



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 1106

DATA: 16/09/2014

A P P U N T I

STUDENTE: Masini

MATERIA: Chimica

Prof. Angelini

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.**

CHIMICA *emma. angelini@polite.it*

1/10/12

GAS → si comportano bene o male tutti alla stessa maniera

LIQUIDI → si fanno delle distinzioni

SOLIDI → si fanno altre distinzioni

PLASTICHE → catena di atomi di carbonio con attaccati qualsiasi degli idrogeni. Un numero apparentemente illimitato di proprietà (perché la catena di carbonio è lunga centinaia di migliaia di atomi - a seconda di dove si attacca l'idrogeno, cambia le proprietà - quindi ha centinaia di migliaia di possibilità)

L'origine e l'aspetto sono atomi che tendono ad attirare su di sé degli elettroni, rendendo polarizzata la molecola. Se la molecola è polare, allora si sotto effetto della forza elettrostatica e questo rende la catena molto più resistente. Ecco perché il nylon (in cui sono presenti atomi di O e N) ha pari resistenza alla trazione di un filo di acciaio.

DIPOLO → molecola in cui è presente in modo permanente una dipartita di carica positiva/negativa

LEGAMI / DOPPI LEGAMI : DIFFERENZE
Il doppio legame è meno forte del legame semplice. In un doppio legame gli elettroni sono meno vincolati. Nel 1900 il premio Nobel '...' rimise a frantumare queste proprietà per fare scovare gli elettroni del poliacetilene da un legame all'altro: aveva inventato una plastica conduttrice

FULLERENI → molecole plastiche strutturate a sfere (pentagonale, esagonale ecc...)

GRANO TOBI → molecole di carbonio in cui i monomeri di carbonio si dispongono a tubi

GRAFENE → materiale costituito da un mono strato di atomi di carbonio

LIBRI:

- PETRUCCI-HARWOOD, CHIMICA GENERALE PRINCIPALI E MODERNE APPLICAZIONI
- P. ATKINS, L. JONES, PRINCIPALI DI CHIMICA, ZANICHELLI
- M. S. SILBERBERG, CHIMICA, Mc GRAW-HILL
- GIANNACCARO, DORONZO, ELEMENTI DI STECHIOMETRIA, EDISES
- MANFREDOTTI-LANFREDI, TIRINICCHIO, FONDAMENTI DI CHIMICA, CASA EDITRICE AMBROSIANA

Non un testo preferibile rispetto ad un altro.

PROPRIETA' MATERIE PLASTICHE:

- SOLUBILITA' IN ACQUA
- POSSIBILITA' DI ESSERE ATTACCATI DA MICROORGANISMI
- POSSIBILITA' DI CAMBIARE COLORE
- POSSIBILITA' DI CONDUZIONE ELETTRICA (POLIACETILENE)

ATOMO

PARTICELLE SUBATOMICHE:

	MASSA	CARICA
PROTONE	1	+1
NEUTRONE	1	0
ELETTRONE	$\frac{1}{1840}$	-1

$$r(e^-) = 10^5 r(\text{NUCLEO})$$

(RAGGIO ORBITA) (RAGGIO ORBITA)

ATOMO = INSIEME DI PARTICELLE POSITIVE, NEGATIVE E NEUTRE. NEL NUCLEO STANNO LE POSITIVE E LE NEUTRE, IN ORBITA INTORNO STANNO LE NEGATIVE.

Z: NUMERO ATOMICO → numero di protoni nel nucleo

Nella tavola periodica gli elementi sono ordinati in modo crescente di Z. Un elemento infatti è determinato dal numero di protoni del nucleo.

A: NUMERO DI MASSA → numero di protoni e neutroni nel nucleo

Per un binucleo i neutroni hanno la funzione di colla: più protoni ci sono, allora più neutroni è meglio che ci siano (perché è così che si rende stabile l'atomo).

ISOTOPi = ATOMI DI UN CERTO ELEMENTO, MA CON NUMERO DI MASSA (A) DIVERSO DA QUELLO DELLA TAVOLA PERIODICA.

Gli atomi possono essere considerati delle sfere solide che si assemblano in varie strutture per formare i vari materiali

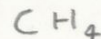
MOLECOLA = UN AGGREGATO DI ATOMI LEGATI DA LEGAMI CHIMICI

MOLECOLE PIU' SEMPLICI: MOLECOLE DIATOMICHE → OSSIGENO O_2 CLORO Cl_2
 IDROGENO H_2 ecc...

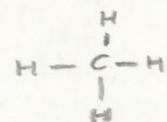
COMPOSTO = UNA SOSTANZA CHE CONTIENE PIU' DI UN ELEMENTO

FORMULE:

FORMULA BRUTA:



FORMULA DI SEMISTRUTTURA:



FORMULA DI STRUTTURA:



CHIMICA - LEZ. 3

8/10/12

MOLECOLA: aggregato di atomi piccoli

POLIMERI: macromolecole, catene di atomi di carbonio di migliaia o milioni di unità.

Si viene solo un pezzo della catena che poi è ripetitivo $\left(\begin{array}{c} H \\ | \\ -C- \\ | \\ H \end{array} \right)_n$ POLIETILENE

Alcuni polimeri hanno il fluoro al posto degli idrogeni. I materiali così strutturati hanno il fluoro (che è più grosso del carbonio) che protegge per la sua dimensione l'interno della molecola, cioè la rende impermeabile, resistente ecc.

