più lente.

DIFFUSIONE GASSOSA

È il fenomeno che porta due gas a mescolarsi fra loro e quindi ad occupare lo spazio con pressione parziale inferiore.

Attraverso la legge di Graham possiamo conoscere il peso molecolare ignoto facendo reagire questo gas con uno di massa molecolare conosciuta (infatti la velocità dei gas si calcola misurando il tempo passato e lo spazio percorso):

$$M_{ign} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^2 \cdot M_2$$

$$T = 21 + 273,15 = 294,15$$

Dopo aver convertito le misure so che $PV = nRT$ e quindi ricavo n .

$$n = \frac{PV}{RT} \quad n = \frac{15,7 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 294,15 \text{ K}} = 32,5 \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M \quad m = 32,5 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 1040 \text{ g}$$

4) Leggi dei gas ideali

$$V_1 = 500 \text{ mL} \quad P_1 = 595 \text{ mmHg} \quad T_1 = 0^\circ\text{C} \quad P_2 = 760 \text{ mmHg} \quad T = 20^\circ\text{C} \quad V_2 = ?$$

Sappiamo dal testo che il numero di moli non cambia (la bottiglia è chiusa) quindi:

$$n_1 = \frac{P_1 V_1}{RT_1} = \frac{P_2 V_2}{RT_2} = n_2 \Rightarrow \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad V_2 = \frac{P_1 T_2 V_1}{T_1 P_2} =$$

$$= \frac{595 \cdot (273,15 + 20) \cdot 500}{760 \cdot 273,15} = 420 \text{ mL} < V_1 \quad \text{la pressione ha schiacciato la bottiglia}$$

5) legge di Dalton

$$P(N_2 + O_2) = 820 \text{ mmHg} \quad P(O_2) = 580 \text{ mmHg} \quad P(N_2) = ?$$

$$P_{\text{Tot}} = P_1 + P_2 + \dots \Rightarrow P(N_2 + O_2) = P(O_2) + P(N_2)$$

$$P(N_2) = 820 \text{ mmHg} - 580 \text{ mmHg} = 240 \text{ mmHg}$$

$$6) V = 20 \text{ L} \quad n(N_2) = 2 \text{ mol} \quad n(O_2) = 5 \text{ mol} \quad n(CO_2) = 2 \text{ mol} \quad T = 30^\circ\text{C} \quad P(N_2, O_2, CO_2)$$

$$P(N_2) = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot (303,15)}{20} = 3,73 \text{ atm}$$

$$P(O_2) = \frac{5 \cdot 0,082 \cdot 303,15}{20} = 6,21 \text{ atm}$$

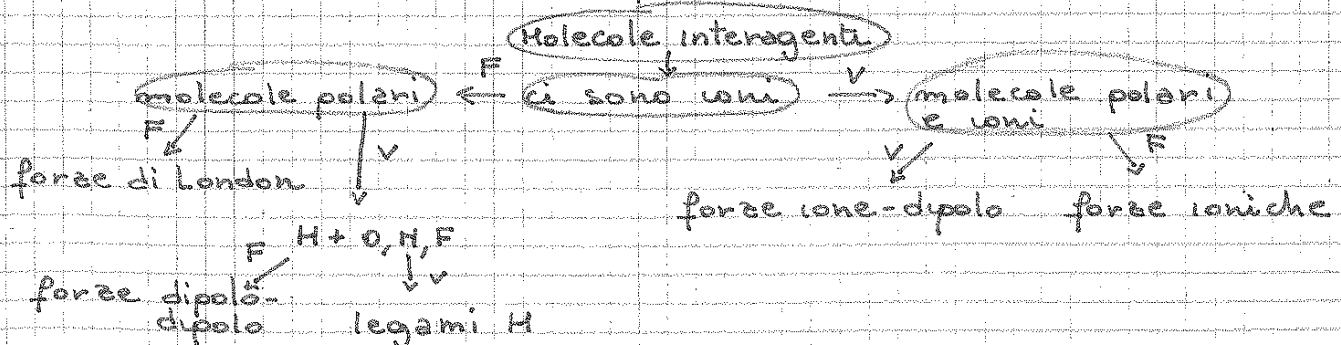
$$P(CO_2) = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot 303,15}{20} = 2,48 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Tot}} = 3,73 + 6,21 + 2,48 = 12,42 \text{ atm}$$

La classificazione dei solidi avviene in base alla sua struttura (cristallina o amorfa) e dal tipo di legame fra le molecole. I solidi possono essere:

- ionici
- molecolari
- metallici
- covalenti

Prima di iniziare è meglio un ripasso dei legami intermolecolari:



Nello stato solido le particelle sono fisse in una struttura solitamente ordinata e hanno solo moti vibrazionali. Le modalità con cui sono legate queste particelle è molto varia (legami covalenti, ionici, forze dipolo-dipolo).

Come detto sopra i solidi vengono divisi in base al legame che tiene insieme le molecole e ulteriormente in base alla loro struttura.

I SOLIDI AMORFI

Essi si ottengono raffreddando velocemente un materiale fuso, che non avendo il tempo di mettersi ordinato si solidifica in modo casuale.

Esempi di solidi amorfi sono il vetro, i polimeri. I solidi amorfi passano attraverso due fasi distinte:

- gommosa
- vetrosa

Per passare a quest'ultima, si deve superare la temperatura di transizione vetrosa, oltre la quale cambiano notevolmente le proprietà del materiale.

Il vetro, col passare del tempo, può devetrificarsi, cioè ricristallizzare in parte o totalmente, causando la rottura del vetro.

SOLIDI IONICI E METALLICI

Le caratteristiche dei solidi ionici sono queste:

- sono rigidi e duri ma sfaldabili
- sono cattivi conduttori allo stato solido ma buoni allo stato fuso
- hanno punti di fusione elevati

Le caratteristiche dei solidi metallici sono:

- buoni conduttori di elettricità e calore
 - emettono elettroni se colpiti da radiazioni elettromagnetiche
 - sono duttili e malleabili (franti in fogli e modellati in fili)
- hanno queste caratteristiche perché sono costituiti da cationi metallici circondati da elettroni liberi di muoversi.

DIFETTI NEI SOLIDI E LEGGE DI BRAGG

Essi sono principalmente 3:

- 1) di Schottky, mancano atomi o ioni dove dovrebbero esserci
- 2) di Frenkel, sono presenti atomi o ioni in posti dove non dovrebbero esserci
- 3) centri di colore, alcuni sono sostituiti da elettroni, colorando il cristallo

Studiando i cristalli tramite fasci di raggi X, Bragg scrisse la seguente legge per spiegare come le strutture periodiche dei cristalli danno origine alla diffrazione.

$$\text{numero diffrazioni } m\lambda = 2d \sin \theta \quad \text{differenza di cammino ottico}$$

LE LEGHE

Sono metalli a cui vengono aggiunti, in certe proporzioni, altri materiali modificandone le proprietà.

Esempi di leghe sono:

- bronzi
- ottoni
- acciaio (ferro + carbonio)

In base agli elementi presenti, le leghe possono essere binarie, ternarie, e possono essere eterogenee o omogenee.

Le leghe si possono ottenere per fusione aggiungendo la lega (cioè il soluto) all'elemento base (il solvente).

Se i legami fra i nuovi elementi e quelli precedenti sono simili abbiamo soluzioni solide sostituzionali disordinate.

Se i nuovi legami sono più forti dei precedenti abbiamo soluzioni solide sostituzionali ordinate.

Se il nuovo metallo inserito è più elettropositivo abbiamo un composto intermetallico.

Se i nuovi elementi sono più piccoli di quelli vecchi abbiamo una soluzione solida interstiziale.

SOLIDI MOLECOLARI E COVALENTI

I primi sono costituiti da molecole legate con forze di Van Der Waals. Hanno le seguenti caratteristiche:

- fessili
- bassi punti di fusione ed ebollizione
- cattivi conduttori di elettricità

Quando un processo assorbe energia viene detto endotermico, quando invece cede energia viene detto esotermico. Nel primo aumento l'energia cinetica delle particelle, nel secondo diminuisce.

LA FUSIONE

Nella fusione un solido diventa liquido. Il punto di fusione è quella temperatura alla quale il reticolo cristallino crolla e inizia la fusione.

Il calore che viene spesso acquistato durante un passaggio di stato si chiama entalpia ed è una funzione di stato. È negativa durante la fusione, positiva durante il congelamento.

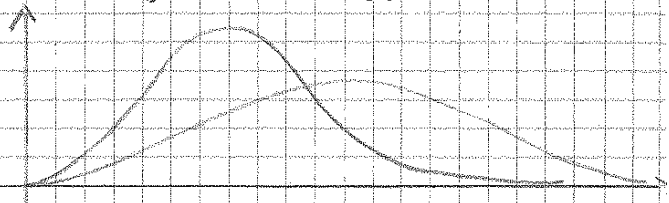
LA SUBLIMAZIONE

Nella sublimazione si passa dallo stato solido allo stato gassoso ed è un processo endotermico, infatti ha entalpia positiva.

L'EVAPORAZIONE

È il passaggio dallo stato solido allo stato gassoso, maggiore è la temperatura, maggiore è la velocità media delle molecole e maggiore è la frazione di molecole che evapora.

Le molecole con forze intermolecolari più deboli evaporano prima, quindi hanno una tensione di vapore maggiore.

