



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 742

DATA: 20/10/2013

A P P U N T I

STUDENTE: Sacchiero

MATERIA: Chimica

Prof. Rosalbino

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.**

| | | | |
|---|-------------------------------------|------|--------------|
| ✓ | Struttura atomica | pg 1 | |
| ✓ | Legami chimici | 5 | |
| ✓ | Teoria dell' idratazione | 8 | |
| ✓ | Stati di aggregazione della materia | 9 | |
| ✓ | Stato gassoso | 10 | |
| ✓ | Teoria cinetica dei gas | 12 | |
| ✓ | Gas reali | 13 | |
| ✓ | Legami intermolecolari | 14 | |
| ✓ | Liquidi | 16 | |
| ✓ | Legame a idrogeno | 18 | |
| ✓ | Soluzioni | 19 | |
| ✓ | Proprietà colligative | 20 | |
| ✓ | Soluzioni elettrolitiche | 21 | |
| o | Chimica organica | 24 | |
| o | gruppi funzionali | 28 | |
| o | solidi ionici | 48 | |
| o | solidi molecolari | 49 | |
| o | solidi metallo | 50 | |
| o | teoria dell' orbitale di valenza | 53 | |
| ✓ | termodinamica | 31 | |
| o | entalpia | 33 | |
| o | entropia | 35 | |
| o | equilibrio chimico | 37 | |
| o | pH | 40 | |
| ✓ | cinetica chimica | 43 | |
| o | elettrochimica | 54 | |
| o | materiali ceramici | 61 | |
| ✓ | Polimeri | 63 | |
| ✓ | Proprietà termiche e magnetiche | 64 | ✓ chimica 67 |

Gli stati stazionari devono soddisfare la condizione di QUANTIZZAZIONE DEL MOMENTO ANGOLARE dell'elettrone (e deve essere un numero intero).

$$mrv = n (\hbar / 2\pi)$$

L'elettrone può assorbire energia ed effettuare una TRANSIZIONE da uno stato inferiore ad uno superiore: si trova quindi in uno stato eccitato per circa 10^{-9} s.

Quando ritorna allo stato inferiore riemette energia sotto forma di onde.

$$\Delta E = E_f - E_i = -R_H/n_f^2 - (-R_H/n_i^2) = R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$n=1$ è detto stato fondamentale, perché è lo stato stazionario con il livello energetico più basso.

La teoria di Bohr è confermata dagli spettri atomici di emissione $\lambda = c/\nu$.

SOMMERFELD

potizza orbite ellittiche, basandosi sulla meccanica classica.

DE BROGLIE

Si ispira a Planck, secondo cui la luce è formata da QUANTI con una determinata energia a seconda della soglia di frequenza.

$$E = h\nu \geq E_0 \rightarrow \text{soglia fotoelettrica}$$

L'elettrone è quindi una particella, ma che si comporta anche come un'onda con una lunghezza d'onda $\lambda = h(mv)$ non trascurabile.

DAVISON e GERMER

Attraverso un esperimento di diffrazione dimostrano la natura ondulatoria dell'elettrone, ma in questo modo non si può definire né un'orbita né una traiettoria.

HEISENBERG

Heisenberg formulò il PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE

$$\underbrace{\Delta(mv)}_{\text{qta di moto}} \Delta x \geq \hbar / (4\pi)$$

È valido nei corpi microscopici, ma non in quelli macroscopici. Bisogna parlare quindi di probabilità di trovare l'elettrone in una determinata posizione in un determinato istante. Si introduce la meccanica quantistica.

Il modello quantomeccanico viene quindi modificato e diventa il modello delle APPROSSIMAZIONI SUCCESSIVE.

Negli atomi a più elettroni cambia la distribuzione energetica, dipende anche da come gli orbitali vengono riempiti secondo il principio di AUFBAU.

4 s 1 p d f
 3 s 3 p d
 2 s 1 p
 1 s

A seconda dell'orbitale in cui si trovano gli ultimi elettroni, ovvero gli elettroni di valenza, gli elementi sono così divisi:

Blocco s → 1 e 2 gruppi Blocco d → metalli di transizione
 Blocco p → 13-18 Blocco f → peridi disgiunti

Con la simbologia di Lewis, si introduce un quarto numero quantico, lo SPIN m_s che indica il senso di rotazione dell'elettrone su se stesso.

$\frac{1}{2}$ → PARALLELO (ORARIO) $-\frac{1}{2}$ → ANTI PARALLELO (ANTIORARIO)

STERN e GERLACH

Confermando l'esistenza del momento quantico di spin. Con una sorgente di atomi di H, che con un fascio monoenergetico arrivano a una lamina metallica con un foro, per creare un fascio collimato che attraversa un campo magnetico non uniforme, da cui esce per giungere su una lastra fotografica.

All'uscita del campo magnetico il fascio si sdoppia: una parte mantiene la stessa traiettoria, un'altra la modifica a causa dello spin.

Se l'elettrone gira in senso orario, mantiene la traiettoria, se lo spin è antiparallelo, la traiettoria viene modificata.

Si introduce il MOMENTO MAGNETICO DI SPIN (101). Per l'elettrone il modulo è $2,0023 \left[\frac{1}{2} \left(\frac{1}{2} + 1 \right) \right]^{\frac{1}{2}} h e / (4\pi m_e)$

Lo spin riguarda anche i protoni, il modulo è $5,585 \left[\frac{1}{2} \left(\frac{1}{2} + 1 \right) \right]^{\frac{1}{2}} h e / (4\pi m_p)$

PAULI

Formula il PRINCIPIO DI ESCLUSIONE, secondo cui qualsiasi orbitale gli elettroni non possono essere caratterizzati dagli stessi numeri quantici.

Quindi sono caratterizzati da spin opposti. I due spin opposti si dicono ACCOPPIATI e un accoppiamento attrattivo che aumenta la stabilità dell'atomo.

Si hanno quindi due ioni con cariche opposte, tra cui si manifestano un'interazione elettrostatica attrattiva.
 Il legame ionico dà origine a composti solitamente solidi

Ha natura elettrostatica, quindi obbedisce alle leggi di Coulomb, la forza del legame dipende dalla carica degli ioni e dalla loro distanza.

L'ENERGIA POTENZIALE tra due ioni varia in questo modo: a distanza infinita è uguale a 0, perché non c'è interazione; al diminuire della distanza ci sono interazioni attrattive, quindi l'energia potenziale decresce tanto minore la distanza.

Alle distanze di legame (Somma dei raggi degli atomi) l'atomo di non metallo strappa l'elettrone a quello di metallo ed entrambi diventano ioni, giungendo all'energia minima, cioè l'ENERGIA DI LEGAME. Se la distanza diminuisce ancora, entrambi in grado interazioni repulsive, rendendo instabili gli atomi e l'energia aumenta.

La curva dell'energia potenziale è la curva risultante tra interazioni repulsive e attrattive.

$$\begin{aligned} \text{attrazione} & E = -q_1q_2 / (4\pi\epsilon_0 r^2) \\ \text{repulsione} & E = A \exp(-Br) \end{aligned}$$

LEGAME COVALENTE

È il legame interatomico più forte, dà origine a composti solidi, liquidi, gassosi. Esistono due teorie che spiegano il legame covalente:

- TEORIA DEL LEGAME DI VALENZA (comprende teoria l'ibridazione)
- TEORIA DELL'ORBITALE MOLECOLARE

Utilizzando la simbologia di Lewis (rapp. atomo con elettroni di valenza)

$$H \cdot + \cdot H \rightarrow H:H$$

C'è quindi una messa in comune degli elettroni di valenza spaiati, che formano il DOPIETTO ELETTRONICO DI LEGAME, attraverso una parziale sovrapposizione degli orbitali. Si origina così la regione che contiene il doppietto.

Uno dei due spin cambia il verso e il principio di esclusione di Pauli.

Il legame che avviene parallelamente all'asse internucleare (come $u_{1/2}$) è detto σ . Il legame π non avviene solo a sovrapposizione di orbitali s , ma anche p .

I legami omonucleari (= atomi) sono apolari.

I legami eteronucleari sono invece polari.

In questi ultimi i doppietti elettronici sono più vicini al nucleo dell'atomo più elettronegativo → crea un'iperelettronegatività.

Ci possono essere anche più di un doppietto di legame: in O_2 c'è un legame σ e un legame π (gli orbitali si sovrappongono 1 all'asse internucleare). Nella molecola di N_2 c'è un legame σ e due π .

3. TEORIA DELL'IBRIDIZZAZIONE

L'ibridazione è un procedimento di combinazione di un certo numero di orbitali diversi che danno origine a nuovi orbitali degeneri isopermetrici. Ne esistono 5 tipologie diverse a seconda di numero e tipo di orbitali coinvolti.

■ $sp \rightarrow$ GEOMETRIA LINEARE

es $BeCl_2$



Attraverso un fenomeno di PROMOZIONE ELETTRONICA gli elettroni dell'orbitale $2s$ vengono spinti in uno di tipo p . Si creano 2 orbitali sp degeneri con stessa geometria, ma orientati in maniera diversa.

Si forma un angolo di 180° .
Gli orbitali residui sono più forti degli altri e danno origine a regioni a massima densità elettronica.

Il Beryllio non raggiunge comunque la configurazione ottetata, ma nella molecola è stabile.
È una violazione della regola dell'ottetto.

■ $sp^2 \rightarrow$ GEOMETRIA TRIGONALE PLANARE

es BF_3

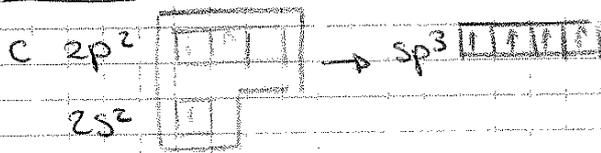


Gli elettroni vengono promossi nel secondo orbitale $2p$ vuoto e si formano 3 orbitali sp^2 degeneri.