MASSA DI PROTONE o NEUTRONE: $1,673 \cdot 10^{-24}$ g

ELETTRONE: $9 \cdot 10^{-28}$ g

MASSA ATOMICA: MASSA MEDIA DI UN ATOMO DELL'ELEMENTO

$\frac{1}{12}$ MASSA ATOMO CARBONIO 12 \rightarrow UNITA' DI MASSA ATOMICA ($1,660 \cdot 10^{-24}$ g)

MASSA MOLECOLARE: è la somma dei pesi atomici degli atomi della molecola

MOLE:

quantità di sostanza che contiene un numero di ^(per molecole?) particelle uguale a quella presente in 12 g di ^{12}C .

La quantità in grammi dell'elemento preso. Lo so che l'acqua pesa 18 una, allora prendo 18 g di acqua e così posso dire che ho preso una mole d'acqua. Essendo una mole so che in quei 18 g di acqua c'è lo stesso numero di particelle presenti in 12 g di C.

In una mole ci sono $6,022 \cdot 10^{23}$ particelle. È il numero di Avogadro.

N. DI AVOGADRO: $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole/mole

Si può dire anche che una mole è una quantità in grammi di una sostanza che contiene un numero di Avogadro di particelle.

$$\begin{aligned} m \text{ (grammi)} &= n \text{ mol} \cdot \text{peso molecolare} \\ n \text{ molecole} &= n \text{ moli} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \end{aligned}$$

CONFERMA SPERIMENTALE DEL MODELLO DI BOHR: EFFETTO FOTOELETTRICO

Per definizione, i metalli sono composti che hanno tanti elettroni liberi.

Le io manda fotoni, cioè dei fasci di luce, sulla superficie del metallo, alcuni elettroni rimbalzano a fare saltare il meccanismo, altri no.

Quindi c'è un meccanismo che è dipendente dalla frequenza.

Il meccanismo consiste nel fatto che, quando il fascio di luce con la giusta frequenza colpisce il metallo, esso rilancia degli elettroni.

Giustifica il modello di Bohr perché solo la radiazione che con una determinata energia può fare saltare gli elettroni da un livello ad un altro.

PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE

Si può parlare della probabilità di trovare gli elettroni in un punto dello spazio, ma non si può dire nulla sulla loro posizione precisa.

NON SI POSSONO MISURARE SIMULTANEAMENTE CON GRANDE PRECISIONE LA POSIZIONE ED IL MOMENTO
LE PARTICELLE COSÌ PICCOLE COME GLI ELETTRONI.

Questo perché, se io lo vedo con un microscopio elettronico vuol dire che l'ho bombardato con un fascio di particelle che mi permettono di ingrandire la mia immagine (è così che funziona il microscopio elettronico). Ma l'elettrone è talmente piccolo che questo fascio lo influenza.

Perché se lo vedo lo sto notando in una posizione in cui non sarebbe se io non veni colpito l'azione di vederlo.

Questo discorso della radiazione che influenza l'elettrone, si può fare intuire che l'elettrone stesso si comporta come radiazione, come energia, come onda!

Questo è il principio di dualismo dell'elettrone: materia a volte, energia altra.

FUNZIONE D'ONDA

L'orbitale di un elettrone è descritto dalla funzione d'onda. Questa è una probabilità di trovare l'elettrone in una parte di volume.

Le soluzioni delle funzioni d'onda devono essere FISICAMENTE ACCETTABILI, quindi

ci è finita una serie di NUMERI QUANTICI che corrispondono alle soluzioni che possono essere accettate. Gli elettroni si muovono in 3 dimensioni, perciò i numeri quantici che abbiamo considerato sono n, l, m . Il più c'è quello che riguarda lo SPIN. Sono 4.

ORBITALI

Regioni nelle quali è possibile trovare un elettrone oppure una zona ad alta probabilità di densità elettronegativa.

NB: DIFFERENZA L'UO ORBITE, LE ORBITALI

Le inizialmente si pensava che gli elettroni si disponessero su orbite circolari si è poi capito che non è così. Loro si dispongono su ORBITALI: cioè orbite, ma nello spazio (infatti l'orbita è qualcosa di 2 dimensioni).

Le un orbita corrisponde ad un anello che l'elettrone percorre in ogni suo punto con una certa frequenza, l'orbitale corrisponde ad una SFERA che l'elettrone percorre senza in ogni suo punto senza un periodo. Si parla perciò di probabilità.

Di conseguenza nel sistema periodico il livello $3d$ e nel posto dei s ecc. $4s$ non accade anche con i livelli i e j perché, come sappiamo, man mano che andiamo in una strada più esterna le differenze di energia diminuiscono. In breve: tra livello i e j la differenza di energia è troppo ampia perché questo tipo di eccezione possa capitare.

ORBITALI s

sono sferici: allora in legame tra due elementi con un orbitale s come più esterno NON AVRANNO UN ANGOLO PREFERENZIALE DI LEGARE.

ORBITALI p

sono a 8, ≥ 3 per livello (dal 2 in poi) e DEGENERI, cioè con la stessa energia.

ORBITALI d

sono di forma complessa \otimes , sono 5 per livello.

I metalli di transizione hanno tanti numeri di ossidazione. Questo perché, avendo come ultimi orbitali ns del tipo d , possono (come è il caso del $2d$) avere anche 5 elettroni spaiati, e quindi con la stessa energia.

Quindi noi possiamo avere diverse possibilità nei legami che formeranno, perché sono stabilizzati in un orbitale.

io è descritto dal numero di ossidazione

REGOLE PER L'ASSEGNAZIONE DEGLI ELETTRONI AGLI ORBITALI:

1° PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI

In ciascun orbitale non possono convivere due elettroni con tutti i numeri quantici uguali. \Rightarrow Possono stare due elettroni MAX

2° REGOLA DI HUND

Quando sono disponibili orbitali di energia identica, gli elettroni occupano inizialmente tutti questi orbitali singolarmente.