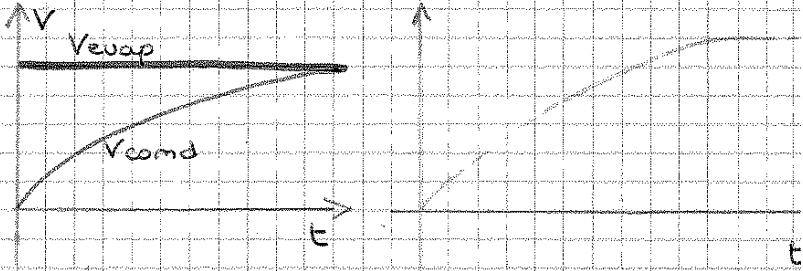


TENSIONE DI VAPORE

La tensione di vapore indica quanto le sue molecole tendono a sfuggire; più essa è alta più una sostanza è volatile.

Prendendo un liquido in un recipiente chiuso in cui è stato fatto il vuoto, più molecole evaporano più aumenta la pressione; aumentando gli urti fra le molecole gassose, alcune di loro condensano e tornano liquide. Più vapore c'è più è veloce la ricomdensazione. La velocità di evaporazione è costante e dipende dalla temperatura e dalle forze intermolecolari.

Si arriva ad un punto nel quale le due velocità si eguagliano e le molecole condensate sono in numero uguale a quelle evaporate. La pressione esercitata dal vapore stesso viene detta tensione di vapore saturo.



PUNTO DI EBOLLIZIONE

Il punto di ebollizione è quella temperatura alla quale la pressione di vapore è uguale alla pressione atmosferica. Ad una atmosfera abbiamo il punto normale di ebollizione.

EQUAZIONE DI CLAUSIUS-CLAPEYRON

pressione di vapore del liquido

$$\ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right) = \left(\frac{\Delta H_{ev}}{R} \right) \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \approx 8,31 \frac{J}{mol \cdot K}$$

TEMPERATURA E PRESSIONE CRITICHE

Quando vengono raggiunti determinati valori di temperatura e pressione, svanisce l'interfaccia fra liquido e vapore. Esso viene detto punto critico, e in queste condizioni la sostanza è detta fluido supercritico; esso ha un'elevatissima densità ma ha una viscosità simile a quella di un gas.

La quantità di soluto che posso sciogliere si chiama solubilità. In particolari condizioni è possibile avere una soluzione satura con concentrazione di soluto disciolto superiore alla normale.

Per misurare la concentrazione delle soluzioni possiamo usare le seguenti unità di misura:

1. percentuale in peso %W: il numero di grammi di un componente sciolto in 100 grammi di soluzione.

$$\%W = \frac{W_i \cdot 100}{\sum_{i=1}^n W_i}$$

W_i ← peso i-esimo componente
 $\sum_{i=1}^n W_i$ ← peso della soluzione

esempio 10%W di glucosio contiene 10 g di glucosio e 90 grammi di H_2O

$$\%W = \frac{W_{glucosio}}{W_{glucosio} + W_{H_2O}} \cdot 100 = \frac{10}{10 + 90} \cdot 100 = 10$$

2. percentuale in volume %V: il volume di soluto presente in 100 vol di soluzione.

$$\%V = \frac{V_i \cdot 100}{\sum_{i=1}^n V_i}$$

V_i ← volume i-esimo componente
 $\sum_{i=1}^n V_i$ ← volume della soluzione.

esempio $\%V(C_2H_5OH) = ?$ $V(C_2H_5OH) = 110$
 $V(H_2O) = 890$

$$\%V = \frac{V(C_2H_5OH) \cdot 100}{V(C_2H_5OH) + V(H_2O)} = \frac{110}{110 + 890} \cdot 100 = 11\%$$

3. percentuale peso/volume %W/V: quantità in grammi di soluto presente in 100 ml di soluzione.

$$\%W/V = \frac{W_i \cdot 100}{V}$$

W_i ← peso in g dell' i-esimo componente
 V ← volume soluzione in ml

esempio $m(Ba(OH)_2) = 10,8g$ $V_{soluz} = 250ml$

$$\%W/V(Ba(OH)_2) = ?$$

$$\%W/V = \frac{W(Ba(OH)_2)}{V} \cdot 100 = \frac{10,8}{250} \cdot 100 = 4,32\%$$

4. frazione molare X_i : numero di moli di un componente presenti in una soluzione.

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_{i=1}^n n_i}$$

n_i ← moli i-esimo componente
 $\sum_{i=1}^n n_i$ ← sommatoria moli totali

esempio: $X(H_2SO_4)$ in soluzione di H_2SO_4 10%

$$X_{H_2SO_4} = \frac{n(H_2SO_4)}{n_{TOT}} = \frac{10}{\frac{98}{98} + \frac{90}{18}} = 0,02 \quad X_{H_2O} = 0,98$$

5. molarità M: numero di moli presenti in un litro di soluzione.

$$M = \frac{n_i}{V}$$

n_i ← moli i-esimo componente
 V ← volume soluzione

esempio: $M = ?$ $m(NaCl) = 2$ in 1000 ml

$$M = \frac{n}{V} = \frac{2 \text{ mol}}{1L} = 2 \text{ mol/L}$$

6. molalità m: moli di soluto in 1 kg di solvente.

$$m = \frac{n_{soluto}}{W_{solvente}}$$

n_{soluto} ← moli soluto
 $W_{solvente}$ ← peso solvente

esempio $m = ?$ $m(NaCl) = 2$ in 500g H_2O

$$m = \frac{n_{soluto}}{W_{solvente}} = \frac{2}{500} \cdot 1000 = 4 \text{ mol/kg}$$

7. normalità N: numero di equivalenti in un litro di soluzione.

$$N = \frac{m_{eq}}{V}$$

m_{eq} ← m° equivalenti
 V ← volume

esempio $N = ?$ soluzione 1M di $Ca(OH)_2$

$$1M = N \cdot Z \quad N = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ eq/L}$$

Z ← operativa
 $m_{eq} = \frac{W \cdot Z}{pm}$ ← peso molecolare

Z: m° H^+ liberati per gli acidi
 m° OH^- liberati per le basi
 m° di cariche \oplus o \ominus per i sali
 m° di elettroni scambiati nella semi-reazione per le redox

LEGGE DI RAULT

Se abbiamo un soluto non volatile e non elettrolita possiamo applicare la legge di Raoult

pressione di vapore del solvente $P_{\text{solvente}} = X_{\text{solvente}} \cdot P_{\text{solvente}}^{\circ}$ tensione di vapore del solvente puro

Dato che $X_{\text{solvente}} < 1$ si avrà un abbassamento della tensione di vapore

Se il soluto è volatile, la tensione di vapore della soluzione è la somma delle pressioni parziali dei vapori

$$P = \sum_{i=1}^n P_i = \sum_{i=1}^n X_i P_i^{\circ} \quad P = P_A + P_B = X_A P_A^{\circ} + X_B P_B^{\circ} \quad \text{soluzione binaria}$$

In una soluzione ideale la tensione di vapore del soluto è trascurabile e che il soluto non reagisce con il solvente. In una soluzione ideale a volte la tensione di vapore si abbassa in base alla frazione molare del soluto.

Tramite la legge di Raoult possiamo sapere di quanto si abbassa la tensione di vapore; sapendo che $\Delta P_{\text{solvente}} = P_{\text{solvente}} - P_{\text{solvente}}^{\circ}$ e sostituendovi dentro la legge di Raoult otteniamo

$$\Delta P_{\text{solvente}} = X_{\text{solvente}} P_{\text{solvente}}^{\circ} - P_{\text{solvente}}^{\circ}$$

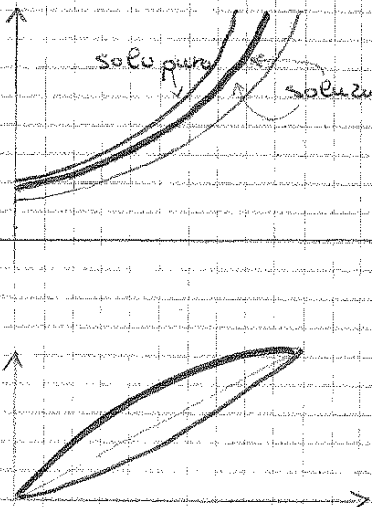
Raccogliendo $P_{\text{solvente}}^{\circ}$ e sapendo che $1 - X_{\text{solvente}}$ è uguale a X_{soluto} , otteniamo:

$$\Delta P_{\text{solvente}} = -X_{\text{soluto}} P_{\text{solvente}}^{\circ}$$

In una soluzione ideale il grafico della tensione di vapore è una retta;

In una soluzione reale abbiamo due possibili casi:

- deviazione positiva se i legami fra soluto e solvente sono deboli e si ha una maggior evaporazione
- deviazione negativa se i legami fra soluto e solvente sono forti e si ha una minor evaporazione



INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO E ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

Se diminuisce la tensione di vapore aumenta il punto di ebollizione e diminuisce il punto di congelamento.

L'aumento del punto di ebollizione è direttamente proporzionale alla molarità del soluto:

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m \quad \text{costante ebullioscopica}$$

La costante ebullioscopica dipende dalla natura del solvente e si misura in $^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg/mol}$

L'abbassamento del punto di congelamento ha una equazione simile a quella dell'ebollizione:

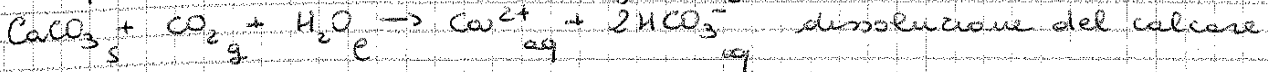
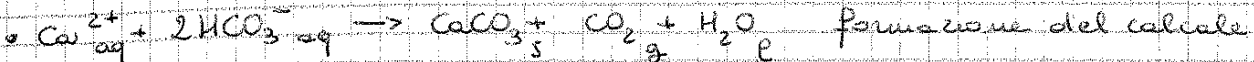
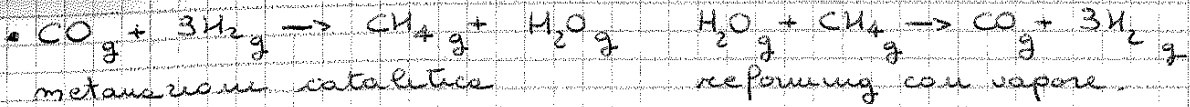
$$\Delta T_{\text{ca}} = K_{\text{ca}} \cdot m \quad \text{costante crioscopica}$$

La costante crioscopica ha le stesse caratteristiche di quella ebullioscopica.