Gli angoli di legame sono di 120° .

$sp^3 \rightarrow$ GEOMETRIA TETRAEDRICA

es CH_4



Gli elettroni dell'orbitale $2s$ vengono promossi e si formano 4 orbitali sp^3 che formano angoli di legame di $109,5^\circ$.

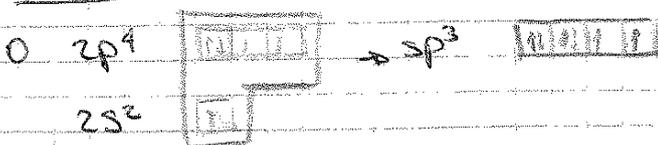
\Downarrow
APOLARE

es NH_3



Si formano angoli di legame di $107,7^\circ$
 \Rightarrow POLARE

es H_2O



Angoli di legame $104,5^\circ$
 \Rightarrow POLARE

- $sp^3d \rightarrow$ GEOMETRIA BIPIRAMIDALE (PCl_5)
- $sp^3d^2 \rightarrow$ GEOMETRIA OTTAEDRICA (SF_6)

GAS

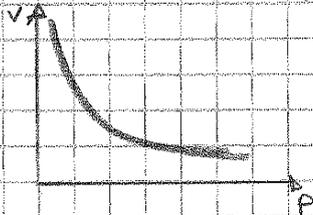
non può essere liquefatto x sola compressione
calore specifico costante

Gas ideale:

- molecole in continuo e caotico movimento
- molecole con volume proprio trascurabile → PUNTI FORMI
- nessuna interazione di natura elettrostatica
- urti elastici: si conserva la q. te di moto

Sono state determinate dalle leggi sperimentali, basate sulle 4 grandezze che caratterizzano i gas: pressione, volume, temperatura e n. di moli

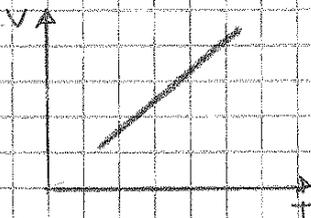
LEGGE DI BOYLE



$$PV = \text{cost}$$

ISOTERMA

LEGGE DI GAY-LUSSAC



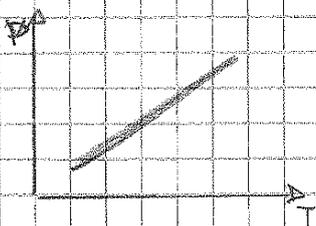
$$\frac{V}{T} = \text{cost}$$

$$V = V_0 (1 + \alpha t)$$

$$\alpha = \frac{1}{273,15}$$

ISOBARA

LEGGE DI CHARLES



$$\frac{P}{T} = \text{cost}$$

$$P = P_0 (1 + \alpha t)$$

ISOCORA

LEGGE DI AVOGADRO

$$V \propto n \rightarrow V = 22,414 \text{ dm}^3 \rightarrow \text{volume molare}$$

NB a condizioni standard (1 atm, 273,15 K)

ESUAZIONE DI STATO DEI GAS REALI mette in relazione le 4 grandezze

$$PV = nRT$$

R è la costante universale dei gas $R = 8,314 \text{ J/molK} = 8,082 \text{ dm}^3 \text{ atm}$

La densità nei gas è direttamente proporzionale alla massa molare

$$d = \frac{PM}{RT}$$

$$d = \frac{PM}{RT}$$

$$PV = \left(\frac{M}{M_0}\right) RT$$

$$PM = dRT$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{PM}{RT}$$

TEORIA CINETICA DEI GAS

Le molecole sono in continuo movimento e sono soggette a collisioni continue; la velocità varia nel tempo, ma a temperatura costante si raggiunge uno stato stazionario, dove è costante il numero delle molecole ad una data velocità.

TEMPERATURE MINORI:
più molecole con tale velocità
ma con velocità minore

La DISTRIBUZIONE DI MAXWELL-BOLTZMANN evidenzia la relazione tra velocità molecolare e numero di molecole a una determinata velocità.

TEMPERATURE ALTE:
picco di probabilità minore
ma velocità più alte

A temperature più alte le curve raggiungono picchi più alti che rappresentano la velocità più probabile delle molecole, quindi ci sono più molecole con quella determinata velocità.

Le curve della distribuzione di Maxwell-Boltzmann sono descritte da:

$$F(v) = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi kT} \right)^{3/2} v^2 \exp(-mv^2/2kT)$$

Non sono uguali

$$\bar{v} > v_{max}$$

$$(\bar{v} = 1,28 v_{max})$$

$$v_{max} = \sqrt{2kT/m}$$

VELOCITÀ PIÙ PROBABILE

$$k = \text{cost. Boltzmann } 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$$

$$\bar{v} = \sqrt{8kT/\pi m}$$

$$Z = \sqrt{f} \left(\frac{N}{V} \right) d^2 \left(\frac{8kT}{\pi m} \right) \text{ FREQUENZA DI COLLISIONE}$$

$$\lambda = \frac{1}{\sqrt{2} d^2 (N/V)} \text{ LIBERO CAMMINO MEDIO (distanza tra due collisioni successive)}$$

RELAZIONE TRA ENERGIA CINETICA E TEMPERATURA

$$N \frac{1}{2} m \bar{v}^2 = \frac{3}{2} pV$$

$$\bar{E}_m = N \frac{1}{2} m \bar{v}^2 = \frac{3}{2} pV$$

Dipendenza dalla temperatura \Leftrightarrow

Il moto delle molecole dei gas è detto moto di AGITAZIONE TERMICA. A pari temperatura la velocità media è inversamente proporzionale a \sqrt{M} .

● LEGGE DELL'EFFUSIONE DI GRAHAM

Ci sono due zone separate da un setto poroso, in una sono presenti due gas, l'altra è vuota. Durante l'effusione alcune molecole passano nell'altra zona; le molecole che effondono più velocemente sono quelle a massa minore.

$$\frac{VEL. EFF. A}{VEL. EFF. B} = \frac{N_A}{N_B} \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

↳ fattore di arricchimento

14. LEGAMI INTERMOLECOLARI

- E ↑
- FORZE IONE-DIPOLO
 - LEGAME IDROGENO
 - FORZE DIPOLO-DIPOLO *
 - " IONE-DIPOLO INDOTTO (molecole non polari in soluzione)
 - FORZE DIPOLO-DIPOLO INDOTTO *
 - FORZE DIPOLO ISTANTANEO-DIPOLO ISTANTANEO *

* INTERAZIONI DI VAN DER WAALS

• FORZE DI ORIENTAZIONE (dipolo-dipolo)

Si verificano tra molecole polari. Entrambe le molecole generano nello spazio un campo elettrico e si orientano vicendevolmente in modo da favorire le reazioni intercostabole d'interazione attrattiva. Costituisce quindi il legame, e' influenzata negativamente dalla temperatura, perché il moto diventa più caotico e le molecole tendono ad assumere una disposizione perturbata, non più orientata e i legami si indeboliscono.

ENERGIA POTENZIALE $E = -2\mu^2 / (3kTr^3)$

• FORZE DI INDUZIONE O DI DEBYE (dipolo-dipolo indotto)

Si verificano tra una molecola polare (o permanentemente) e una non polare. La molecola polare forma un campo elettrico di cui induce quella apolare e quindi ne crea una nuova distribuzione asimmetrica, generando per induzione un unico dipolo (istantaneo). Così si manifesta un'interazione attrattiva. Nella molecola apolare si manifesta un momento di dipolo indotto.

$\mu_i = \alpha E \rightarrow$ campo elettrico

↓
POLARIZZABILITÀ → viene determinata sperimentalmente nel condensatore e dipende dalle dimensioni molecolari.

ENERGIA POTENZIALE $E = -2\alpha\mu^2 / r^6$

• FORZE DI DISPERSIONE O DI LONDON (dipolo indotto-dipolo indotto)

Si manifestano tra molecole non polari. Ogni molecola è polare nel tempo, varia istante per istante del numero di cui la nube elettronica non è simmetrica, provocando deformazioni. Viene quindi associato un momento di dipolo istantaneo μ_i , che nella media temporale è 0.

Ognuno dei dipoli istantanei genera un campo elettrico che influenza l'altro: il moto degli elettroni diventa un moto coordinato, cioè la distribuzione degli elettroni intorno ad un'atomo è tale da generare campi elettrici (dipoli) opposti.

16 LIVIDITÀ

Nei liquidi esistono INTERAZIONI ATTRATTIVE più forti che nei gas.
 L'energia cinetica $\frac{3}{2}kT$ vale anche per i liquidi, che subisce anche un sottoposto al MOTO DI AGITAZIONE TERMICA.
 Questo può essere spiegato con il modello di liquido che riprende il concetto di LAMBE LIBERO.

Nel liquido sono presenti cavità che non a sono molecole (distribuite in modo casuale); una molecola in prossimità di un vuoto può affondare al suo interno, creando altri vuoti.

• TENSIONE SUPERFICIALE

• • VISCOSITÀ

È l'attrito interno di un liquido, e la resistenza del liquido allo scorrimento. Immaginiamo un liquido formato da PIANI MOLECOLARI contenuti tra due lastre metalliche.

Se si applica una certa forza alla lastra superiore, questa inizia a scorrere con una certa velocità v , trascinandoci con sé le più vicine molecole, che a sua volta trascina le seguenti ecc. (MOTO DI TRascinamento). La viscosità dipende dal tipo di liquido e dalle interazioni attrattive tra le molecole.

È influenzata negativamente dalla temperatura CH3COH

$$\eta = A \exp(B/RT) \quad A, B = \text{cost}$$

• TENSIONE DI VAPORE

È la pressione esercitata dal vapore in equilibrio col suo liquido. Le molecole sulla superficie risentono meno delle interazioni attrattive e con un'agitazione termica sufficientemente alta possono evaporare, diminuendo le altre interazioni. Le molecole che sfuggono possono esercitare pressione e se interagiscono con la superficie possono condensare.