3° PRINCIPIO DI AUFBAU

Si assegna una configurazione elettronica agli elementi secondo l'ordine crescente di numero atomico (Z).

REGOLA DELL'OTTETTO

Un atomo tende ad acquistare o perdere elettroni fino a che il suo livello più esterno è costituito da 8 elettroni.

In realtà finché siamo nel periodo 1, 2, 3 va bene. Ma per quanto riguarda gli altri ci hanno più di 8 elettroni nello stato più esterno. Con loro la regola dell'ottetto funziona lo stesso, perché il livello energetico d è veramente basso e trascurabile e perciò possiamo considerare l'ottetto formato dal sottolivello esterno s e da quello p .

Ma ci sono delle eccezioni per cui la regola dell'ottetto non funziona.

Quindi si può dire meglio:

Un atomo tende ad acquistare o cedere elettroni fino a che il suo livello più esterno è uguale a quello del gas nobile precedente o successivo sulla tavola periodica.

→ I METALLI ALCALINI ED ALCALINO-TERROSI tendono a perdere elettroni: essendo sulla sx della tavola periodica, tendono a perdere l'unico elettrone (per gli alcalini) o i due elettroni (per gli alcalino-terrosi) che hanno nell'orbitale più esterno.

→ GLI ALOGENI tendono ad acquistare elettroni trasformandosi in ioni negativi (ANIONI) F^- , Cl^- in modo da acquistare la configurazione elettronica del gas nobile seguente.

METALLI

Formano la maggior parte degli elementi e hanno queste caratteristiche:

- LUCENTEZZA CARATTERISTICA
- DUTILI, MALLEABILI
- DANNO FACILMENTE IONI POSITIVI
- SOLIDI, AD ECCEZIONE DI H_2
- CRISTALLIZZANO IN STRUTTURE COMPATTE

ION METALLI

- BUONI CONDUTTORI (DI ELETTRICITÀ E CALORE)
- DANNO FACILMENTE IONI NEGATIVI
- STRUTTURE POCO COMPATTE
- ALCUNI SONO GASSOSI

SEMIMETALLI

- PROPRIETÀ INTERMEDIE
- SEMICONDUTTORI
- SOLIDI A T AMBIENTE

AFFINITA' ELETTRONICA

E' l'energia che un atomo libera perdendo elettroni.

L'affinita' elettronica aumenta dai gruppi piu' alti ai gruppi piu' bassi di uno stesso periodo e di un periodo aumenta dall'alcadine al gas nobile.

PR: EN. DI IONIZZAZIONE / AFFINITA' EL.

come si nota, entrambe aumentano da basso verso alto e da SX a DX.

Questo perche' se un elemento ha bisogno di tanta energia per accettare un elettrone (EN. DI IONIZZAZIONE), allora ne liberera' altrettanta quando ne perde uno (AFFINITA' ELETTRONICA).

ELETTRONEGATIVITA'

Tendenza di un atomo ad attrarre maggiormente su di se' la carica elettrica in un legame.

Tutti gli elementi che cercano di cedere elettroni hanno una elettronegativita' bassa, mentre quelli che tendono ad acquistarne hanno una elettronegativita' alta. VEDI TAB SLIDE

Quando un elemento e' a sx della tavola periodica si lega con uno a dx della tavola la differenza di elettronegativita' e' tale che si forma un legame ionico, cioe' e' come se gli elettroni messi in comune stessero sempre dalla parte dell'elemento con forte elettronegativita'. Il legame ionico forma SOLIDI SALINICI.

POLARITÀ

DIPOLLO ELETTRICO: è un sistema neutro nel suo complesso, ma formato da due cariche elettriche opposte $-q$ e $+q$ situate ad una certa distanza d .

$$\text{MOMENTO DIPOLARE: } |q| \cdot d$$

Una molecola può essere formata da dipoli, ma avere lo stesso aspetto grazie alla sua forma. Ad esempio la molecola CCl_4 è tetraedrica. Il cloro tende ad attirare su di sé gli elettroni. In ogni legame il cloro vuole più elettroni per sé, il risultato è che la molecola non ha poli di carica perché si annullano.



Per conoscere la forma di una molecola occorre conoscere

LONGHEZZA DI LEGAME: distanza tra i nuclei degli atomi legati

ANGOLI DI LEGAME: gli angoli tra le linee adiacenti che rappresentano i legami

TEORIA VSEPR (REPULSIONE DELLE COPPIE ELETTRONICHE DEL GUSCIO DI VALENZA)

- Gli atomi si legano condividendo coppie di elettroni che sono negli orbitali di valenza
- Gli elettroni tendono a respingersi
- I doppietti elettronici non condivisi tendono a respingersi.

ENERGIE DI LEGAME

C-C	347 KJ/mol
C=C	611 KJ/mol
C≡C	837 KJ/mol

Il legame doppio (triplo) ha più energia del legame singolo.

NB: il legame doppio è un po' meno del doppio di energia rispetto al legame singolo, quindi il legame σ e π sono leggermente differenti.

ENERGIA DI LEGAME:

è l'energia richiesta per dissociare una mole di legami covalenti in una specie allo stato gassoso.

ALCHINI

Idrocarburi che presentano tripli legami tra carbonio.

ETINO



NB:

Le molecole che presentano tripli legami sono LINEARI, in accordo con il principio di repulsione dei gasi elettronici.