LA PRESSIONE OSMOTICA

Se due soluzioni dello stesso solvente con concentrazioni diverse sono divise da una membrana semi-permeabile, il solvente della soluzione più concentrata si sposta in quella meno concentrata fino all'equilibrio di concentrazione.

La pressione osmotica è quella pressione che bisogna esercitare per impedire questo flusso. Attraverso la membrana passano solo le molecole più piccole.



Dal momento in cui la velocità di formazione di CaCO_3 e la velocità di dissoluzione del CaCO_3 , sono uguali abbiamo raggiunto un equilibrio in cui le due reazioni avvengono alle stesse velocità e non si hanno variazioni a livello macroscopico.

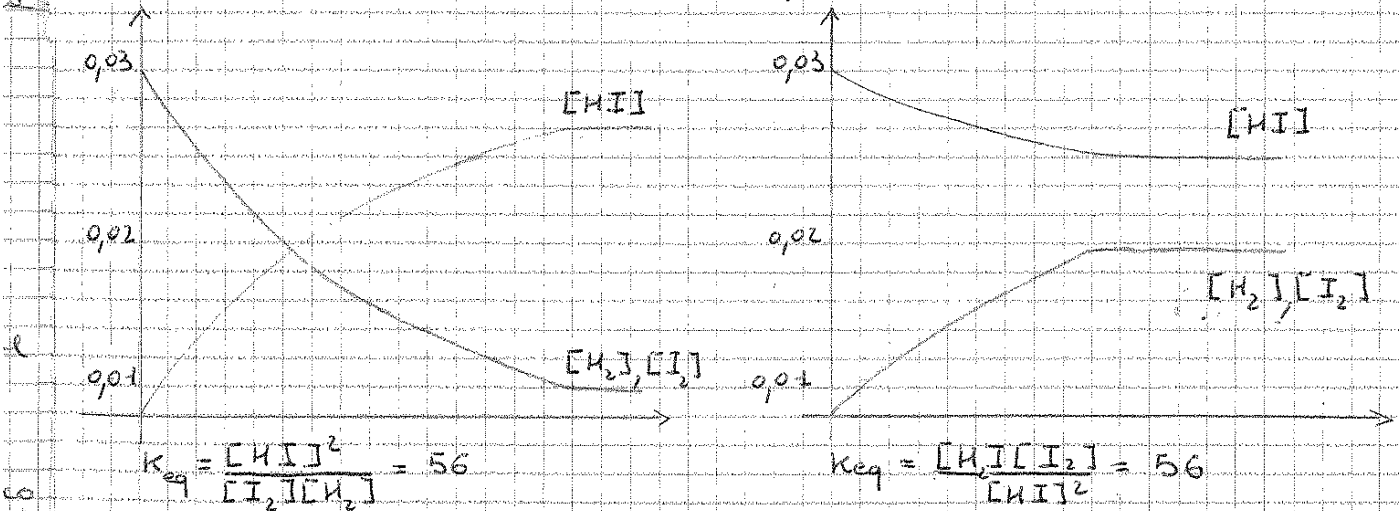
Studiamo con maggior attenzione le varie fasi di una reazione reversibile; prima però è bene ricordare che una reazione avviene grazie agli urti fra le particelle e, a temperatura costante, essi dipendono dalla concentrazione delle specie chimiche;

- 1) quando inizia la reazione, la reazione diretta ha un valore che parte da un tot e poi diminuisce al diminuire dei reagenti
- 2) contemporaneamente aumenta la velocità delle reazioni inverse che inizialmente era 0
- 3) ad un certo tempo le due velocità saranno uguali e le concentrazioni di reagenti e prodotti saranno costanti; a questo punto le particelle che diventano di reagenti a prodotti uguagliano in numero le particelle che da prodotti diventano di nuovo reagenti.

In una generica reazione $2A + 3B \rightleftharpoons \gamma C + \delta D$, il rapporto fra reagenti e prodotti è costante.

$$\frac{[\text{C}]^\gamma \cdot [\text{D}]^\delta}{[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^3} = k \text{ costante}$$
 con 2, 3, γ e δ coefficienti stechiometrici di reagenti e prodotti. Le concentrazioni all'equilibrio si calcolano a partire da quelle iniziali.

La k viene chiamata costante di equilibrio ed indicata come K_{eq} .



N.B. Non ha importanza quanti prodotti o reagenti ci siano inizialmente all'equilibrio il rapporto caratteristico fra le reazioni rimane lo stesso.

COSTANTE DI EQUILIBRIO E REAZIONI IN FASE GASSOSA: K_c e K_p

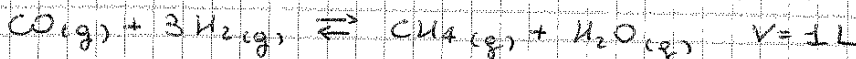
Il valore assunto dalla costante K varia in base a come sono scritte i reagenti e i prodotti e dai coefficienti stechiometrici.

$2A + 3B \rightleftharpoons \gamma C$ $K_c = \frac{[\text{C}]^\gamma}{[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^3}$
 $\gamma C \rightleftharpoons 2A + 3B$ $K'_c = \frac{[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^3}{[\text{C}]^\gamma}$ $K_c = \frac{1}{K'_c}$
 $2(2A) + 2(3B) \rightleftharpoons 2(\gamma C)$ $K''_c = \frac{[\text{C}]^{2\gamma}}{[\text{A}]^{2 \cdot 2} \cdot [\text{B}]^{2 \cdot 3}}$ $K_c = (K'_c)^2$
 $\frac{2A}{2} + \frac{3B}{2} \rightleftharpoons \frac{\gamma C}{2}$ $K'''_c = \frac{[\text{C}]^{\frac{\gamma}{2}}}{[\text{A}]^{\frac{2}{2}} \cdot [\text{B}]^{\frac{3}{2}}}$ $K_c = \sqrt{K'_c}$

N.B. Se abbiamo una somma di reazioni $K_n = K_1 \cdot K_2 \dots \cdot K_{n-1}$

$$K_c = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3} \quad [CH_4] = \frac{0,387 \cdot 0,387}{(0,613)^3} \Rightarrow [CH_4] = 0,059 \text{ mol/L}$$

esempio: $n(CO) = 1 \text{ mol}$ $n(H_2) = 3 \text{ mol}$ $[CO]_p = 0,613 \text{ mol/L}$ $K_c = ?$



molini	1	3	/	/
variazione	-x	-3x	x	x
molini fin	1-x	3-3x	x	x

$$1-x = 0,613 \quad -x = 0,613 - 1 \quad x = 0,387 \text{ mol}$$

$$n(CH_4) = n(H_2O) = 0,387 \text{ mol}$$

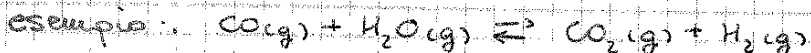
$$n(H_2) = 3 - 3(0,387) = 1,839 \text{ mol}$$

$$K_c = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3} = \frac{0,387 \cdot 0,387}{0,613 \cdot (1,839)^3} = 0,0393 \frac{1}{M^2}$$

Quando un problema chiede di trovare le concentrazioni di reagenti o prodotti, note le quantità iniziali e la K_c si devono seguire tre passi principali;

4 tre passi sono:

- 1) si fa una tabella con le concentrazioni iniziali, la variazione di concentrazione e le concentrazioni finali in funzione di x
- 2) si sostituiscono le concentrazioni finali ottenute nella K_c ottenendo un'equazione di 1° o 2° grado
- 3) si risolve l'equazione algebrica rispetto ad x e si sostituisce al posto di x il valore ottenuto



$$K_c = 0,58 \quad T = 1000^\circ C \quad n(H_2O) = n(CO) = 1 \text{ mol} \quad V = 50L$$

$$[CO, H_2O, CO_2, H_2]_f = ?$$

$$[CO] = [H_2O] = \frac{1 \text{ mol}}{50 L} = 0,02 M$$

CO	H ₂ O	CO ₂	H ₂	
0,02	0,02	/	/	mol in
-x	-x	x	x	variaz.
0,02-x	0,02-x	+x	+x	mol. fin

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} = \frac{x^2}{(0,02-x)(0,02-x)} = 0,58$$

$$\frac{x^2}{(0,02-x)^2} = 0,58 \quad x_1 = 0,0086 \quad x_2 = -0,063 \text{ NO}$$

$$[CO] = [H_2O] = 0,02 - x = 0,0114 \text{ mol/L} = [H_2O] \Rightarrow n(CO) = n(H_2O) = 0,57$$

$$[CO_2] = [H_2] = 0,0086 \Rightarrow n(CO_2) = n(H_2) = 0,43$$

PRINCIPIO DI LE CHÂTELIER

Se abbiamo una reazione chimica all'equilibrio e modifichiamo una delle condizioni, la reazione si sposta nella direzione che porta nuovamente all'equilibrio.

Esistono 3 condizioni che perturbano un sistema:

- temperatura
- concentrazione di reagenti o prodotti
- pressione

PRINCIPIO DI LE CHÂTELIER: il cambiamento di uno qualsiasi dei fattori che determinano la situazione di equilibrio in un sistema, induce in questo una trasformazione tale da ridurre o contrastare l'effetto provocato dalla perturbazione.

sostanze che in soluzione acquosa danno origine ad OH^- "
 Nei primi neutro e acidi, nei secondi solo gli acidi.