La VELOCITÀ DI EVAPORAZIONE e quella di CONDENSAZIONE (numero di molecole che cambiano stato in un'unità di tempo) da un certo punto in poi saranno uguali: è la situazione di equilibrio.

$$v_{ev} = C_1 \exp(-\Delta H_{ev}/RT)$$

ΔH_{ev} → ENTALPIA MOLARE DI EVAPORAZIONE: funzione di stato termodinamica; è la quantità di calore da fornire a una mole di liquido per portarla in fase vapore a pressione costante.

Si determina sperimentalmente

$$v_c = C_2 P \quad (P \rightarrow \text{pressione; } n^{\circ} \text{ di collisioni in fase vapore nell'unità di tempo)}$$

18 LEGAME IDROGENO, o ponte a idrogeno

Sono comuni molecole in cui è presente l'idrogeno legato ad atomi di piccole dimensioni ma molto elettronegativi (F, O, N)

Le principali molecole che presentano del legame a idrogeno sono l'ACQUA (H_2O), l'acido fluoridrico (HF) e l'AMMONIACA (NH_3)
+ ACIDO ACETICO (CH_3COOH)

Per esempio, l'HF è una molecola polare ($F^{\delta-}$, $H^{\delta+}$), quindi si crea un dipolo elettrico.

L'atomo di idrogeno genera un campo elettrico molto intenso e se c'è un'altra molecola di HF questa ne risente e tende ad orientarsi.

L'atomo H fa da "ponte" tra due atomi di F.



Tra le molecole di HF non è presente il legame a idrogeno, perché l'atomo di O è troppo grande, quindi le interazioni attrattive sono minori.

Per il 5, 6, 7 gruppo, l'aumento crescente dei punti di ebollizione vale solo per gli elementi del III periodo in poi. HF, NH_3 e H_2O hanno temperature di eb. più alte perché è presente il legame a idrogeno.

Per l'acqua la densità liquida è maggiore di quella solida a causa della struttura cristallina del ghiaccio.

Il volume del ghiaccio è maggiore perché collaiano i legami a idrogeno → le molecole sono meno attratte le une dalle altre.

(La massima densità dell'acqua è a 4°C)

IL PUNTO TRIPLO è il punto in cui coesistono i tre stati.

20

■ PROPRIETÀ COLIGATIVE

Dipendono unicamente dal numero di particelle di soluto in soluzione e non dalla natura del soluto

LEGGI DI RAULT: l'aggiunta di un soluto non volatile ne' elettrolita provoca un abbassamento della pressione di vapore del solvente e la pressione di vapore della soluzione è

$$P = P_0 \cdot X_{\text{solv}} \quad P_0 \rightarrow \text{pressione di vapore del solvente puro}$$

Con l'abbassamento relativo diventa

$$(P_0 - P) / P_0 = n / (N + n)$$

La pressione di vapore della soluzione va a incidere sugli stati di aggregazione. La soluzione sarà per meno tempo solida e per più tempo liquida. Il punto normale di congelamento si abbassa, provocando l'ABASS. CRIOSCOPICO

$$\Delta T_{\text{sc}} = -K_{\text{sc}} \cdot m \rightarrow \text{molarità}$$

K_{sc} costante crioscopica, vale $[1,86^\circ \text{C} \cdot \text{kg} / \text{mol}]$

Il punto normale di ebollizione invece si alza, provocando l'INNALZAMENTO EBULLIOSCOPO

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m \quad K_{\text{eb}} \cdot x_{\text{acqua}} = [0,51]$$

PRESSIONE OSMOTICA \rightarrow pressione che blocca il flusso osmotico

$$\Pi = CRT \quad c \rightarrow \text{molarità}$$

Se invece si considera un soluto volatile, la pressione di vapore della soluzione sarà tener conto sia di quella del solvente che di quella del soluto

$$P = P_A + P_B = P_0 \cdot X_A + P_0 \cdot X_B$$

La legge di Raoult continua a valere se le soluzioni sono IDEALI, cioè quando il tipo di legame è uguale a quello tra le molecole di soluto e le sole molecole di solvente.

Invece per le soluzioni REALI, cioè quando il tipo di legame è diverso, si possono avere deviazioni positive o negative della legge a seconda dell'intensità di legame (se il legame è più debole l'effetto della legge sarà minore).

o per concentrazione di soluto, le proprietà colligative sono più marcate nelle soluzioni elettrolitiche.

Molte hanno una proprietà in più: possono condurre elettricità.
 $V = RI \rightarrow R = \rho / S$

Le soluzioni elettrolitiche sono caratterizzate dalla grandezza $k = 1/\rho$, la CONDUCTIVITÀ.

Si misura sperimentalmente attraverso il PONTE DI KOHLRAUSCH, nel quale una resistenza viene sostituita da una cella di conducibilità, che è una ampolla con due elettrodi separati da una soluzione elettrolitica ai quali viene applicata una ddp alternata, in modo che l'intensità di corrente sia molto bassa, mentre la frequenza molto alta, così che non si verifichi il fenomeno della polarizzazione degli elettrodi.

La CONDUCTIVITÀ è quindi la quantità di elettricità trasportata in un secondo da una soluzione elettrolitica posta in una cella conduttimetrica cubica con lato 1 cm, tra i cui elettrodi è applicata una ddp di 1V.

Dipende da 4 fattori: TEMPERATURA, CARICA DELLO IONE (maggiore carica, mag. grece conduttività), MOBILITÀ DELLO IONE, CONCENTRAZIONE.

Per quanto riguarda la concentrazione, inizialmente la conduttività cresce con questa, raggiunge poi un valore massimo per poi diminuire.

Questo perché inizialmente c'è la dissociazione ionica e quindi aumentano gli elettroliti per il trasporto dell'elettricità.

Ma però, gli ioni diventano molti e si riducono le distanze, quindi gli ioni risentono reciprocamente del loro campo elettrico ed entrano in gioco le interazioni attrattive che danno origine a coppie ioniche.

Un'altra grandezza che caratterizza le soluzioni elettrolitiche è la CONCENTR. MOLARE

$$\Delta n = k V_m = k / c$$

È la quantità di elettricità trasportata in un secondo in un volume ~~rispondente~~ di soluzione elettrolitica in cui è disciolta una mole di elettrolita posta all'interno di una cella di conducibilità cubica con lato 1 cm a cui è applicata una ddp alternata di 1V.

$$\Delta n (\text{forte}) > \Delta n (\text{debole})$$

La conducibilità molare di un elettrolita forte diventa costante all'aumentare del volume molare, perché aumentano i gusci di idratazione, aumentano quindi le distanze tra ioni e non si formano coppie ioniche. Raggiunto un valore massimo di conduttività molare, la CONDUCTIVITÀ MOLARE LIMITE Δn^0 .

$$\Delta n^0 = \lambda_{n_1}^0 + \lambda_{n_2}^0 \rightarrow \text{det. sperimentalmente}$$

LEGGE DI KOHLRAUSCH o DELLA MIGRAZIONE INDIPENDENTE A IONI

Invece, nell'elettrolita debole, il valore massimo si raggiunge per valori di volume molare molto grandi e solo gradualmente, perché la diffusione di ioni aumenta e quindi cresce progressivamente il numero di ioni.

CHIMICA ORGANICA

È chiamata anche **CHIMICA DEL CARBONIO**, perché il carbonio è la base di tutti i composti organici

Proprietà del carbonio:

- valenza 4
- forma principalmente legami covalenti
- forma legami doppi e tripli
- si lega con altri atomi di carbonio

I composti organici sono la classe più vasta di composti chimici, per il fenomeno dell'isomeria eteroatomica che si forma al carbonio nei composti organici con ossigeno, idrogeno, zolfo, azoto e gli alogeni.

IDROCARBURI

Tutti i composti organici derivano dagli idrocarburi, composti binari formati da C e H. Si suddividono in due classi:

- **AROMATICI**, caratterizzati dalla presenza del benzene, che sono a catena chiusa
- **ALIFATICI**, se sono a catena aperta. A loro volta si suddividono in:
 - **ALCANI** - C-C - se presentano solo legami semplici
 - **ALCHENI** - C=C - se presentano un doppio legame
 - **ALCHINI** - C≡C - se presentano un triplo legame

ALCANI

Sono costituiti solo da legami semplici di tipo sigma. Ibridazione del carbonio sp^3

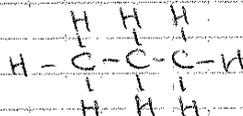
Sono chiamati idrocarburi saturi o **PARAFFINE**. La formula generale è $C_n H_{2n+2}$

CH_4 METANO

C_2H_6 ETANO

C_3H_8 PROPANO

C_4H_{10} BUTANO



con $n \geq 5$ il nome dell'alcane deriva dal numero di carboni con la desinenza

Gli alcani sono legati dalle forze di dispersione, quindi dipendono dalla distanza e cambia lo stato di aggregazione:

$1 \leq n \leq 4$ GASSOSI

$5 \leq n \leq 10$ LIGUIDI

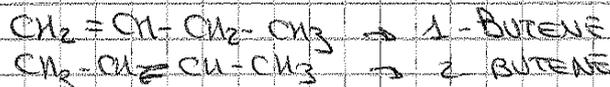
$n \geq 11$ SOLIDI

Sono tutte molecole apolari, quindi sono solubili in solventi apolari.

Si riscontra il fenomeno dell'**ISOMERIA**, fenomeno per cui composti organici con stessa formula chimica, possono avere diversa formula di struttura e quindi diverse proprietà chimiche.

Nelle isomerie, entrano in gioco i **RADICALI**, molecole organiche prive di un atomo di H, quindi con un elettrone spaiato, che conferisce un'elevata reattività.