4 LEGAMI NON SONO TUTTI SU UNO STESSO PIANO LA MOLECOLA È PERO' PLANARE perché i suoi atomi sono tutti sullo stesso piano.

l'etino (o acetilene) è molto usato in fabbrica come parte di processi per la produzione di altri prodotti perché se reagisce un legame π per aggiungere qualche qualcosina si forma un'altra molecola come dell'acqua... e se reagisce un altro ancora si attacca un'altra molecola come del fluoro.

I legami tripli sono molto resistenti, perché hanno più energia dei legami singoli e dei doppi.



GAS INERTE
 \hookrightarrow STABILE

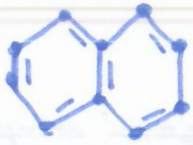


$\uparrow \downarrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \Rightarrow$ TENGONO A FARE 3 LEGAMI: A SICMA E PI GRECO

TABELLA RIASSUNTIVA

SINGOLO	DOBBO	TRIPLO
ENERGIA DI LEGAME \rightarrow		
\leftarrow LUNGHEZZA DI LEGAME		
REATTIVITA' DELLA MOLECOLA		

PNA (polinucleari aromatici)



NAPTALENE

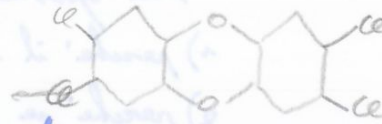
ANTRACENE

FENANTRENE

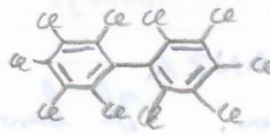
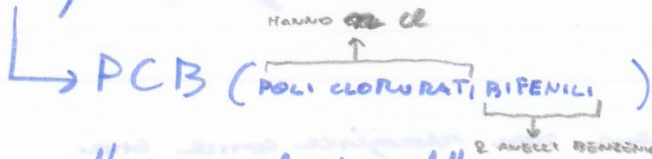


DIOSSINE

ETRA CLORO DIBENZO - P - DIOSSINA



Le diossine sono molecole che hanno anelli benzenici, 2 ossigeni (e cloro?).
 Inoltre queste sono estremamente tossiche.



Sono ottimi isolanti elettrici

MOLECOLE BASATE SULL'ANELLO BENZENICO SENZA LIMITI DI DIMENSIONI

GRAFITE



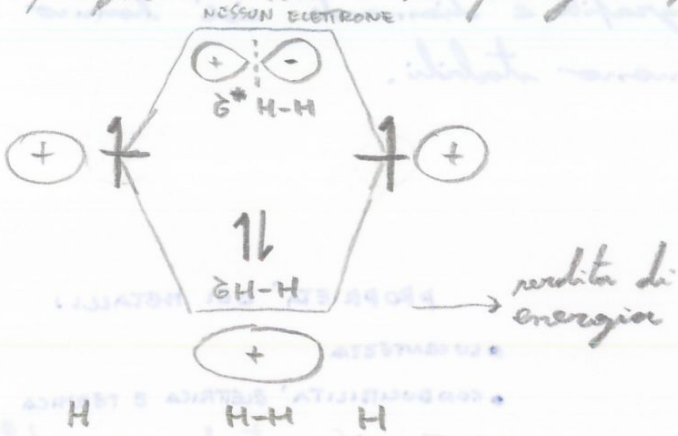
→ ha un anagone di C come nel benzene, ma non lega con atomi di H. Allora avanza un orbitale p per ogni C e questo in qualche modo lega con il piano di carbonio posto sopra o sotto. Avendo l'orbitale libero avra' elettroni liberi, allora e' un conduttore di corrente

DIAMANTE

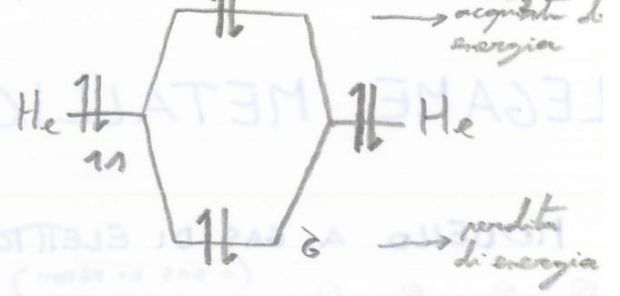
→ e' ibridato in modo da formare 4 legami covalenti, non avendo elettroni liberi non passa la corrente e il diamante e' isolante.

La sovrapposizione coinvolge tutti gli orbitali atomici degli orbitali atomici che partecipano al legame. Ogni orbitale molecolare può contenere un doppietto. Non solo gli elettroni di valenza (come la regola di Hund).

È preferibilmente e la più giusta, la più corretta.