La teoria di Arrhenius aveva però dei limiti

- non spiegava il comportamento acido fuori dall' H_2O
- molte sostanze sono basi anche se non liberano OH^- , come NH_3
- esistono sostanze che formano OH^- in acqua senza però contenerlo; ad esempio NH_3 ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$)

LA TEORIA DI BRÖNSTED-LOWRY

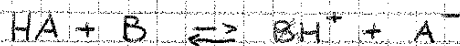
Negli anni venti fu data una nuova definizione di acido e base

- acido una sostanza capace di donare un H^+ ad un'altra sostanza
- base una sostanza capace di accettare questo H^+ da un acido

Queste definizioni valgono fuori dall' H_2O e evidenziano che un acido si comporta come tale solo se in presenza di una base e viceversa. Lo ione H^+ , infatti, essendo altamente instabile, non può esistere da solo, non riuscendo a sopportare la carica positiva non bilanciata. Le reazioni acido-base con queste definizioni possono avvenire anche in soluzioni diverse da quelle acquose e in fase gassosa.

In base al numero di H^+ che si liberano abbiamo acidi mono, bi, tri, ... protici; ad esempio H_2SO_4 è biprotico, H_3PO_4 è triprotico.

In una reazione acido-base c'è uno scambio di H^+ e una reazione come la seguente



vediamo che i prodotti sono anch'essi una base (A^-) e un acido (BH^+) perché il primo può accettare un protone, il secondo cederlo. A^- prende il nome di base coniugata di HA, BH^+ acido coniugato della base B. Questi acidi e basi coniugati possono reagire fra loro e riformare i reagenti fino all'equilibrio. Ogni reazione acido-base produce quindi una base ed un acido coniugato.

Per Brönsted-Lowry solo molecole con almeno un H^+ possono comportarsi da acidi e solo molecole che abbiano una coppia non impegnata in legami può comportarsi da base.

La teoria di B-L include quella di Arrhenius dato che in H_2O un acido cede H^+ e una base acquista un OH^- .

LA TEORIA DI LEWIS

Lewis definì come acido una sostanza che prende un doppietto elettronico (sostanza elettrafila), base una sostanza che può donare un doppietto elettronico (sostanza nucleofila).

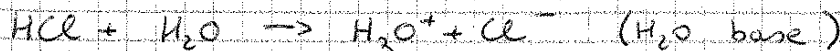
In queste definizioni sono comprese sostanze come CO_2 e Cu^{2+} che, anche se non hanno H^+ accettano una coppia di elettroni.

Il prodotto ottenuto da una reazione acido-base di Lewis viene detto addotto acido-base, e spiega ad esempio il legame dative.

IL COMPORTAMENTO ANFOTERO

Una sostanza è detta anfotera se ha comportamento acido con una base e comportamento basico con un acido.

Ad esempio l' H_2O è un anfotero:

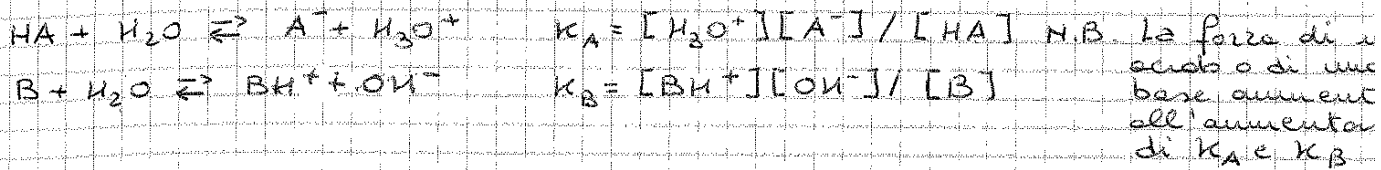


ACIDI FORTI E DEBOLI E COSTANTE DI DISSOCIAZIONE

La forza di un acido (o base) si misura con la quantità in moli di ioni H^+ (o OH^-) che si formano in un dato solvente (quindi cambia in base al solvente).

Le sostanze che liberano ioni sono dette elettroliti forti se si dissociano completamente, deboli se si dissociano parzialmente.

Se abbiamo un acido o una base debole, per calcolare il pH, abbiamo bisogno di conoscere la concentrazione di H^+ o OH^- all'equilibrio. La forza di un acido (o base) si calcola tramite il pH ($< pH = >$ forza dell'acido ($<$ forza della base)). Per calcolare la forza di un acido possiamo usare la K_A (K_B per le basi).



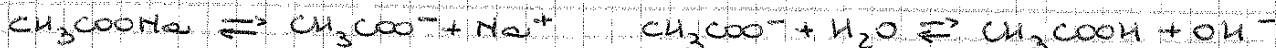
Nel caso di acidi poliprotici, abbiamo una sequenza di passaggi durante i quali si libera un H^+ , man mano che si liberano H^+ la K_A diventa sempre più piccola e quindi il pH di una soluzione di un acido poliprotico è determinato in gran parte dalla prima ionizzazione.

EQUILIBRI DI IDROLISI

In acqua acidi e basi possono reagire fra loro formando sali. Per idrolisi si intende reazioni di tipo acido-base con formazione di sali; si possono avere sali da:

- acidi deboli e basi forti avendo un'idrolisi basica $pH > 7$
- acidi forti e basi deboli avendo un'idrolisi acida $pH < 7$
- acidi e basi deboli ottenendo una soluzione non neutra $pH \neq 7$
- acidi e basi forti ottenendo una soluzione neutra $pH = 7$

Nel primo caso abbiamo che dalla dissociazione del sale otteniamo un base di B-L piuttosto forte che reagisce con gli H_3O^+ dell'acqua causando una sproporzione a favore degli OH^- , causando una soluzione basica (in misura della forza dell'acido debole).



Nel secondo caso abbiamo che dalla dissociazione del sale si ottiene un acido di B-L piuttosto forte che reagisce con gli OH^- dell'acqua causando una sproporzione a favore degli H_3O^+ , causando una soluzione acida.



Nel terzo caso abbiamo che dalla dissociazione del sale si ottiene un acido ed una base di B-L piuttosto forti, e quindi la soluzione sarà acida o basica in base alla K_A e alla K_B :

- $K_A > K_B$ $pH < 7$ soluzione acida
- $K_A = K_B$ $pH = 7$ neutra
- $K_A < K_B$ $pH > 7$ basica

Nell'ultimo caso abbiamo una soluzione neutra dato che dalle due reazioni del sale ottengo una base e un acido debole che quindi non reagiscono con l' H_2O .

SOLUZIONI TAMPONE E SOLUZIONI TITOLANTI

Esistono soluzioni in grado di controllare il pH neutralizzando piccole quantità di H^+ o OH^- aggiunti.

Essi sono composte da un sistema acido-base, formato da un acido e una base che non reagiscono fra loro in quantità simili: ad esempio un acido debole e la sua base coniugata o una base debole e il suo acido coniugato.

Se si aggiunge una piccola quantità di H_3O^+ la base del sistema reagisce con questi H^+ , mentre se aggiungiamo OH^- reagisce l'acido del sistema.

Se dobbiamo conoscere quanto acido o base è presente in una soluzione possiamo in una beuta la soluzione e aggiungiamo una soluzione acida (o basica) di concentrazione nota. Sappendo quanto acido o quanto base abbiamo aggiunto risaliamo alle moli di acido o base che erano nella soluzione ignota.

La precipitazione frazionata consiste nella precipitazione del sale meno solubile prima che in quella del sale più solubile. Non sempre però si ottiene infatti essa dipende dalla concentrazione iniziale delle specie ioniche, dal valore della K_{ps} e dalle stechiometrie della reazione.

EFFETTI DI TEMPERATURA, IONE COMUNE E PH SULLA SOLUBILITA'

Prodotto di solubilità e solubilità sono collegate fra loro; se indichiamo con S la [anione] e [catione] e sapendo che in una soluzione satura il prodotto di solubilità è uguale al prodotto delle concentrazioni ed uguali ad S abbiamo

$$K_{ps} = S \cdot S \Rightarrow S = \sqrt{K_{ps}}$$

Cio' vale se il numero di cationi è uguale a quello degli anioni.

Poiché durante la solubilizzazione avvengono scambi termici, una variazione di temperatura può far variare l'equilibrio da una parte piuttosto che dall'altra:

- se abbiamo una reazione esotermica (cede calore) un aumento di temperatura diminuisce la solubilità di quel composto
- se abbiamo una reazione endotermica, invece, un aumento di temperatura aumenta la solubilità di quel composto

Nel 36% degli elettroliti abbiamo una reazione endotermica che, quindi, è favorita da un aumento di temperatura.

Se abbiamo più sostanze nella stessa soluzione, la solubilità dei composti varia se hanno degli ioni in comune. Ciò si traduce in un aumento del prodotto di reazione K_{ps} (ci sono più prodotti) e quindi uno spostamento dell'equilibrio che causa una maggior quantità di precipitato.

Se aggiungiamo H_3O^+ ad una soluzione si possono avere due tipi di siti:

- se l'anione deriva da un acido debole, cioè è una base coniugata forte la solubilità del composto aumenta, cioè se ne scioglie di più
- viceversa, se l'anione deriva da un acido forte e quindi è una base debole non si ha variazione dell'equilibrio

Per sistema intendiamo quella parte di mondo sottoposta a studio; per equilibrio si intende una situazione nella quale le proprietà macroscopiche e microscopiche non variano, per fase si intende una parte di sistema nel quale le proprietà chimiche e fisiche non variano da un punto all'altro del sistema; in un sistema però possono esserci diverse fasi.