10 È presente l'ISOMERIA DI ~~POSIZIONE~~ POSIZIONE, dovuta alla posizione del doppio legame



Inoltre gli alchini danno origine all'isomeria geometrica (o cis-trans)



CIS-2-BUTENE



TRANS-2-BUTENE

Il doppio legame è un punto di rigidità, ovvero la molecola non può ruotare su se stessa intorno a quel punto.

Gli alchini sono molecole apolari, quindi si legano con forze di dispersione e la forza di legame cresce col crescere delle dimensioni molecolari e cambia lo stato di aggregazione.

A causa della presenza del legame π , che non è indotato e quindi può rompersi con una modesta quantità di energia, gli alchini possono generare REAZIONI DI ADDIZIONE sul doppio legame.

Si possono aggiungere ACIDI ALOGENIDRICI, IDROGENO o ACQUA



ALCHINI

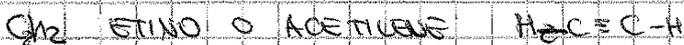
Presentano un legame triplo, quindi i legami sono $\sigma + 2\pi$

Idratazione sp

Sono anche essi IDROCARBURI SATURI o ALCHINE

La formula generale è C_nH_{2n-2}

Pseudono il nome dell'alcano corrispondente con desinenza -ino



Sono molecole apolari, quindi la forza di legame cresce con le dimensioni molecolari e cambiano stato di aggregazione.

Possono presentare sia l'isomeria di posizione che quella geometrica.

Possono generare REAZIONI DI ADDIZIONE sul triplo legame. I legami π si rompono uno per volta.

GRUPPI FUNZIONALI

$R-OH$ ALCOLI

$R-O-R'$ ETERI

$R-C(=O)H$ ALDEIDI

$R-C(=O)-R'$ ESTERI

$R-C(=O)-R'$ CHETONI

$R-N(R')R''$ AMMINE

$R-C(=O)OH$ ACIDI CARBOSSILICI

$R-C(=O)NH_2$ AMMIDI

ALCOLI

Derivano dagli idrocarburi alifatici e in particolare dagli alcani.
Se derivano dagli idrocarburi aromatici sono definiti FENOLI

Il gruppo funzionale $-OH$ è fortemente polare

Il nome dell'alcol deriva dal nome dell'idrocarburo corrispondente con desinenza $-olo$

CH_3OH METANOLO o ALCOL METILICO

CH_3CH_2OH ETANOLO o ALCOL ETILICO

Gli alcoli presentano una parte idrocarburica (C e H) e una parte ossidrilica (il gruppo funzionale); quindi originano due differenti legami tra le molecole per le molecole di piccole dimensioni prevale la parte ossidrilica e quindi si manifesta il LEGAME IDROGENO (fino al propanolo); quando è invece la parte idrocarburica a prevalere, si manifestano le forze di dispersione.

Negli alcoli, la temperatura di ebollizione sono nettamente più alte rispetto a quelle degli alcani da cui derivano, infatti gli alcoli sono principalmente liquidi o, per molecole molto grandi, solidi.

Gli alcoli hanno un comportamento anfotero, avendo a seconda dell'ambiente di reazione, si comportano o da acidi o da basi.

Gli alcoli si dividono in PRIMARI, SECONDARI e TERZIARI e, a seconda di quest'ultima cambia la loro reattività.

Si dicono primari se il gruppo funzionale è legato a un carbonio a sua volta legato a un solo radicale metile e via dicendo.
La reattività è maggiore nei primari.

Esistono anche alcoli più complessi, i POLIFUNZIONALI o Glicoli (dove sono presenti più gruppi $-OH$).

I FENOLI sono elettrofili molto deboli ($k_a \approx 10^{-10}$).

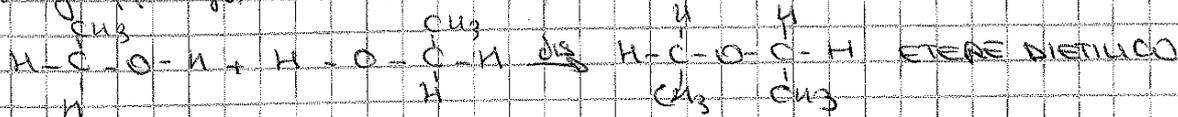
$C_6H_5OH \rightarrow$ FENOLO

È presente l'isomeria di posizione.

30 ETERI

Si ottengono con la disidratazione degli alcoli

Il gruppo funzionale è $-O-$

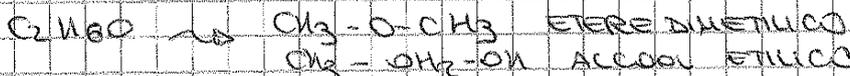


Prendiamo le nome dei radicali preceduti da ETERE

Non sono molecole polari, ma hanno grosse dimensioni quindi non sono mai gassose



Si può trovare l'ISOMERIA FUNZIONALE, cioè si possono avere sostanze con stessa formula di struttura che dà origine a sostanze che appartengono a classi funzionali diverse



ESTERI

Sono il corrispettivo dei sali inorganici e si ottengono con la reazione tra un acido carbonilico e un alcool

Il gruppo funzionale è $-COO-$



Si dà il nome da ciò che deriva con desinenza -ATO

AMMINE

Distiniamo delle amminiche; se si lega con radicali alchilici forma AMMINE ALCHILICHE, se si lega con radicali arilici forma AMMINE AROMATICHE. Si dividono in PRIMARIE, SECONDARIE E TERZIARIE a seconda di quanti idrogeni vengono sostituiti

Sono basi deboli

AMMIDI

Il gruppo funzionale è $-CONH_2$

Si utilizzano nella produzione di polimeri (come gli esteri)



4.1.1 In un sistema chiuso:

- $E_f > E_i$, quindi $\Delta E < 0 \rightarrow$ il sistema cede ^{energia} calore all'ambiente
- $E_f < E_i$, quindi $\Delta E > 0 \rightarrow$ il sistema acquista energia dall'ambiente

Per il PRINCIPIO DI CONSERVAZIONE DELL'ENERGIA, l'energia non si crea, non si distrugge, ma semplicemente si converte da una forma all'altra

$$\Delta E_{min} = \Delta E_{sist} + \Delta E_{amb} = 0$$

Le forme di energia con cui interagisce il sistema sono:

① LAVORO:

- LAVORO ELETTRICO che in chimica è sempre considerato nullo
- LAVORO MECCANICO (PRESSIONE-VOLUME) $L = P \Delta x$
 - $\Delta x = x_f - x_i > 0 \rightarrow$ il lavoro è contro la forza, quindi è positivo se è fatto dal sistema sull'ambiente (ESPANSIONE)
 - $\Delta x < 0 \rightarrow$ è l'ambiente che compie un lavoro (COMPRESSIONE)

$$P = F/A \Rightarrow F = PA \Rightarrow L = P \Delta x \Rightarrow A \Delta x = \Delta V \Rightarrow L = P \cdot \Delta V$$

Se si considera una variazione infinitesima di volume $dL = P dV$

- Trasformazione finita con $T = \text{cost}$ e $P = \text{cost}$

$$L = \int_{V_1}^{V_2} dL = \int_{V_1}^{V_2} P dV$$

- Per una gas ideale con $P = nRT/V$
 $L = nRT \int_{V_1}^{V_2} (1/V) dV = nRT \ln(V_2/V_1)$

② CALORE solo se c'è una differenza di temperatura tra sistema e ambiente. Fluisce dal corpo con temperatura più alta, al corpo con temperatura più bassa (POSTULATO DI CAUSUS).

- $\Delta E < 0$, $Q < 0$ il sistema cede calore $\rightarrow T$ ESTERNA
- $\Delta E > 0$, $Q > 0$ il sistema acquista calore $\rightarrow T$ INTERNA

Per il PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA, la differenza di energia interna di un sistema che parte dal sistema da uno stato iniziale a uno finale è uguale al calore ceduto e/o acquistato meno l'eventuale lavoro meccanico

$$\Delta E = E_f - E_i = Q - L = Q - P \Delta V$$

Se si considera un sistema gas in un recipiente a pareti rigide (non può espandersi o comprimersi) $\Delta V = 0$ e $\Delta E = Q$

Lavoro e calore non sono funzioni di stato, ma dipendono anche dagli stati intermedi e il lavoro anche dal tipo di trasformazione

34 L'entalpia può essere calcolata attraverso la LEGGE DI HESS si fonda sul fatto che l'entalpia è una funzione di stato e afferma che il calore che accompagna una trasformazione chimica o fisica di un sistema dipende solo da stato iniziale e finale, indipendentemente dagli stati intermedi.

Il suo coefficiente afferma che se si inverte la reazione, l'entalpia cambia segno.

Il calore assorbito o ceduto durante una reazione è uguale a

$$Q = C \Delta T \quad \text{CAPACITÀ TERMICA DEL CALORIMETRO} \\ \text{(calore specifico} \cdot \text{massa)}$$

La CAPACITÀ TERMICA MOLARE è il calore necessario per aumentare di un K la temperatura di una mole di sostanza.

$$C/n = Q/n \Delta T$$

La CAPACITÀ TERMICA SPECIFICA è il calore necessario per aumentare di 1 K la temperatura di 1 grammo di sostanza.

$$C/m = Q/m \Delta T$$

• A volume costante $C_V = Q_V / \Delta T = \Delta E / \Delta T \Rightarrow \Delta E = C_V \Delta T = n C_{m,V} \Delta T$

• A pressione costante $C_P = Q_P / \Delta T = \Delta H / \Delta T \Rightarrow \Delta H = C_P \Delta T = n C_{m,P} \Delta T$

In una trasformazione infinitesimale:

$$dE = C_V dT \quad \text{e} \quad dH = C_P dT$$

$$\text{Quindi } \Delta E = \int_{T_1}^{T_2} C_V dT \quad ; \quad \Delta H = \int_{T_1}^{T_2} C_P dT$$

$$\text{ma } H = E + PV = E + nRT \quad \text{quindi } \Delta H = \Delta E + \Delta(nRT) = \Delta E + nR \Delta T \Rightarrow C_P - C_V = nR$$

La capacità termica a pressione costante è quindi maggiore della capacità termica a volume costante.