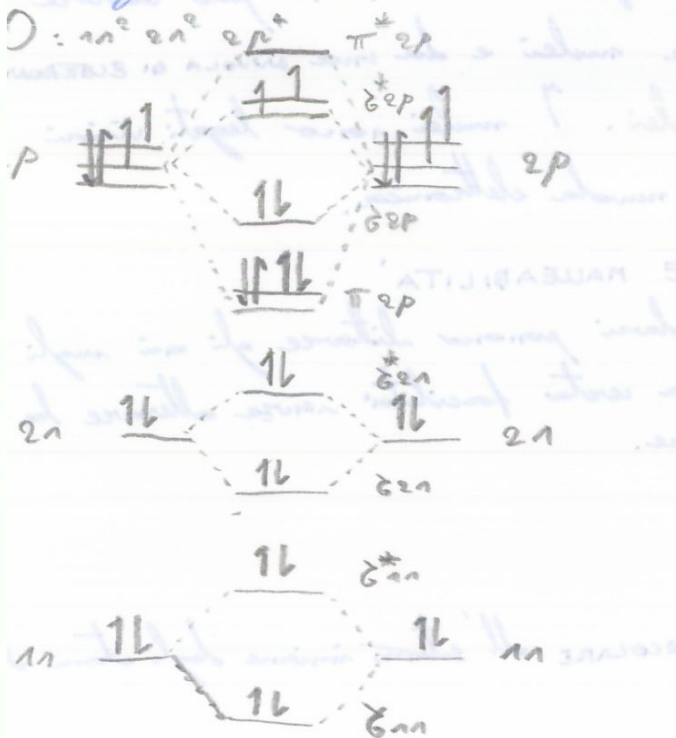


Ad esempio: perché non si forma mai la molecola He₂ (acquisita di energia)



PARAMAGNETISMO:

una molecola è paramagnetica se viene attratta dal campo magnetico di un magnete.



Non c'è ragione che si formi He₂ perché si formerebbe un orbitale con perdita di energia ed un altro che è uguale e contrario perché comporta un'acquisita di energia. Sono pieni entrambi gli orbitali molecolari e perciò l'energia totale resta è zero (così come quella acquisita) e perciò non c'è motivo che l'He₂ esista perché il legame non rende più stabile i due atomi.

CHIMICA - LEZ.

24/10/12

TEORIA DELLE BANDE: COSA SERVE?

Si distingue tra elementi conduttori e non conduttori, ad esempio. Si considera una molecola con numero infinito di elettroni, perché tanto qualunque solido noi consideriamo avrà un numero di atomi grandissimo dell'ordine di 10^{24} - 10^{23} e quindi lo possiamo considerare con ∞ elettroni se vogliamo.

TIPI DI BANDE

Si formano tante bande di energia quanti sono i tipi di orbitali presenti nell'atomo

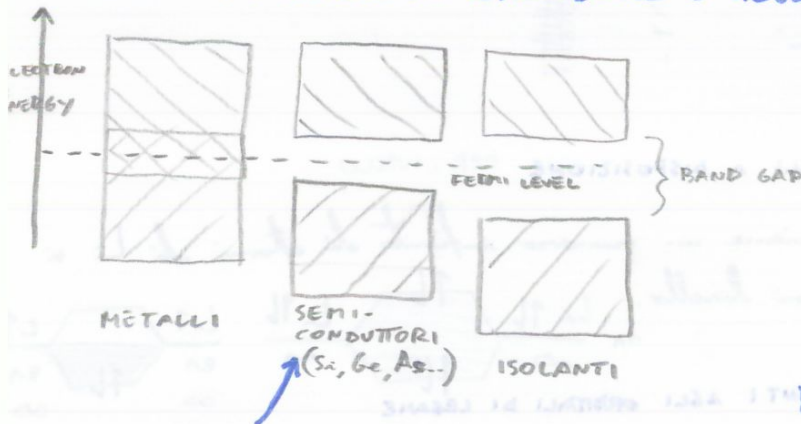
BANDE PIENE \rightarrow ORBITALI INTERNI

BANDE DI VALENZA \rightarrow ORBITALI DI VALENZA

BANDE DI CONDUZIONE \rightarrow BANDE ENERGETICHE IMMEDIATAMENTE SUPERIORE A QUELLA DI VALENZA PIENA A PIU' ALTO CONTENUTO ENERGETICO

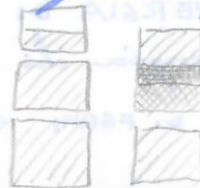
B: BANDE DI CONDUZIONE NEI METALLI

Nei metalli la banda di conduzione è sovrapposta a quella di valenza.



QUALCHE ELETTRONE
 DI IL BAND GAP E' $< 1eV$
 QUALCHE ELETTRONE PUO'
 ULTARE NELLA BANDE DI
 CONDUZIONE E STARE
 LIBERO DI GIRARE NEL RETICOLO

NB: MOBILITA' DEGLI e^-
 E' paragonabile alla mobilità di
 galle da biliardo in una scatola
 Una mobilità nulla corrisponde a
 scatola piena e a bande di
 energie riempite completamente.

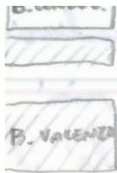


2 CONDUTTORI, CON TIPI DIVERSI
 DI CONFIGURAZIONE DELLE BANDE

Il conduttore corrisponde a scatola
 semi vuota



Il semi conduttore corrisponde a
 scatola piena non del tutto.



da banda intermedia creata in questo caso è più vicina al banda di condizione e perciò il salto è più facile ancora.

ATTRAZIONI TRA MOLECOLE

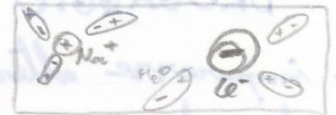
FORZE DEBOLI: effetti importanti in temperature di fusione ed ebollizione, viscosità ecc..

- FORZE DIPOLO - DIPOLO
- FORZE DI DISPERSIONE DI LONDON

1) FORZE DI ATTRAZIONE TRA MOLECOLE NEUTRE

2) FORZE DI ATTRAZIONE TRA MOLECOLE NEUTRE E CARICHE

- FORZE IONE - DIPOLO



• FORZE IONE - DIPOLO

IB: ENERGIA DI INTERAZIONE DIPENDE DA: (VEDI SCHE))

q = carica della ione

μ = momento dipolare della molecola

d = distanza dal centro della ione al centro del dipolo

• FORZE DIPOLO - DIPOLO

umentano all'umentare della polarità delle molecole => saranno comunque sempre più deboli delle forze ione-dipolo.