- 1) isolato, quando non scambia né materia né energia e raggiunge sempre un equilibrio
- 2) chiuso, quando scambia energia ma non materia e raggiunge l'equilibrio quando è in equilibrio termico con l'ambiente
- 3) aperto, quando viene scambiata sia energia che materia e non raggiunge mai l'equilibrio ma solo uno stato stazionario

Un sistema si trova in uno stato di equilibrio per certi valori delle coordinate termodinamiche (ad esempio X, Y) se i valori di queste coordinate non cambiano se non si modificano le condizioni esterne.

In base alla natura delle pareti che circondano il sistema (adiabatiche o conduttrici) e alla vicinanza con un altro sistema (se due sistemi sono separati da pareti adiabatiche coesistono due sistemi all'equilibrio, mentre sono separati da pareti conduttrici i due sistemi raggiungono un equilibrio termico fra loro).

GRANDEZZE INTENSIVE ED ESTENSIVE

Le grandezze intensive non dipendono dalla quantità di materia o dalle dimensioni del sistema ma solo dalle condizioni in cui si trova e dalla costituzione del sistema; quelle estensive dipendono dalla quantità di materia.

$$\Delta E = \Delta H - P\Delta V \quad \Delta E = \Delta H - \Delta nRT$$

Se ΔE (variazione di energia interna) è negativa abbiamo una reazione esotermica, se ΔE è positiva abbiamo una reazione endotermica.
 Se il lavoro $W = P\Delta V$ è positivo abbiamo un'espansione, se il lavoro è negativo abbiamo una compressione.

Se volume e temperatura sono costanti $Q = \Delta E$
 Se pressione e temperatura sono costanti $Q = \Delta E + P\Delta V = \Delta H$

L'energia libera e l'entalpia (con T, V costanti la prima, T, P costanti la seconda) sono funzioni di stato e dipendono solo dallo stato del sistema. Le variazioni di energia libera e la variazione di entalpia (nelle stesse condizioni di quelle sopra) dipendono dallo stato iniziale e finale del processo ma non dal suo meccanismo.

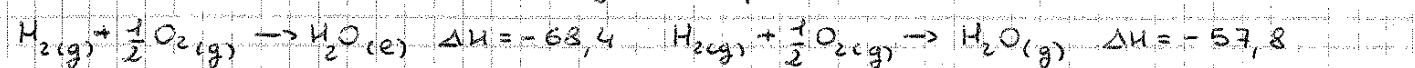
PROPRIETA' DEL CALORE DI REAZIONE

- Il calore di reazione dipende da:
- quantità dei reagenti
 - stato fisico dei reagenti e dei prodotti
 - temperatura
 - condizioni di reazione
 - legge di Hess

L'entalpia associata ad un processo diretto è H, quella associata ad un processo inverso -H.
 Se raddoppio le moli di reagenti raddoppio la ΔH :



Se cambia lo stato fisico di reagenti e prodotti cambiano anche le ΔH :



N.B. stiamo considerando processi a T costante e a V costante ($Q = \Delta E$) o a P costante ($Q = \Delta H$)

CALCOLO DELLA VARIAZIONE DI ENTALPIA E LEGGE DI HESS

- Per calcolare la ΔH di una reazione possiamo usare due metodi:
- usare i calori standard tabulati di formazione delle sostanze
 - usare la legge di Hess.

Si definisce calore di formazione standard di un composto il calore assorbito o rilasciato quando una mole di composto si forma a partire dagli elementi componenti ad 1 atm e a $25^\circ C$.

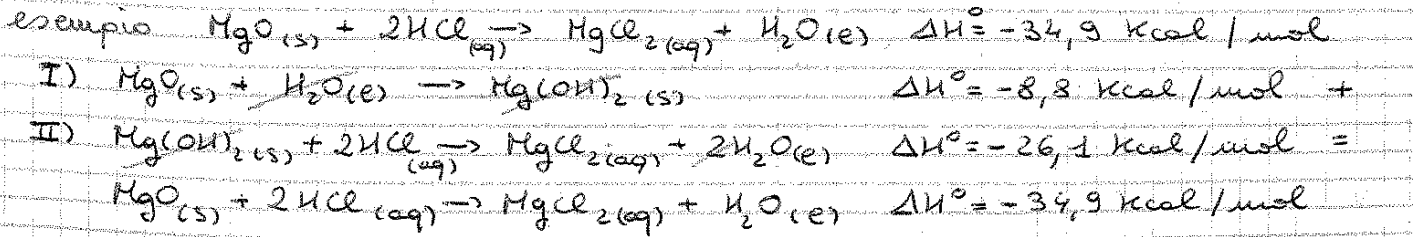
Per calcolare la variazione di entalpia standard possiamo usare i calori di formazione standard di reagenti e prodotti

$$\Delta H_{\text{reaz}}^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ (\text{prodotti}) - \sum m \Delta H_f^\circ (\text{reagenti})$$

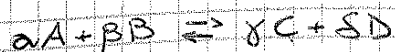
coefficienti stechiometrici

Questa equazione spiega perché è importante sapere lo stato fisico di reagenti e prodotti (perché vengono due risultati diversi)

LEGGE DI HESS: per una reazione suddivisa in più stadi il calore di reazione di un dato processo è uguale alla somma dei calori di reazione delle reazioni parziali in cui il processo totale può essere suddiviso.



Dimostriamo la derivazione termodinamica della costante di equilibrio



Calcolando la ΔG di questa reazione essa fornisce l'equazione

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

considerando lo stato iniziale come quello in cui sono presenti i reagenti e quello finale come quello in cui si hanno i prodotti, essendo $\Delta G = 0$ (siamo all'equilibrio) abbiamo:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

dalla quale calcoliamo la K_c (indifferentemente si può calcolare la K_p):

$$K_c = e^{-\Delta G^\circ / RT}$$

TIPICI TIPI DI REAZIONI CHIMICHE

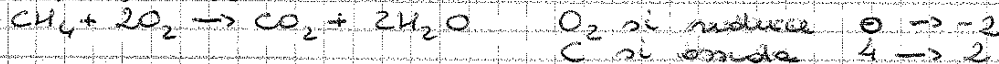
Esistono vari tipi di reazioni:

- decomposizione ($A \rightarrow B + C$)
- sintesi ($A + B \rightarrow C$)
- sostituzione ($AB + CD \rightarrow AC + BD$)
- metatesi ($AB + CD \rightarrow AC + BD$ con B e C scari)
- redox
- acido-base

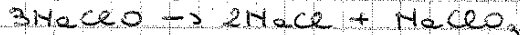
Nelle redox abbiamo un trasferimento di elettroni: chi si ossida e perde, chi si riduce gli acquista.

Casi particolari di redox sono:

- combustione



- dismutazione



Nelle reazioni di sintesi due o più composti o elementi formano un solo prodotto quando reagiscono con un metallo o non metallo con ossigeno o idrogeno si è di fronte ad una redox.

Le reazioni di decomposizione consistono nel produrre più composti da uno solo; esse sono favorite dalle alte temperature e molte di loro producono ossigeno.

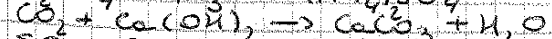
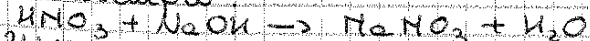
Ad esempio da i carbonati e i bicarbonati si ottiene anidride carbonica ($2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$) che è il componente principale mentre in altre reazioni la CO_2 è lo scarto. Decomponendo un idrossido si ottiene l'ossido basico e l' H_2O .

Nelle reazioni di spostamento un atomo più attivo riesce a spostare un elemento meno reattivo dal suo composto (è una redox); ad esempio $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Nelle reazioni di doppio scambio due composti si scambiano gli elementi per formare due nuovi composti. Ad esempio la reazione $Na_2SO_4 + ZnCl_2 \rightarrow ZnSO_4 + 2NaCl$

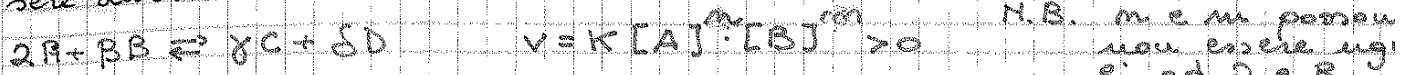
Le reazioni acido-base si hanno senza variazione dei numeri di ossidazione; esse vengono anche dette di salificazione.

Ad esempio:



LA LEGGE CINETICA

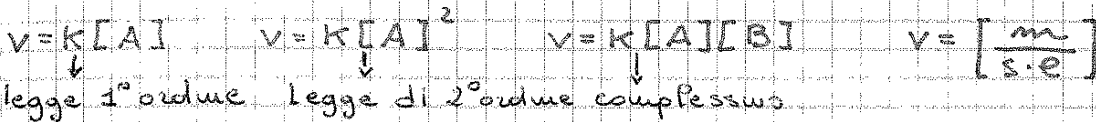
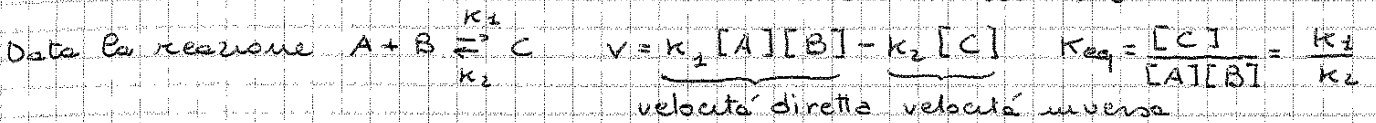
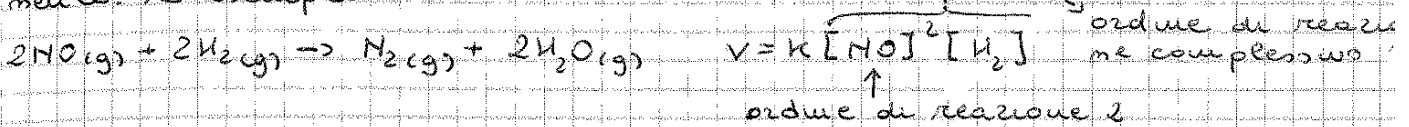
La velocità di reazione dipende dalle concentrazioni iniziali dei reagenti. La legge cinetica lega la velocità di reazione alla concentrazione dei reagenti, ognuno elevato al suo esponente stechiometrico (ma può essere diverso).