In termodinamica vengono considerate anche le TRASFORMAZIONI ADIABATICHE dove non c'è scambio di calore col sistema $\rightarrow Q = 0$ e $\Delta E = -P \Delta V$

$$dE = n C_V dT$$

$$n C_V dT = -P dV$$

$$\text{Per un gas ideale } n C_V dT = - (nRT/V) dV$$

$$n C_V dT/T = -R dV/V$$

$$C_V \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} = -R \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

$$C_V \ln(T_2/T_1) = -R \ln(V_2/V_1) = R \ln(V_1/V_2)$$

$$\left(\frac{T_2}{T_1}\right)^{C_V} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^R = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{C_P - C_V}$$

$$T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1} \quad \text{con } \gamma = C_P/C_V$$

ENERGIA LIBERA

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sist}} + \Delta S_{\text{amb}}$$

ma
quindi

$$\Delta S_{\text{amb}} = -\Delta H_{\text{sist}} / T$$

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sist}} - (\Delta H_{\text{sist}} / T)$$

$$\Rightarrow \Delta S_{\text{univ}} = -(\Delta H_{\text{sist}} - T\Delta S_{\text{sist}}) / T$$

$$G = H - TS$$

L'ENERGIA LIBERA DI GIBBS è data dalla differenza del calore scambiato dal sistema con l'ambiente e l'energia necessaria per modificare le condizioni termiche del sistema.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta S_{\text{sist}} = \Delta H_{\text{sist}} - T\Delta S_{\text{sist}}$$

$$\Delta S_{\text{univ}} = -\Delta G_{\text{sist}} / T$$

I criteri per la spontaneità si deducendo quindi così:

- PROCESSO SPONTANEO $\Delta S > 0 \rightarrow \Delta G < 0$
- PROCESSO NON SPONTANEO $\Delta S < 0 \rightarrow \Delta G > 0$
- PROCESSO ALL'EQUILIBRIO $\Delta S = 0 \rightarrow \Delta G = 0$

Nei gas $K_p = (P_C^c P_D^d) / (P_A^a P_B^b)$

QUOZIENTE DI REAZIONE $Q_c = ([C]^c [D]^d) / ([A]^a [B]^b)$

$Q_p = (P_C^c P_D^d) / (P_A^a P_B^b)$

$\Delta G = -RT \ln K + RT \ln Q = RT \ln (Q/K)$

- $Q < K$ ($\Delta G > 0$) reagenti \rightarrow prodotti
- $Q > K$ ($\Delta G < 0$) reagenti \leftarrow prodotti

Nei equilibri in fase gassosa, vale l'equazione di stato dei gas perfetti reali, ogni pressione parziale corrisponde a $P_i = [i] RT$

Quindi $K_p = ([C]^c (RT)^c [D]^d (RT)^d) / ([A]^a (RT)^a [B]^b (RT)^b)$

$K_p = K_c (RT)^{(c+d)-(a+b)} \rightarrow \Delta n = (c+d) - (a+b)$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

Se le sostanze che reagiscono hanno lo stesso stato di aggregazione si parla di EQUILIBRI OMOGENEI; altrimenti sono ETEROGENEI

Se K_c o $K_p \gg 1$, sono favoriti i prodotti; se K_p o $K_c \ll 1$ sono favoriti i reagenti; se K_c o $K_p \approx 1$ la reazione è in equilibrio

Per gli equilibri omogenei, alla costante partecipano tutte le sostanze, per f equilibri eterogenei, si considerano solo le sostanze gassose

• PRINCIPIO DI LE CHATELIER - BRUNN

Conservare che se un sistema all'equilibrio viene perturbato dall'esterno, il sistema reagisce in modo da annullare la perturbazione, riportandosi a un nuovo stato di equilibrio

La PERTURBAZIONE avviene in quattro modi

1. VARIAZIONE DI CONCENTRAZIONE di reagenti o prodotti
2. VARIAZIONE DI VOLUME
3. VARIAZIONE DI PRESSIONE
4. VARIAZIONE DI TEMPERATURA

1. VARIAZIONE DI CONCENTRAZIONE

Variaudo le concentrazioni molari, l'equilibrio si sposta verso destra se si aumentano i reagenti; verso sinistra se si aumentano i prodotti

Se si diminuisce la concentrazione dei reagenti, l'equilibrio si sposta verso sinistra, viceversa se si diminuiscono i prodotti

2. VARIAZIONE DI VOLUME

Se si aumenta il volume, l'equilibrio si sposta verso destra, si favorisce la reazione diretta e quindi i prodotti

Se invece si diminuisce si favorisce la reazione inversa

Questo nel caso il numero di reagenti sia minore del numero di moli dei prodotti

10. EQUILIBRIO IN SOLUZIONE

Tra gli equilibri eterogenei sono importanti gli equilibri in soluzione, che si riferiscono alle soluzioni

o sono diverse definizioni

- **ARRHENIUS**: un ACIDO è una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni H^+ , una BASE è una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni OH^- .
 Inoltre, Arrhenius definisce REAZIONE DI NEUTRALIZZAZIONE, la reazione in cui un acido e base reagiscono per formare sale + acqua.
 Ma è limitante, perché considera solo l'acqua come solvente e solo le specie molecolari possono essere acidi e basi.

Sia gli acidi che le basi possono essere forti (completamente dissociati con reazioni irreversibili) o DEBOLI (non completamente dissociati in reazioni di equilibrio)

Per gli acidi si parla di ioni H_3O^+ e per le basi di ioni OH^-

- secondo **BROUSTEN-Lowry**: la definizione è indipendente dal solvente e considera sia le specie molecolari che quelle ioniche.
 L'ACIDO è una sostanza che cede un protone
 la BASE è una sostanza che accetta un protone

Il trasferimento protonico avviene utilizzando il doppio elettronico e gli orbitali vuoti.

Nelle reazioni invertibili, i prodotti diventano a loro volta acidi e basi e si introducono i concetti di ACIDO/BASE CONIUGATI

Le costanti di equilibrio dipendono unicamente dalla temperatura

Per le basi e gli acidi deboli si parla di COSTANTE DI DISSOCIAZIONE (acida o basica)

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

K_a si misura sperimentalmente in condizioni standard e misura la forza dell'acido

Nella forma degli IDRACIDI intervengono due fattori: la forza aumenta da sinistra verso destra, perché aumenta l'effetto inibitorio elettronico, e mentre lungo il gruppo la forza aumenta dall'alto verso il basso, quindi la distanza di legame aumenta e diminuisce la forza.

Sugli OSSIDRACIDI intervengono anche le caratteristiche strutturali: con gli stessi numeri di atomi di ossigeno la forza aumenta quanto più è elettronegativo l'atomo centrale; la forza aumenta se aumentano gli ossigeni.

Per quanto riguarda gli acidi poliprotici, in soluzione la liberazione degli ioni H^+ avviene in successive

le costanti di dissociazione cambiano in ogni reazione e diminuiscono progressivamente, perché esiste un lavoro di SEPARAZIONE DI CARICA che si oppone alla dissociazione e dipende anche dalle cariche: se il composto è neutro è più facile dissociarlo, quindi K_a è maggiore e l'equilibrio si sposta verso destra.

④ Le date arrivano da precursori deboli: l'acidità / basicità dipende dalle costanti di associazione

La costante di idrolisi aumenta con la temperatura come per k_a e k_b . Si assume sperimentalmente, ma può essere espressa come

$$\text{IDROLISI ACIDA} \quad K_i = \frac{[B_{deb}][H_3O^+]}{[ione\ base]} \approx \frac{k_w}{[OH^-]}$$

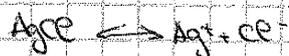
$$K_i = k_w / K_b$$

pH di idrolisi $[H_3O^+] = \sqrt{(k_w / K_b) C}$ ↳ concentrazione analitica del sale

(vale anche per l'idrolisi basica)

I sali solitamente vengono considerati forti, ma non tutti i sali sono molto poco solubili in acqua, caratterizzati da una costante di equilibrio, il "prodotto di solubilità", cioè la quantità massima di sale disciolto in un volume di solvente ad una data temperatura.