FORZE DI DISPERSIONE DI LONDON

è tra molecole che non sono polari. Come può esserci un'attrazione se gli elettroni si muovono velocissimamente e in modo non periodico, quindi in un certo istante ci possono essere più elettroni su un atomo che sull'altro, un istante dopo ci sono più e sull'altro e così via.

Si creano così DIPOLI ISTANTANEI che per def. si continuano a distruggere e ricreare. Quando si creano con FORZE DIPOLO ISTANTANEO - DIPOLO INDOTTO (perché a carica istantanea stimola gli elettroni della molecola vicina a dimoversi di conseguenza).

LEGAME IDROGENO

Un'INTERAZIONE INTERMOLECOLARE tra molecole talmente forte da poter comunemente essere denominata legame è il LEGAME IDROGENO.

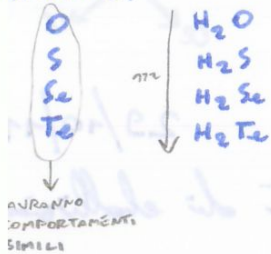
È grazie al legame idrogeno che l'acqua a T° rimane liquida.

È l'interazione tra molecole che hanno idrogeno H con:

- ossigeno O
- azoto N
- fluoro F

cioè tra H ed uno degli atomi più elettronegativi. Quindi l'H ottiene una forte carica positiva ed è per questo attratto dalla carica negativa del polo (N, F, O) della molecola più vicina.

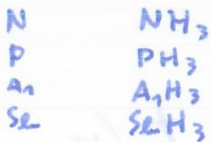
GRUPPO 6:



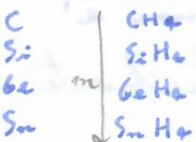
Quello che ragionevolmente si si può aspettare, è di un aumento delle T di ebollizione man mano che considero una (tra quote) molecola con massa maggiore.

Invece la T di ebollizione più alta ce l'ha la molecola più piccola... questa perché si forma il legame idrogeno tra H e O, che è molto forte.

GRUPPO 5:



GRUPPO 4:



Non avendo particolarmente ^{elettr.} negativa (anzi, C ha la stessa elettronegatività dell'H), ~~ce~~ non c'è legame idrogeno e allora la T di ebollizione di questi composti cresce al crescere di m.

Generalmente un materiale allo stato solido è più compatto rispetto allo stato liquido, perché la solidificazione equivale ad una perdita di energia.

Perché gli elettroni sono più vicini ai nuclei e a livello macroscopico vuol dire che il materiale ha volume minore allo stato solido rispetto che a quello liquido.

L'acqua invece ha un comportamento anomalo: allo stato solido il legame idrogeno è fatto prevalere e quindi le molecole di acqua sono più distanziate rispetto che all'acqua liquida quando sono in stato binomiale. Volume minore significa densità minore. il ghiaccio galleggia in acqua.

PLASMA

Le molecole sono dissociate negli atomi componenti, che a loro volta sono dissociati in particelle elementari: ioni, elettroni. È uno stato tipico dei gas ad alta energia.

DEFINIZIONE: TEMPERATURA

È la misura della tendenza che il calore ha ad abbandonare un corpo. È quindi correlata all'energia cinetica delle molecole. Questa energia cinetica può essere TRASLAZIONALE e VIBRAZIONALE.

STATO GASSOSO

La maggior parte dei gas non sono visibili, ma ci sono.

Questi, avendo un'energia cinetica associata con elevata, si comportano tutti allo stesso modo prescindendo dalla composizione chimica e dalla struttura atomica del gas.

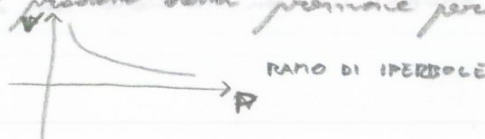
NB: in realtà si comportano tutti allo stesso modo a T alta e P bassa, cioè in condizioni di interazione minime possibile tra molecole. **GAS PERFETTO**

LEGGE DI BOYLE (DELL'ISOTERMIA)

A T costante la pressione di un gas perfetto è inversamente proporzionale al suo volume. Allora il prodotto della pressione per il volume è costante.

$$P \cdot V = k$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



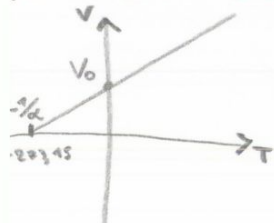
NB: ciò vale se la P non è troppo alta e se la T non è (troppo bassa) vicina al punto di liquefazione.

LEGGE DI CHARLES (DELL'ISOBARA)

A P costante il volume di un gas aumenta linearmente con la temperatura.

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

IL COEFFICIENTE DI ESPANSIONE DEI GAS = $3,667 \cdot 10^{-3} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$



$V_0 =$ volume del gas a 273 K

LEZIONE

31/10/12

I gas reali non si comportano come gas ideali sempre, perché hanno forze di interazione tra molecole (sia che siano polari o non polari).

Sono anche perché occupano un volume non trascurabile rispetto alle dimensioni delle molecole.

L'eq. di stato dei gas perfetti si può correggere e fare valere per i gas reali, le due correzioni riguardano pressione e volume.

$$(P + n^2 a / V^2) (V - nb) = nRT$$

La ^{reale} pressione per un gas ideale è inferiore che per un gas ideale perché le molecole sono attratte (anche minimamente) tra di loro. Le particelle trasmettono un impulso minore, quando urtano il recipiente, perché l'impulso è frenato dall'attrazione con le particelle.