Il parametro k è importante perché permette di calcolare la velocità di reazione per qualunque valore di concentrazione.

ORDINE DI REAZIONE

Ogni componente ha un ordine di reazione dato dall'esponente che è va ogni concentrazione. Invece la reazione globale ha un ordine reazione complessivo dato dalla somma degli esponenti di ogni componente. Ad esempio

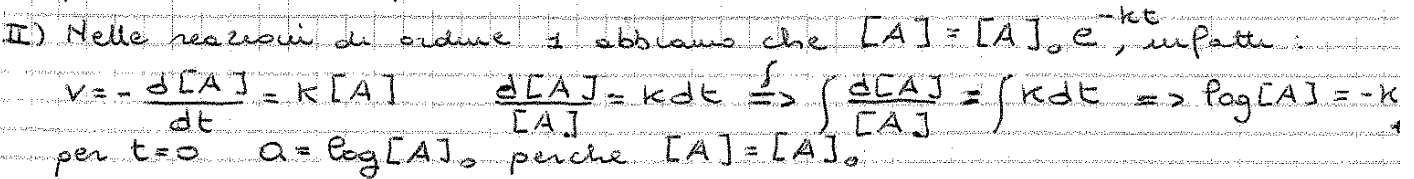


LEGGE CINETICA INTEGRATA

Usiamo la legge cinetica integrata quando vogliamo sapere quanto tempo deve durare una reazione per avere una data quantità di concentrazione di reagenti o prodotti. Essa infatti descrive la dipendenza di tempo della formazione di prodotti o scomparsa di reagenti.

REAZIONI DI ORDINE ZERO E DI PRIMO E SECONDO ORDINE

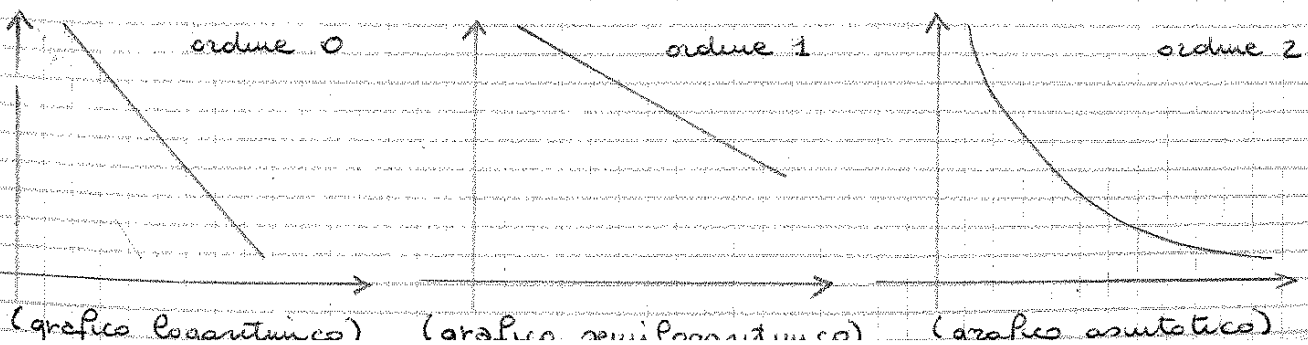
I) Nelle reazioni di ordine 0 la velocità non dipende dalla concentrazione di reagenti e di prodotti. Un esempio è la decomposizione dell'ammoniacca sulla superficie del molibdeno: quando si ha un pressione sufficiente da parte dell'ammoniacca, il metallo ne è completamente ricoperto.



$\Rightarrow \log[A] - \log[A]_0 = -kt$ $\log \frac{[A]}{[A]_0} = -kt$ $[A] = [A]_0 e^{-kt}$

Quindi in queste reazioni la velocità dipende dalla concentrazione del reagente.

III) In una reazione del secondo ordine la velocità dipende dalla concentrazione di un reagente elevata al quadrato o dal prodotto di due concentrazioni.

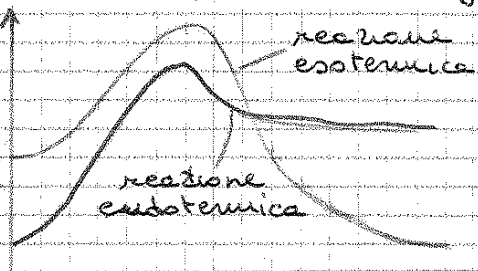


• biustecoxon, ... - p...m...

Dal punto di vista microscopico, perché una reazione chimica dev'essere soddisfatta 3 condizioni della teoria delle collisioni:

- 1) le molecole dev'essere avere urti fra di loro
- 2) dev'essere urtarsi con una energia sufficiente a rompere i vari legami;

questa energia è detta energia di attivazione (che è l'energia del complesso attivato. Essa viene definita come l'energia che bisogna dare perché avvenga la reazione. Questa energia determina la velocità della reazione: più alto è il suo valore più è lenta la reazione e viceversa, ma non influisce sulla quantità di prodotti ottenuti.

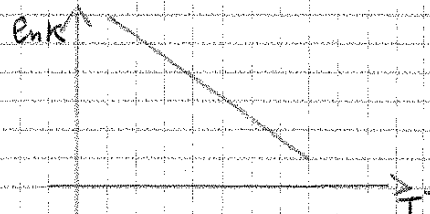


Un complesso attivato è una molecola intermedia nella quale si formano nuovi legami e si spezzano quelli vecchi, formando nuove molecole.

Stante Arrhenius formula una teoria secondo la quale un aumento di temperatura porta ad un aumento della costante di velocità di una reazione chimica. Questa costante dipende in modo esponenziale rispetto alla temperatura.

$$k = A \cdot e^{-E_a / (RT)}$$

k : costante velocità
 A : fattore frequenza di urti
 $e^{-E_a / (RT)}$: energia di attivazione / temperatura assoluta
 R : costante universale gas



- 3) le molecole dev'essere urtarsi secondo un orientamento ben preciso che permetta ai loro atomi di ricombinarsi nei prodotti.

LA CATALISI E CATALIZZATORI

Il nome catalisi fu coniato da Berzelius nel 1836, indicando con questo nome, un aumento della concentrazione dei prodotti in una reazione chimica, quando in essa è presente una molecola o gruppo di molecole detta catalizzatore, che rimaneva inalterato dopo la reazione.

Il fenomeno fu spiegato correttamente nel 1895 da Ostwald, affermando che aumentava solo la velocità della reazione.

Il catalizzatore modifica l'aspetto cinetico ma non quello termodinamico della reazione, ovvero non influisce sulla riuscita o meno della reazione; modifica infatti solo gli stadi intermedi.

La catalisi può essere:

- omogenea, catalizzatore nella stessa fase dei reagenti
- eterogenea, catalizzatore in una fase diversa da quella dei reagenti
- positiva, se diminuisce l'energia di attivazione
- negativa, se aumenta l'energia di attivazione.

Il catalizzatore ha le seguenti caratteristiche:

- rimane immutato alla fine della reazione
- è presente in piccolissime quantità
- modifica solo la velocità di reazione
- non influisce la costante di equilibrio

Il catalizzatore crea una nuova serie di passaggi intermedi che porta allo stesso tipo di risultato, ma con una velocità inferiore o superiore. Il reagente forma con il catalizzatore un complesso attivato con una energia inferiore a quella prevista senza catalizzatore.

I catalizzatori, come detto, possono anche aumentare l'energia di attivazione, rallentando la reazione; questi catalizzatori vengono detti catalizzatori negativi o inibitori.

LEGGE DI VOLTA: al passaggio di corrente e avviene di essere muovendosi degli elettroni.

Nei primi troviamo i metalli, nei secondi troviamo acidi, basi e sali (che sono dette elettroliti); gli elettroliti si dissociano/ionizzano in ioni positivi (cationi) e negativi (anioni). Essi dividono in forti (si dissociano/ionizzano completamente) o deboli (si ionizzano/dissociano solo parzialmente).

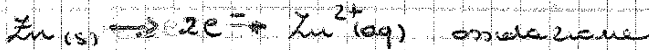
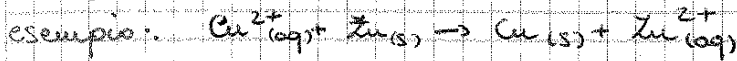
Il numero di ossidazione viene definito come la carica assunta dall'atomo se si attribuissero gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo ed esso non è una carica reale.

Questo numero viene usato nelle reazioni redox, che sono reazioni con queste caratteristiche:

- un reagente si ossida e l'altro si riduce
- la reazione di ossidazione e quella di riduzione si bilanciano
- l'agente ossidante si riduce
- l'agente riducente si ossida
- per sapere se una specie si ossida o se riduce si guardano i numeri di ossidazione: se aumenta la specie si ossida, se diminuisce si riduce.