È molto raro in alcune reazioni che siano quindi considerate reversibili:



$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$

Il prodotto di solubilità indica quanto l'equilibrio è spostato verso destra. Si determina sperimentalmente in condizioni standard, tramite

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{ps}$$

U 49

$$\ln([A]_t / [A]_0) = -kt$$

$$[A]_t = [A]_0 \exp(-kt) \rightarrow \text{diminuisce esponenzialmente}$$

k è la pendenza della retta del $\ln[A]$ in funzione del tempo, che si ottiene coi valori sperimentali

Se le reazioni sono in fase gassosa (quindi a comportamento reale)

$A(g) \rightarrow \text{Prodotti}$

$$P_{AV} = n_A RT$$

$$\frac{n_A}{V} = [A] = P_A / RT \rightarrow \ln([A]_t / [A]_0) = \ln\left(\frac{P_{A,t} / RT}{P_{A,0} / RT}\right) =$$

$$= \ln(P_{A,t} / P_{A,0}) = -kt \quad \text{con } P_{A,0} < P_{A,t}$$

IL TEMPO DI DIMETZAMENTO è il tempo al quale la concentrazione molare dei reagenti diventa la metà di quella iniziale

$$\ln([A]_0 / [A]_t) = kt$$

$$t = t_{1/2} \quad [A]_{1/2} = [A]_0 / 2$$

$$\ln([A]_0 / \frac{1}{2} [A]_0) = kt_{1/2}$$

$$t_{1/2} = \ln 2 / k = 0.693 / k$$

◦ CINETICA DEL SECONDO ORDINE

① $A \rightarrow \text{Prodotti}$

$$v = -d[A] / dt = k[A]^2$$

$$d[A] / [A]^2 = -k dt$$

$$t=0 : [A] = [A]_0 \quad t=t_0 : [A] = [A]_t$$

$$\int_{[A]_0}^{[A]_t} \frac{1}{[A]^2} d[A] = - \int_0^t k dt \Rightarrow \frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

TEMPO DI DIMETZAMENTO $t_{1/2} = 1 / k[A]_0$

② $A + B \rightarrow \text{Prodotti} \rightarrow v = k[A][B]$

◦ REAZIONI DI ORDINE ZERO

$$v = k$$

$$[A]_t = [A]_0 - kt$$

$$t_{1/2} = [A]_0 / 2k$$

$$46 \quad N_e/N_t = \exp(-E_a/RT) \\ \vee \text{ o } N_e \exp(-E_a/RT)$$

$$A = \rho \cdot z = \rho \left[z_0^2 N_A^2 (8k_B T / \pi m)^{1/2} \right]$$

↳ diametro della molecola appross. sferica

↳ fattore sferico di orientazione

↳ fattore di frequenza (n° collisioni nell'unità di tempo)

Quindi la velocità di reazione è direttamente proporzionale al numero di urti efficaci

La COORDINATA DI REAZIONE tiene conto delle distanze tra le molecole quando collidono e i reagenti hanno una certa energia potenziale che raggiunge il valore massimo nel COMPLESSO ATTIVATO o STATO MASSIMO (stato intermedio), che è uguale all'energia di attivazione.

Il complesso attivato è altamente instabile, ma se ci sono le condizioni si formano i prodotti.

Esiste una TEORIA DEL COMPLESSO ATTIVATO secondo cui la reazione che porta alla formazione di uno stato attivato è un processo di equilibrio:



Esiste in gioco quindi una costante di equilibrio che servirà per definire la costante di velocità:

$$K_c^\ddagger = [AB^\ddagger] / [A][B]$$

$$k = (k_B T / h) K_c^\ddagger \frac{C_0}{\text{mol}} \rightarrow \text{ordine di reazione}$$

↳ concentrazione molare standard

Ogni processo elementare ha un suo complesso attivato

Esistono reazioni in cui l'aumento di temperatura cambia la natura del reagente, così che cambiano anche i prodotti.

Affinché questo non avvenga, si utilizzano i catalizzatori: sostanze che modificano la velocità di reazione, alle quali non partecipano, compiendo solo negli stati intermedi per ridurre l'energia di attivazione.

Se il catalizzatore ha lo stesso stato di aggregazione del reagente è una CATALISI OMOGENEA, altrimenti è ETEROGENEA.

SOLIDI IONICI

Solidi formati da ioni, legati tra loro con legame ionico
 Cristallizzano principalmente nel sistema cubico semplice, a corpo centrato e a
 facce centrate

In ogni cella cubica semplice o primitiva, si trova $\frac{1}{8}$ di atomo in ogni vertice e
 quindi ad ogni cella appartiene un solo atomo

In ogni cella cubica a corpo centrato, si trova $\frac{1}{8}$ di atomo in ogni vertice e un
 atomo al centro della cella, quindi in totale due atomi.

In ogni cella cubica a facce centrate, si trova $\frac{1}{8}$ di atomo in ogni vertice e $\frac{1}{2}$ di
 atomo in ogni faccia, quindi ad ogni cella appartengono quattro atomi

Nel sistema cubico si può calcolare la densità:

$$\rho = \frac{n \cdot M}{N_A \cdot V_c} \rightarrow \text{massa molecolare}$$

↳ particelle per cella unitaria

Per i metalli, il raggio ionico è minore del raggio atomico, viceversa per i non
 metalli il raggio ionico è maggiore.

Le dimensioni del catione sono quindi minori dell'anione (tranne Sr).

L'anione va ad occupare quindi le posizioni tetraedriche; gli spazi vuoti (CAVITÀ o INTERSTIZI)
 vengono occupati dai cationi.

Esistono 4 tipi di cavità che dipendono dal rapporto tra raggio cationico e raggio
 anionico:

- CAVITÀ CUBICA: è quella di dimensioni maggiori, è lo spazio vuoto al centro della
 cella. Il NUMERO DI COORDINAZIONE, anche il numero di ioni di un segno
 che circondano una ione di segno opposto, è 8.
- CAVITÀ OTTAEDRICA: ha dimensioni minori, il numero di coordinazione è 6
- CAVITÀ TETRAEDRICA: il numero di coordinazione è 4
- CAVITÀ TRIANGOLARE: è la più semplice, il numero di coordinazione è 3

I solidi ionici sono caratterizzati dall'energia RETICOLARE, l'energia liberata
 quando una mole di ioni positivi e negativi allo stato isolato, interagiscono
 per formare il reticolo cristallino

$$E = \int_0^R F dx = \int_0^R \left(\frac{z_1 z_2 e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \right) dx = - \left(\frac{z_1 z_2 e^2}{4\pi\epsilon_0 R} \right)$$

↳ distanza di legame

Per una mole $E = -N_A \left(\frac{z_1 z_2 e^2}{4\pi\epsilon_0 R} \right) M \rightarrow$ costante di Madelung che dipende dal
 solido ionico

L'energia reticolare scende sulla temperatura di fusione: più alta è l'energia
 più alto è il punto di fusione. I solidi ionici hanno infatti temperature di fusione
 medio alte

Possono presentare difetti di punto

- SEMPLICI \rightarrow VACANZA CATIONICA
 \rightarrow VACANZA ANIONICA
 \rightarrow CATIONE INTERSTIZIALE
- COMPOSTI \rightarrow DIFETTO DI SCHOTTKY: vacanza anionica + vacanza cationica
 \rightarrow DIFETTO DI FRENKEL: vacanza cationica + catione interstiziale

2. SOLIDI METALLICI

I metalli sono la classe di elementi più numerosa ed hanno le seguenti caratteristiche

- elevata conduttività elettrica e termica
- buona duttilità e malleabilità
- struttura compatta
- opachi (non sono attraversati dalla luce)
- lucentezza caratteristica

Sono proprietà che dipendono dal tipo di legame. Hanno temperature di fusione variabili, probabilmente a causa della configurazione elettronica esterna.

Sono diversamente magnetici.

Le strutture cristalline sono variate, però principalmente i solidi metallici cristallizzano nel sistema cubico (a facce centrate o a corpo centrato) e nel esagonale compatto.

Ogni atomo è a stretto contatto con un certo numero di altri atomi, PRIMI VICINI. Il numero di atomi PRIMI VICINI e IL NUMERO DI COORDINAZIONE del metallo: maggiore è il numero, più la struttura è compatta, cioè è maggiore la densità di impacchettamento. Nella struttura cubica semplice, il numero di coordinazione è 6, il più basso ed è la meno compatta: solo il 52% dello spazio è occupato.

Nella struttura cubica a corpo centrato, il numero di coord. è 8, spazio occupato 68%.

Il cubico compatto e l'esagonale compatto hanno la maggiore densità d'impaccamento. Il numero di coordinazione è 12.

Nelle strutture cubiche cambia la disposizione degli atomi nei piani reticolari: nell'esagonale, i piani si ripetono con sequenza AB; nel cubico con sequenza ABC. Lo spazio occupato è il 74%.

Tutto questo incide su duttilità e malleabilità del metallo: è deformabile perché il reticolo è formato solo dai cationi, mentre gli elettroni sono liberi di muoversi nel metallo di un moto di AGITAZIONE TERMICA, come quello dei gas, esercitando un'azione di schermatura per le repulsioni.

Cercando di deformare il metallo e facendo scivolare i piani applicando una forza parallela, il mare di elettroni continua ad esistere e quindi le forze repulsive vengono comunque azzerate.

Più una struttura è compatta, maggiore è la capacità di deformazione, perché è maggiore il numero di atomi nei piani e quindi scivola via più facilmente.

I solidi metallici reali presentano difetti reticolari:

- DIFETTI DI PUNTO → VACANZA RETICOLARE (manca un atomo)
→ AUTOINTERSTIZIALE (un atomo occupa una posizione non sua)
- DIFETTI DI LINEA o DISLOCAZIONE: errata disposizione dei piani reticolari

Ancora ^{per} le vacanze reticolari la concentrazione ~~diminuisce~~ cresce esponenzialmente all'aumentare della temperatura.

$$N_v = N \exp(-E_v / RT) \quad R \rightarrow \text{costante di Boltzmann}$$

Questo vale in un metallo puro (solo atomi del metallo).

51 LEGAME METALLICO

Per spiegare le caratteristiche dei metalli si fa uso del MODELLO A ELETTRONI LIBERI fatto sulla meccanica classica. Ma questo modello non si può applicare ad alcune sostanze che aumentando la loro conduttività elettrica con l'aumento della temperatura, i SEMICONDUTTORI.

È allora stato elaborato il modello a BANCHE che si fonda sulla meccanica quantistica e sulla TEORIA DELL'ORBITALE MOLECOLARE del legame covalente.

Considerando la molecola di H_2 , afferma che se si considerano gli orbitali atomici che ospitano gli elettroni di valenza, dalla loro interazione si originano nuovi orbitali, gli ORBITALI MOLECOLARI DELocalizzati.

Si originano con L.C.A.O. (combinazione lineare degli orbitali atomici).

Si combinano le funzioni d'onda per formare delle nuove che caratterizzano la molecola.

Si formano gli ORBITALI MOLECOLARI ^{LEGANTI} ~~MOLECOLARI~~, caratterizzati da una funzione d'onda somma delle altre due, e l'ORBITALE MOLECOLARE DI LEGAME, con funzione d'onda differenza delle altre due.