Il volume del gas ideale è considerato con molecole puntiformi, perché il volume a disposizione è enorme rispetto alle molecole presenti. Nel gas reale non si possono considerare così: allora a V sottrai il volume effettivamente occupato dalle molecole e così ottieni il volume che hanno a disposizione, per moli n .

$\frac{a}{V^2}$ rappresenta il 3% della pressione atmosferica

Quindi la molecola del gas è grande, più si scosta dall'idealità quando il gas è reale. Le poi è polare... ancora di più!

Gli atomi con valori di a e di b piccoli hanno un gas che si avvicina al comportamento ideale.

La pressione sulla parete del contenitore è l'effetto dei continui urti delle molecole.

La pressione deriva dalla somma delle variazioni della quantità di moto di una particella durante il suo urto sulla parete.

La pressione di un gas dipende dall'energia cinetica media delle sue particelle e dalla concentrazione del gas (numero di particelle / unità di volume).

↳ ENERGIA CINETICA MEDIA

$$E = \frac{1}{2} m v^2$$

Dipende solo dalla temperatura: allora a parità

di temperatura l'energia cinetica media è la stessa per tutti i gas.

Il fatto è che se io aumento la temperatura dei reagenti, la velocità di reazione aumenta.

CONSIDERAZIONI:

Il crescere di T , aumenta il numero di molecole che hanno velocità elevate e diminuisce il numero di quelle con velocità più basse.

Diminuisce sia la velocità più probabile sia la velocità media.

Per una molecola di gas pesa, più fatica a muoversi la velocità quadratica media diminuisce all'aumentare della massa molecolare del gas.

5/11/12

IB:

Una miscela di gas che non reagiscono si comportano come un solo gas puro.

LEGGE DI DALTON

La pressione totale esercitata da un gas ideale è uguale alla somma delle pressioni parziali che sarebbero esercitate dai gas se fossero presenti da sé in egual volume.

L'equazione di stato di un gas può così essere scritta in questo caso:

$$P_{\text{Tot}} \cdot V = RT \sum n_i$$

$$P_i = n_i RT$$

$$P_i = x_i \cdot P$$

STATO LIQUIDO

L'energia di legame di un reticolo è superata dall'energia termica

7 liquidi sono scarsamente comprimibili. Te ne accorgi quando prendi cura parzialmente tuffandoti. Perché mette a contatto le nuvole elettroniche di diversa molecole e si respingono.

VISCOSITA'

Grandezza fisica che quantifica la resistenza dei fluidi allo scorrimento, la coesione interna del fluido. Il vetro può essere interpretato come un fluido ad altissima viscosità.

VISCOSIMETRO

Si misura il tempo che un fluido impiega a transitare attraverso un capillare di vetro di lunghezza nota. Più il fluido è viscoso, più varia il tempo impiegato, perché le molecole fanno fatica.

VISCOSITA' → DIPENDE DALLE FORZE ATTRATTIVE TRA LE MOLECOLE

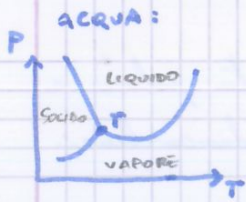
→ DIMINUISCE CON L'AUMENTARE DELLA TEMPERATURA: l'aumento della energia cinetica contrasta le forze di attrazione

TENSIONE SUPERFICIALE

Ciascuna molecola interna alla massa del liquido è ugualmente sollecitata in tutte le direzioni. Ciascuna molecola sulla superficie ha vettore risultante non nulla e diretta verso il basso ⇒ il liquido è più attratto da se stesso che non dall'aria (anche l'aria tende a tirare su le molecole superficiali dell'acqua ma è più forte l'attrazione delle molecole interne da superficie di un liquido tende perciò a contrarsi su se stessa ed una qualsiasi massa di liquido tende a ridurre al minimo la sua superficie.

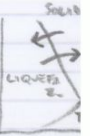
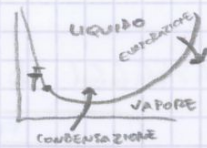
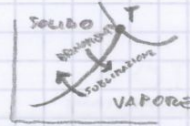
La tensione superficiale si può vedere come la forza che tiene unite le particelle alla superficie del liquido.

L'acqua calda pulisce meglio di quella fredda perché ha diminuzione della tensione superficiale la rende più bagnante per i pori.



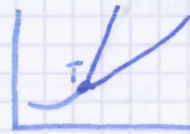
Le linee corrispondono a punti in cui due stati coesistono.

Il punto T è PUNTO TRIPLO: a $T(T)$ e $P(T)$ coesistono tutti e tre gli stati finiti



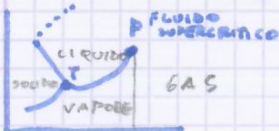
L'acqua ha un grafico anormale, a causa del fatto che solida è meno densa che liquida (colpa dei legami idrogeno).

Un grafico normale è questo: di equilibrio sono nella stessa direzione.



in cui le linee

FLUIDO SUPERCRITICO



P è PUNTO CRITICO, con T CRITICA e P CRITICA.

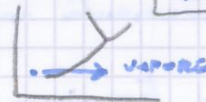
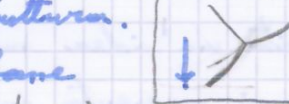
Al di sopra di questi due parametri si ha un gas: per quanto lo comprimiamo rimarrà sempre un gas. Al di sopra di PRESHIONE CRITICA si ha un FLUIDO SUPER CRITICO: un gas che per le elevate pressioni si comporta con alcune caratteristiche tipiche dei liquidi.