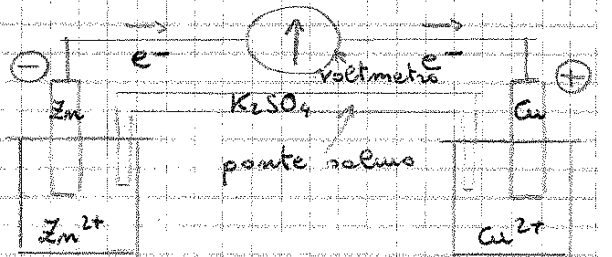
LE CELLE VOLTAICHE

Le celle voltaiche (o celle galvaniche o pile) sfruttano reazioni di ossidazione spontanea con spostamento di elettroni e produzione di elettricità; gli elettroni dell'agente riducente si trasferiscono all'agente ossidante producendo un circuito; l'energia chimica della reazione è trasformata in energia elettrica.



gli elettroni tendono a spostarsi spontaneamente dallo zinco al rame.

Il flusso di elettroni dallo zinco al rame causa un accumulo di carica + dello zinco e un accumulo di carica - del rame causando il flusso di elettroni. Perciò si usa il ponte salino, cioè un tubo con all'interno un gel di un elettrolita che produce ioni positivi e negativi che si stabiliscono e l'equilibrio.



Perché avvenga la redox occorrono due collegamenti: il ponte salino per il collegamento ionico e il collegamento elettrico per gli elettroni. In ogni cella abbiamo una base di metallo immersa in una soluzione di ioni.

La prima cella voltaica fu inventata da Alessandro Volta nel 1793 usando una reazione che fu usata da John F. Daniell nel costruire la pila Daniell.

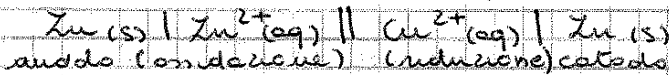
Definiamo anodo l'elettrodo dove avviene l'ossidazione, catodo dove avviene la riduzione (il primo a segno negativo, il secondo a segno positivo). Se uniamo le due semireazioni si ottiene la reazione redox.

In pratica, in una pila, nella soluzione ionica viene trasportata corrente e gli ioni verso gli elettrodi, nel conduttore metallico la corrente è trasportata dagli elettroni. La reazione produce energia, che viene usata per fare lavoro.

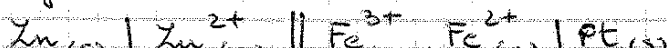
Si definisce elettrodo inerte un materiale che conduce corrente elettrica senza ossidarsi o ridursi; esempi di elettrodi inerti sono:

- di grafite
- di platino
- ed idrogeno

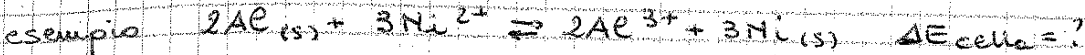
In genere una cella voltaica è così rappresentata:



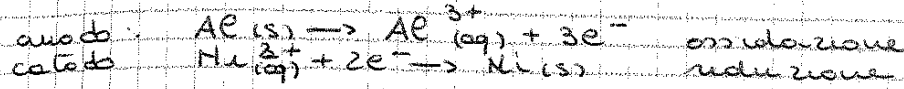
Se abbiamo elettrodo a gas lo ione è separato dalla soluzione da una barriera reale, invece se abbiamo elettrodi inerti gli ioni in soluzione sono separati da una singola



N.B. maggiore tendenza a ridursi o a ossidarsi, maggiore è la sua tendenza a ridursi o a ossidarsi. minore è il potenziale standard di un elemento, minore è la sua tendenza a ridursi.



vediamo chi si riduce e chi si ossida: $E^{\circ}(Ni^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ni) = -0,25V$
 $E^{\circ}(Al^{3+} + 3e^{-} \rightarrow Al) = -1,66V$

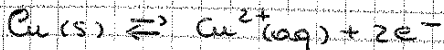


$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{catodo} - E^{\circ}_{anodo}$ $\Delta E^{\circ} = (-0,25) - (-1,66) = 1,41V$

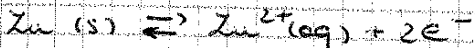
EQUAZIONE DI NERNST

Essa si usa quando le celle elettrolitiche non hanno specie nelle condizioni standard (1M, 25°C). La formula ideata da Nernst è la seguente:

$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[specie\ ridotta]}{[specie\ ossidata]}$ $0,0592 = \frac{RT}{F}$ $R = 8,31 J/mol \cdot K$
 $E = E^{\circ} + \frac{0,0592}{n} \log \frac{[specie\ ossidata]}{[specie\ ridotta]}$ $T = 298K$
 $F = 96500 C$
 $n = n^{\circ} e^{-} \text{ trasferiti}$



$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \log \frac{[specie\ ossidata]}{[specie\ ridotta]}$ $E = 0,34 + \frac{0,0592}{2} \log(0,1)$ $E = 0,31V$



$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \log \frac{[specie\ ossidata]}{[specie\ ridotta]}$ $E = -0,76 + \frac{0,0592}{2} \log(0,1)$ $E = -0,79V$

$Zn_{(s)} | Zn^{2+}_{(aq)} || Cu^{2+}_{(aq)} | Cu_{(s)}$ $\Delta E = E^{\circ}_{cat} - E^{\circ}_{an}$ $\Delta E = 0,31 - (-0,79)$
 $\Delta E = 1,1V$

Se in una cella voltica abbiamo gli stessi elettrodi bisogna considerare la differenza di concentrazione degli ioni disciolti, usando ancora una volta l'equazione di Nernst

Ricapitolando:

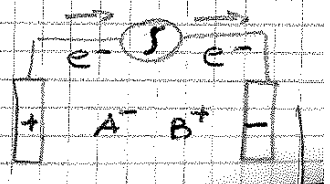
- se in un sistema c'è flusso di elettroni, abbiamo un potenziale elettrico fra due punti del circuito ($\Delta E [V]$)
- la E del catodo \oplus è maggiore di quella dell'anodo \ominus
- gli elettroni sono ceduti dalla reazione di ossidazione e accettati da quella di riduzione
- il potenziale di cella si misura in volt
- quando la differenza di potenziali è zero il sistema è giunto all'equilibrio

Il pHmetro usa la differenza di potenziale fra la soluzione di H^{+} interna e quella di H^{+} esterna per calcolare la concentrazione di H^{+} e quindi di pH

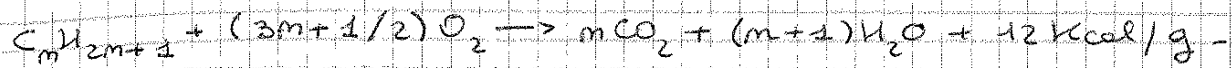
ELETTROLISI

Se una reazione redox non è spontanea, essa può essere fatta avvenire trasformando energia elettrica in energia chimica attraverso l'elettrolisi

Una cella elettrolitica è formata da un contenitore con una soluzione di elettroliti e due elettrodi metallici immersi in essa. Se applichiamo una d.p., ovvero passaggio di elettroni nella soluzione, come in una cella elettrolitica la corrente è dovuta ad elettroni nel circuito e di ioni misti in ...



Essendo molto rari in condizioni critiche. In queste condizioni danno reazioni di alogenazione, ovvero degli alogeni sostituiscono degli idrogeni (CH₃Cl - cloruro di metile). Sono piuttosto reattivi con l'ossigeno formando reazioni di combustione:



NOMENCLATURA DEGLI ALCANI.

I primi quattro termini hanno un nome diverso dai seguenti. Dal quinto si antepone penta, esa, ... (in base ai carboni presenti) e si aggiunge aro:

CH ₄ metano	C ₅ H ₁₂ pentano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
C ₂ H ₆ etano	C ₆ H ₁₄ esano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
C ₃ H ₈ propano	C ₇ H ₁₆ eptano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
C ₄ H ₁₀ butano	C ₈ H ₁₈ ottano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃

Per dare il nome ad un composto organico si seguono i seguenti passaggi:

- si prende come struttura principale quella più lunga
- si guardano quali gruppi funzionali sostituiscono gli idrogeni
- si numerano i carboni dall'atomo che permette di dare il più piccolo numero ai sostituenti
- in base al loro numero si usano il prefisso bi, tri, ...
- se esistono diversi sostituenti, si ordinano (nel nome) in ordine alfabetico.

esempio: nome di CH₃-C(CH₃)₂-CH₂-CH(CH₃)-CH₃

1)
$$\begin{array}{ccccccc} & \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 & & & \\ & | & & | & & & \\ \text{CH}_3 - & \text{C} & - \text{CH}_2 - & \text{CH} - & \text{CH}_3 \\ & | & & & & & \\ & \text{CH}_3 & & & & & \end{array}$$

catena più lunga 5 atomi => pentano
 sul secondo carbonio da sinistra si sono due gruppi metile, quindi numerano a contare da sinistra.
 Abbiamo due gruppi metile sul 2° carbonio e uno sul quarto; il nome sarà:

2,2,4 - trimetilpentano

gruppi arilici principali:

- CH₃ metile
- CH₂CH₃ etile
- CH₂CH₂CH₃ propile
- CH(CH₃)CH₃ isopropile
- CH₂CH₂CH₂CH₃ butile

In base al numero di carboni a cui è legato un altro carbonio, un atomo può essere primario (1 legame), secondario (2 legami), terziario (3 legami) e quaternario (4 legami)

ISOMERIA

Quando due sostanze diverse hanno la stessa formula bruta, cioè la stessa massa molecolare, allora si parla di isomeria.