Il primo ha un'energia inferiore degli orbitali di partenza, il secondo invece ha un'energia maggiore e nel caso di H_2 è vuoto.

Gli orbitali molecolari hanno una geometria diversa che li caratterizza.

In H_2 quello dell'orbitale di legame è simmetrico e la regione a MASSIMA DENSITA' ELETTRONICA si trova tra i due nuclei; nell'antilegante invece è all'esterno ed è antisimmetrico.

Tra i due atomi passa lo SPAZIO NODALE, dove è proibito di trovare un elettrone e viceversa.

Non avviene solo tra orbitali s, ma anche tra quelli di tipo p (se avviene lungo gli assi interatomici sono legami σ , se avviene perpendicolarmente π).

Block, da questo, ha elaborato il modello a BANCHE, se si considera un cristallo metallico e si considerano gli orbitali ~~atomici~~ atomici con elettroni di valenza, si formano un grande numero di orbitali molecolari, le BANCHE, quelle di CONDUZIONE e di VALENZA.

Si estendono a tutto il ~~cristallo~~ cristallo, il numero di orbitali molecolari è grandissimo quindi la differenza di energia è piccola e costante, e' una distribuzione continua.

Po' capitare che ci siano BANCHE SATURE, ma l'elettricità viene condotta grazie alla sovrapposizione degli orbitali atomici vuoti.

Gli elettroni passano dalla banda di valenza a quella di conduzione: sono sovrapposti perché la loro dimensione dipende dalla distanza interatomica (molto piccola, mentre nei legami covalenti e ioni sono separati dalla BANDA PROIBITA o GAP ENERGETICO che rappresenta l'energia di legame).

Nel legame covalente, la rottura del legame è rappresentata dal passaggio di un elettrone dalla banda di valenza a quella di conduzione.

A temperatura ambiente, nel semiconduttore c'è una rottura del legame ogni 10^4 atomi e si forma l'ELETTRONE LIBERO e l'orbitale vuoto \rightarrow lacuna.

Aumentando la temperatura e applicando un campo elettrico, la conduttività elettrica aumenta (il moto delle cariche è comunque in moto di elettroni).

$$\sigma(T) = \sigma_0 \exp\left(-\frac{E_g}{k_B T}\right)$$

σ_0 costante di Boltzmann
 E_g la ampiezza banda proibita a 0 K
 k_B costante indipendente dalle temperature

41 Elettrochimica

1° Elettrochimica riguarda le reazioni che comportano un passaggio di carica. Si parla del POTENZIALE STANDARD ASSOLUTO DI ELETTRODO, ha un ordine di grandezza importante, si considera l'interfase metallo-soluzione elettrolitica, l'unità che prende il nome di SEMICELLA o ELETTRODO.

Alcuni atomi formano in soluzione come ioni positivi idratati, lasciando sul metallo gli elettroni di valenza.



Ci sono molte ioni della soluzione che prenderanno gli elettroni di valenza e che torneranno nella lamina come atomi neutri.



Se $V_1 = V_2$ si raggiunge un equilibrio e si ha una DISTRIBUZIONE ETERONOMA DI CARICA.



Si crea un doppio strato elettrico che può essere considerato come un condensatore RE PIANO: si origina una differenza di potenziale, ovvero il POTENZIALE ASSOLUTO DI ELETTRODO del metallo nella soluzione. È maggiore quanto più l'equazione si sposta.

Se $V_2 > V_1$ si raggiunge comunque un equilibrio che determina una distribuzione di carica di carica, ma opposta alla precedente. C'è di nuovo un doppio strato elettrico con le cariche invertite e il potenziale assoluto sarà tanto maggiore quanto più l'equilibrio è spostato a sx.

Il potenziale assoluto ~~non~~ dipende da metallo, soluzione elettrolitica e temperatura. Non si può misurare sperimentalmente.

Il potenziale relativo viene misurato a confronto con il materiale di riferimento, l'ELETTRODO A IDROGENO: una porzione di platino (metallo nobile) è immersa in una soluzione acquosa di ioni idrogeno con concentrazione molare standard 1M. Si aggiunge idrogeno gassoso alla pressione di 1 atm.



$E = 0 V$ per definizione a tutte le temperature

I potenziali standard si misurano accoppiando elettricamente l'elettrodo a questo idrogeno, ottenendo così una PILA o CELLA GALVANICA.



↓
ponte salino che collega le soluzioni e ne mantiene la ~~carica~~ neutralità elettrica.

$$E^{\circ}_{cella} = 0,760 V$$

Si va a misurare la FORZA ELETTROMOTRICE erogata dalla pila grazie alla reazione di ossidazione spontanea.

2° elettrodo negativo è detto ANODO, quello positivo CATODO.

98

L'energia chimica si identifica con la variazione di energia libera, che viene trasformata in energia elettrica.

La pila non funziona quando viene a mancare uno dei due elettrodi, ma in realtà accade molto prima, quando le concentrazioni mobili dei due ioni in soluzione diventano uguali, i potenziali si uguagliano e si raggiunge una situazione di equilibrio ($\Delta G = 0$)

$$\Delta G = -nFE_{\text{cella}}$$
 COSTANTE DI FARADAY (96500 C)

$$\rightarrow n \cdot F = \text{q.e. di elettricità trasportata da una mole di elettroni}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = 8,314 \cdot \ln K$$

Se $K > 1$, $\Delta G < 0$ la pila funziona, l'equilibrio è spostato verso destra ed eroga la forza elettromotrice.

se $K < 1$ la reazione non è spontanea, la pila non funziona (ferro).

La pila smette di funzionare con $K=1$, $\Delta G=0$ alla condizione di equilibrio.

Nel tempo, i potenziali di Zn e Cu si uguagliano (perché si uguagliano le concentrazioni di ioni) e quindi $E_{\text{cella}} = 0$

Per determinare i potenziali effettivi di elettrodi in soluzione questo a idrogeno (o a vetro) sperimentalmente, oppure si può calcolare con l'equazione di NERNST per poi trovare il E_{cella} effettiva

EQUAZIONE DI VAN'T HOFF : $\ln(K_2/K_1) = (\Delta H^\circ / R)(1/T_1 - 1/T_2)$
 ΔH° entalpia di ossidazione spontanea

$$E^\circ_{\text{cella}} = (RT/nF) \ln K$$
 costante di equilibrio

$$nFE^\circ_{T_2} / RT_2 - nFE^\circ_{T_1} / RT_1 = (\Delta H^\circ / R)(1/T_1 - 1/T_2)$$

$$E^\circ_{T_2} / T_2 = E^\circ_{T_1} / T_1 + (\Delta H^\circ / nF)(1/T_1 - 1/T_2)$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$E^\circ_{T_2} = E^\circ_{T_1} + (\Delta S^\circ / nF)(T_2 - T_1)$$

Considerando una generica reazione:



$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$
 → quoziente di reazione

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$\Delta G = -nFE_{\text{cella}}$$

$$-nFE_{\text{cella}} = -nFE^\circ_{\text{cella}} + RT \ln Q$$

$$E_{\text{cella}} = E^\circ_{\text{cella}} + (RT/nF) \ln Q$$

95

Questa reazione non è spontanea, ma è dovuta alla differenza di potenziale applicata. Si formano gas che aderiscono alle superficie degli elettrodi, i cui pseudopotenziali; quindi l'anodo si trasforma in un elettrodo a CO₂ e il catodo in un elettrodo a H₂.

Si genera così una cella galvanica, a causa delle polarità. La forza elettromotrice che si origina si oppone alla differenza di potenziale applicata, quindi è una forza contro elettromotrice. Quindi la corrente elettrica che può fluire è molto bassa. Ma la forza contro elettromotrice ha un valore massimo (perché la pressione può arrivare al massimo a 1 atm).

$$f_{cem} = E_c - E_a = E_{H_2} - E_{CO_2} = 1,36 V = E_0$$

Quindi quando la ddp applicata è maggiore a questo valore l'intensità di corrente che può fluire è maggiore, con forte sviluppo di gas. La differenza tra il potenziale applicato e la f_{cem} è la sovratensione.

$$\eta = V - E_0$$

$$V = (E_a + \eta_a) - (E_c + \eta_c) \rightarrow \text{per lo sviluppo di gas agli elettrodi}$$

La sovratensione dipende da elettrodo, superficie, polarizzazione, temperatura, velocità di corrente e DENSITÀ DI CORRENTE ($\frac{1}{2}e$)

$$\eta = a + b \log j \rightarrow \text{densità di corrente}$$

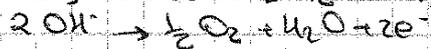
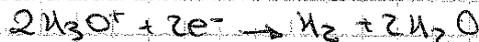
La sovratensione diminuisce notevolmente quando la superficie effettiva dell'elettrodo aumenta.

La sovratensione comporta un dispendio di energia.

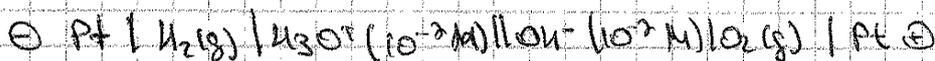
L'ELETTROLISI DELL'ACQUA permette di produrre contemporaneamente idrogeno e ossigeno.



Si considera una cella contenente H₂O, con due elettrodi di platino: gli ioni H₃O⁺ si muovono verso il catodo con reazione di riduzione, gli ioni OH⁻ migrano verso l'anodo e si ossidano.



Cambia la natura chimica degli elettrodi: POLARIZZAZIONE degli elettrodi, uno diventa a idrogeno, l'altro a ossigeno. Si origina una cella galvanica.



Si possono calcolare i potenziali effettivi e la $f_{cem} = 1,227 V$

A causa della bassa concentrazione di ioni, non dovrebbe avvenire lo sviluppo di gas agli elettrodi, ma avviene perché anche le molecole d'acqua risente del potenziale.