- Gli isomeri si dividono in:
- costituzionali
 - stereoisomeri, a loro volta divisibili in:
 - enantiomeri
 - diastereoisomeri, a loro volta suddivisibili in:
 - geometrici
 - conformeri

Gli isomeri costituzionali consistono nel cambiamento delle posizioni su atomi o gruppi di atomi o del tipo di legame instaurato nella molecola.
 Gli isomeri costituzionali possono essere:

Come detto, una molecola è unione di presenza un carbonio ibridato sp^3 con quattro sostituenti diversi;

ALCHINI

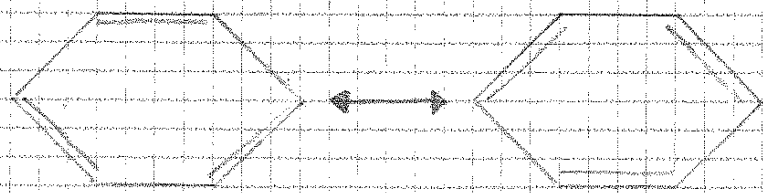
Sono idrocarburi con due carboni legati da un triplo legame. Sono molecole rare. La nomenclatura è come quella degli alcani sottintendendo il suffisso ma al posto di ano.

- C_2H_2 etino $HC \equiv CH$
- C_3H_4 propino $HC \equiv C - CH_3$
- C_4H_6 butino $HC \equiv C - CH_2 - CH_3$
- but-2-ino $H_3C - C \equiv C - CH_3$

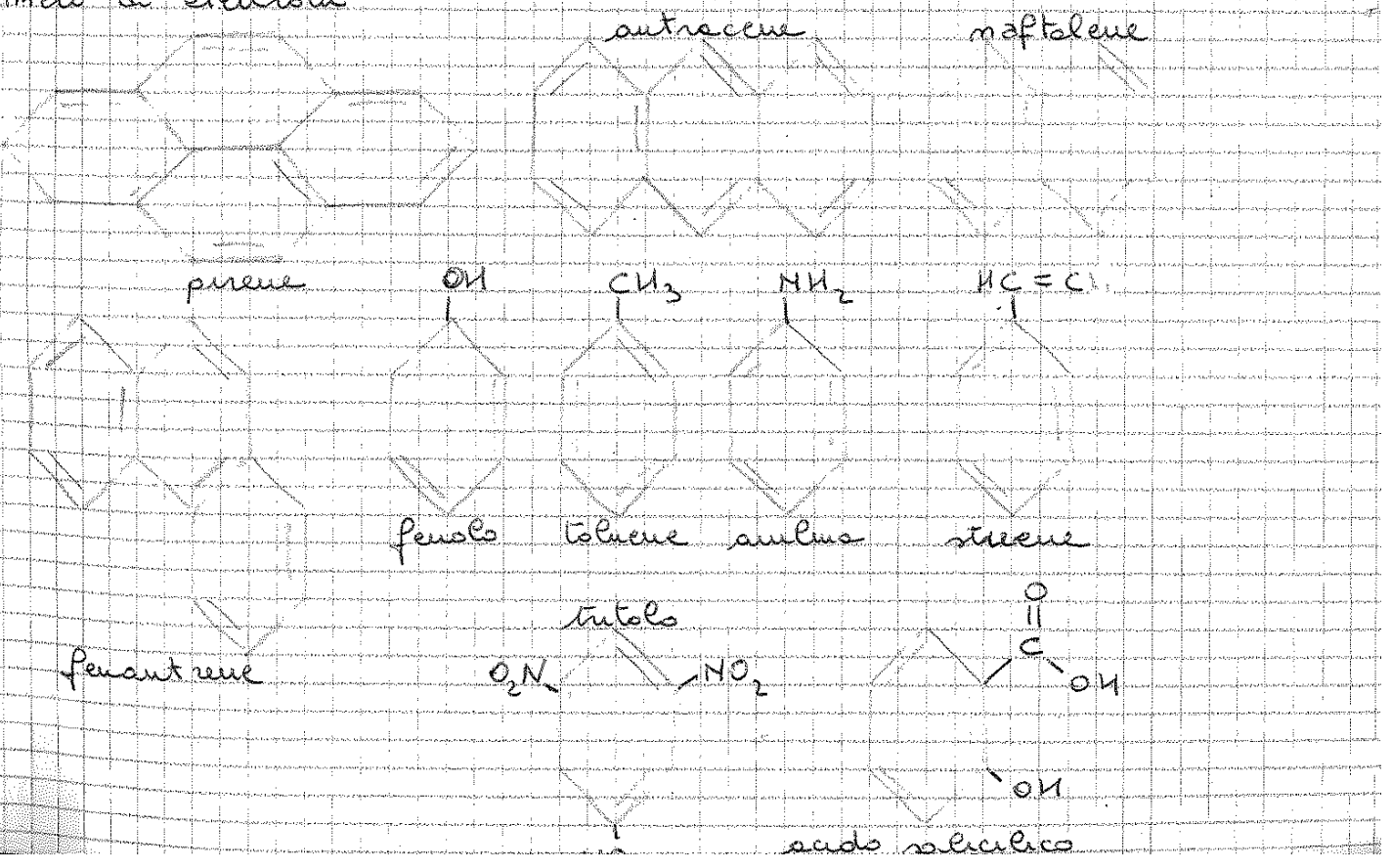
IDROCARBURI AROMATICI

Il primo che fu scoperto fu il benzene (C_6H_6) e fu scoperto da Faraday nel 1825. La sua formula bruta fu scoperta nel 1834 mentre la sua formula di struttura fu scoperta nel 1866 da Kekulé. All'inizio ipotizzò che fosse un ibrido ma si scoprì che aveva doppi legami alternati. Le formule limite che descrivono il benzene sono dette formule limite di risonanza scoperte da Pauling. Nel benzene tutti i legami hanno la stessa lunghezza e sono tutti medi fra un legame singolo e uno doppio.

I sei orbitali π (sestetto aromatico) formano al di sopra e al di sotto della molecola un unico orbitale molecolare. Il benzene si può definire come un ibrido di risonanza, ottenuto da due formule limite:

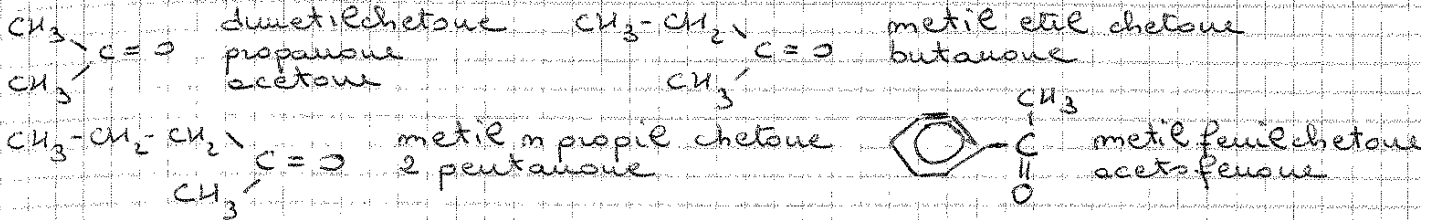


Una molecola, per essere definita aromatica, deve avere $4m+2$ $e^- \pi$ delocalizzati (m numero di anelli), e quindi occorre un determinato numero di elettroni.



Le nomenclature al suffisso dell'alcane, se sostituito al suffisso dell'alcane, abbiamo punti di ebollizione più alti di analoghe molecole apolari di medesimo peso atomico; non danno legami ad H e hanno punti di ebollizione più bassi dei corrispondenti alcoli e acidi carbonilici.

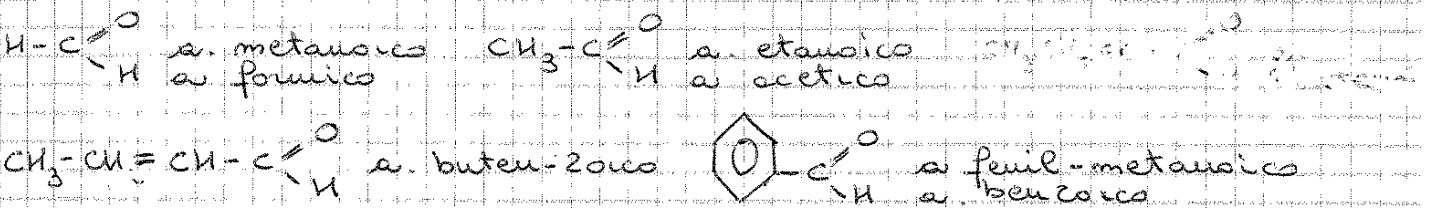
Il chetone si ottengono ossidando un alcane secondario, è sempre presente il gruppo $C=O$ detto carbonile. Per nominare la catena si parte eseguendo il numero più basso al carbonio di $C=O$ e il nome si ottiene sostituendo il suffisso alcole con one.



Hanno le stesse caratteristiche delle aldeidi e sono solubili in acqua fino a 5 atomi di carbonio.

acidi carbonilici

Hanno il gruppo carbonile ($COOH$) nella parte terminale, sono acidi deboli e formano legami H. Fino a 4 atomi di carbonio sono solubili in H_2O , per poi diminuire da 5 in poi, mentre gli acidi aromatici sono tutti insolubili, per dargli un nome si aggiunge cioè al nome dell'alcane.



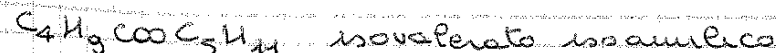
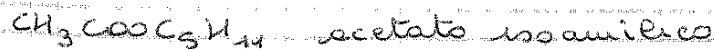
Reagendo con gli alcoli danno origine agli esteri e hanno punti di ebollizione più alti degli alcoli.

esteri

Hanno formula generale $R-COO-R'$, si ottengono dalla reazione fra un alcane e un acido carbonilico. Il nome gli viene dato il nome del radicale anionico dell'alcane se guito dal nome dello ione carbonilato dell'acido.



acido acetico + etanolo \rightarrow etile acetato + acqua



ammine

Sono composti che derivano dall' NH_3 sostituendo da 1 a 3 idrogeni in. Sono basi deboli ma quelle aromatiche sono più forti di quelle alifatiche.