L'acqua ha una conduttività elettrica molto bassa, quindi non si intende l'acqua pura: si scegliono elettrodi in modo che le reazioni dei gas non possano avvenire, a seconda della sovratensione.

Grazie all'elettrolisi si possono ottenere metalli puri al 100% puri.

Se ci sono più specie catodiche che si devono ridurre, si riduce per prima quella con potenziale effettivo più alto.

ACCUMULATORE
AL PLOMB

È un momento di dipolo si orienta nel verso del campo elettrico e in questo modo aumenta di molto la capacità

alla temperatura di Curie però il ferroelettrico non è più ferroelettrico e si diminuisce
Le sostanze diventando più ferroelettriche conducono tra loro

Tutto vale anche per la conduttività termica. I ceramici hanno una costante di conduttività termica per le vibrazioni del reticolo, che generano i fononi, onde elastiche.

Si diffonde per dispersione, che aumenta direttamente con la temperatura ma la conduttività termica diminuisce, perché aumenta la concentrazione di difetti, i fononi si disperdono troppo.

Si raggiunge un minimo per poi risalire grazie all'irraggiamento

64 PROPRIETÀ TERMICHE E MAGNETICHE DEI METALLI

La conduttività termica è dovuta agli elettroni liberi animati da moto di agitazione termica casuale, con una loro propria energia cinetica, che varia solo in funzione della temperatura.

La conduttività termica dei metalli è superiore a quella dei materiali ceramici, mentre gli elettroni liberi sono anche responsabili della conduttività termica con un moto orientato dovuto a un campo elettrico.

LEGGE DI WEIDMANN-FRANZ: $k = L \sigma T$ conduttività elettrica

\swarrow conduttività termica \downarrow costante indipendente dalla $T = 2,44 \cdot 10^{-8} \frac{W}{m^2 K^2}$

Le impurezze nei metalli incidono negativamente sulla conduttività termica e su quella elettrica (perché contrastano il moto di agitazione termica).

Le caratteristiche magnetiche non sono esclusive dei metalli, ma sono molto superiori.

Abbiamo un'azione microscopica: gli elettroni sono animati da un moto rotatorio di orbita e uno spin.

Ad ogni elettrone che gira intorno al nucleo è associato un momento magnetico orbitale e un momento magnetico di spin.

Il momento magnetico orbitale vale:

$$\mu = N_B \mu_B \rightarrow \text{numero quanta magnetici}$$

\hookrightarrow magnetone di Bohr $9,27 \cdot 10^{-24} \text{ Am}^2$

Il momento magnetico di spin è uguale al magnetone di Bohr (col segno).

Il momento magnetico risultante è la somma dei due momenti magnetici di spin degli elettroni di valenza e dei due momenti magnetici orbitali.

~~Esistono~~ Se negli orbitali più esterni gli orbitali gli elettroni sono accoppiati, i momenti magnetici orbitali e di spin si annullano vicendevolmente e non c'è un momento magnetico risultante; solo le sostanze diamagnetiche.

Se negli orbitali esterni a sono elettroni spaiati, l'atomo assume un momento magnetico risultante. Queste sono le sostanze PARAMAGNETICHE o FERROMAGNETICHE a seconda del comportamento in un campo elettrico.

Il solenoide è costituito da n spire di lunghezza l, che viene attraversato da una corrente e si genera così un campo magnetico sia interno che esterno.

campo magnetico $H = Ni/l$
 direzione magnetica $B = \mu H$

\hookrightarrow PERMEABILITÀ MAGNETICA ASSOLUTA (dipende dal materiale)

$$B = \mu_0 H \rightarrow \text{nel vuoto } 1,257 \cdot 10^{-6} \text{ H/m}$$

$$\mu = \mu_0 \mu_r \text{ permeabilità relativa}$$

$$B = \mu H = \mu_0 \mu_r H = \mu_0 H + \mu_0 M \rightarrow \text{MAGNETIZZAZIONE}$$

$\chi_{\text{M}} \rightarrow$ SUSCETTIBILITÀ MAGNETICA

68

$$H_c = H_0 \left(1 - \left(T/T_c\right)^2\right)$$

↳ campo magnetico a 0K

Quando non sono superconduttori, si comportano come materiali diamagnetici

L'EFFETTO MEISSNER spiega che un campo elettrico esterno viene respinto da un superconduttore, mentre invece attraversa il materiale se è conduttore

Per un superconduttore di TIPO 1, se si applica un campo magnetico minore di un campo magnetico critico, la magnetizzazione aumenta fino al valore massimo H_c .
Non si fanno applicazioni.

Per un superconduttore di TIPO 2, si comporta come uno di tipo 1 fino a H_{c1} , poi si ha una diminuzione graduale verso il comportamento conduttivo fino a H_{c2} .

Anche i materiali ceramici possono essere considerati superconduttori, ma hanno una T_c molto più alta.

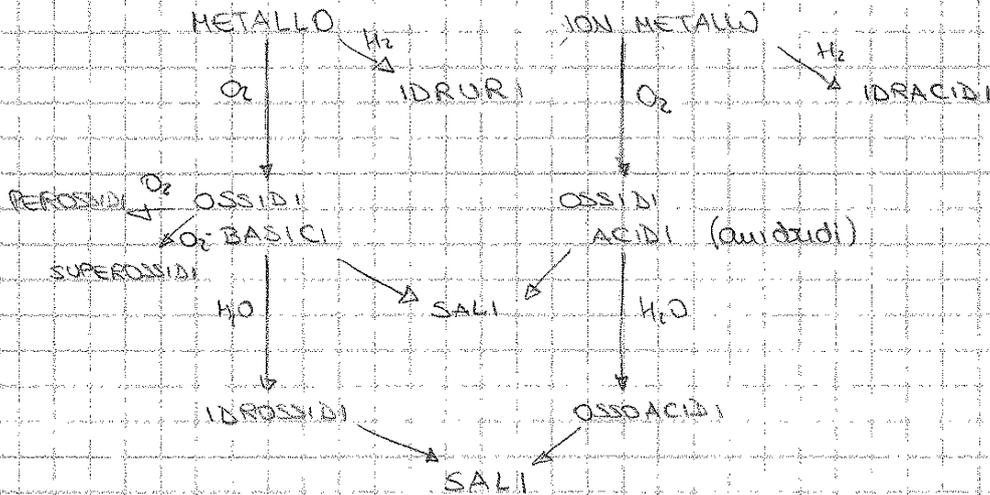
La teoria BCS fa come fulcro il meccanismo delle coppie di Cooper: le coppie di elettroni interagiscono con lo scambio di fotoni di natura attrattiva proprio all'interazione repulsiva, viaggiando nel reticolo senza interazione, perché la temperatura è minore della temperatura critica ed è molto basso l'interazione.

NOMENCLATURA

NUMERO DI OSSIDAZIONE

Numero di elettroni che un atomo cede o acquista quando si porta dallo stato elementare a uno stato combinato

- SOSTANZE ELEMENTARI = 0
- IONE = CARICA
- COMPOSTO NEUTRO → somma n.o. = 0
- METALLI ALCALINI = +1
- METALLI ALCALINO TERROSI = 2
- IIIA + IIIB = +3
- OSSIGENO = -2 (-1 nei perossidi, -2 nei superossidi)
- IDROGENO = +1 (+1 negli idruri)
- ALOGENI Br, Cl = -1 +1 +3 +5 +7
I = -1 +1 -5 +7
F = -1
- PER TUTTI GLI ELEMENTI n-8 < n < 8 → n = n° gruppo



COMPOSTI BINARI

OSSIDI Elemento + ossigeno → ossidi X_2O_m $\begin{matrix} 2 \rightarrow \text{n.o. ossigeno} \\ m \rightarrow \text{n.o. elemento} \end{matrix}$

IUPAC → pref + OSSIDO + pref + NOME ELEMENTO

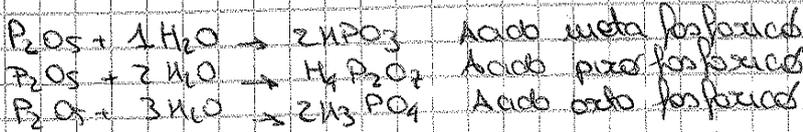
STOCK → OSSIDO + nome elemento + (n.o. elemento)

TRADIZIONALE → ANIDRIDE/OSSIDO + pref + NOME ELEMENTO + suffisso →

| | | | | | |
|----|-----|----------|------|------------|----------|
| * | per | NOME | -100 | } suffisso | } 4 n.o. |
| | | ELEMENTO | -100 | | |
| po | | | -00 | | |
| | | | -00 | | |

es. Na_2O → monossido di ~~di~~ sodio
 → ossido di sodio (I)
 → ossido sodico

NOMI DA IMPARARE



ANIONI

ipo
per

nome

ito
ito
ato
ato

→ c'è sempre il suffisso di mezzo!!

SALI

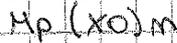
• BINARI



radice nome X - URO di "M"

NB CN (cristallo) si comporta come un'unica entità

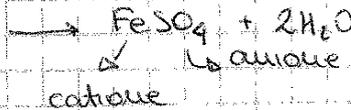
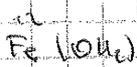
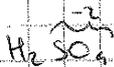
• TERNARI



Per scrivere la formula bisogna considerare le dissociazioni

ACIDO

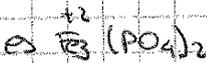
BASE



IUPAC (poco usata) n° atomi O - osso - X - ato (n.o.x) + n° atomi M + nome M

STOCK → n.o. del metallo

TRADIZIONALE → suff. osso / ico



- di tetra osso fosfato (IV) di tri ferro
- osso fosfato di ferro (II)
- ortofosfato ferroso