EQUILIBRIO SOLIDO - GAS

La linea di equilibrio che separa in un grafico lo stato solido da quello gassoso si può sfruttare per il processo della LIOPILIZZAZIONE: l'eliminazione dell'acqua da una sostanza organica con deterioramento minimo della struttura.

Si porta la sostanza a pressioni basse e poi si aumenta un po' la temperatura evaporata. si separa per

GRAFICO DE H₂O



e poi si
con l'acqua

SUBLINAZIONE

SOLUZIONI:

SOLUZIONI OMOGENEE (l'energia cinetica fa sì che i diversi soluti si rimescolino, disperdendo così nel totalità del solvente. Un'emulsione non è una soluzione perché due sostanze lipofille non si mescolano nel liquido (vedi acqua + olio). L'emulsione si ha tra sostanze polare e non polare. Soluzione si ha con due sostanze non polari o con due polari.).

Si dice che è detto vale per i gas anche.

SOLUZIONI SOLIDE

Le soluzioni possono essere anche solide: in esse il solvente è un solido e il soluto può essere in fase gassosa oppure solida.

LEGGHE METALLICHE

sono soluzioni solide con soluti solidi, metallici.

E PROPRIETÀ DELLE SOLUZIONI SONO DOMINATE DALLE FORZE INTERMOLECOLARI TRA SOLVENTE E SOLUTO

8/11/12

SOLUBILITÀ

La solubilità aumenta con la temperatura

Si può purificare un soluto facendolo sciogliere nel solvente in quantità grande ad una temperatura alta, poi lasciar raffreddare la soluzione ed ottengo una soluzione soprassaturata perché la solubilità è limitata. In questo modo parte del soluto si ricristallizza e viene purificato. Se ci sono delle impurità nel soluto, queste non precipitano e il soluto è più puro.

SOLUZIONI ACQUOSE

MOLARITÀ (M) = numero di moli di soluto sciolte in un litro di soluzione
 Ricorda che il volume complessivo della soluzione è quello che ci serve, non il volume del solvente!

MOLALITÀ (m) = numero di moli di soluto presenti in 1000g di solvente

te messi in acqua del solvente, il grafico della soluzione deriva da quello dell'acqua pura. Il campo di stabilità del liquido si sposta verso sx riduce sia da sx che da dx. Allora si dice che aumenta il campo di stabilità della soluzione.

CRIOSCOPIA

ΔT_{cr} (ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO) rappresenta di quanto si deve abbassare T , rispetto al normale punto di congelamento, per far solidificare la soluzione rispetto al solvente puro.

Tale abbassamento è proporzionale alla MOLALITÀ del soluto

$$\Delta T = K_{cr} \cdot C$$

Per l'acqua K_{cr} è $1,86 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$

MISCELA FRIGORIFERA

Se la reazione di mescolamento richiede calore, allora la temperatura della soluzione si abbassa rispetto al solvente

EBULLIOSCOPIA

Il punto di ebullizione di una soluzione corrisponde alla T alla quale la tensione di vapore eguaglia la pressione esterna.

La tensione di vapore, solvente più soluto non volatile, è minore di quella del solvente puro. Per far bollire la soluzione bisogna portare la tensione di vapore a livello della pressione esterna.

SOLIDI

Non si sono, per i solidi, leggi che ci fanno vedere come variano in funzione di P e T . Questo perché hanno forti forze di coesione e hanno Volume e forma propria.

Nei solidi si studia soprattutto la STRUTTURA (cosa che non vediamo in liquidi e gas) anche questa influenza notevolmente le proprietà meccaniche, elettriche ecc..

ORDINE A LUNGO RAGGIO

Qui dice che se voi vi vedete su un atomo e guardate mille atomi più in là, vedete sempre che sono posti con un certo ordine.

OLI CRISTALLI

MONOCISTALLI

edifici che voi potete toccare, di grandi dimensioni.. ma che sono formati da un cristallo originale ripetuto a catena.. cioè non cambia la direzione nello spazio.

OLIDI AMORFI

Il vetro è un solido amorfo. cioè non ha un ordine a lungo raggio. 'Se vi vedete su un atomo di vetro vedete un ordine tra molecole, ma solo per 10-20 molecole più in là'.

Se voi temperate un oggetto (cioè lo fate raffreddare dallo stato fuso), se lo fate molto velocemente questo non si può disporre secondo l'ordine a lungo raggio. Così si crea un solido amorfo, di un composto che in natura non sarebbe tale.

In tutti i modi possibili di posizionarsi, gli atomi nei solidi si comportano come fare che cercano di posizionarsi nel modo da lasciare meno spazio vuoto possibile

La materia, quando solidifica, tende a diporsi in maniera ordinata (CRISTALLIZZA). Se non le dà il tempo allora si accostenta del disordine (AMORFI).

CRISTALLI → ORDINE

SOLIDI AMORFI → NON ORDINE

QUASI CRISTALLI: leghe tra metalli (cioè composti intermetallici) che non cristallizzano secondo le regole normali della cristallografia (ad esempio hanno il pentagono come unità base).

SOLIDI CRISTALLINI → PIU' SEMPLICI DA STUDIARE

↓
RETICOLO CRISTALLINO → CELLA ELEMENTARE

CELLA ELEMENTARE

La cella elementare è la più piccola parte di solido che si ripete uguale formando un reticolo cristallino a lungo raggio.

La cella elementare è l'unità ripetitiva del cristallo, che si ripete uguale in tutte e tre le dimensioni.

Ad esempio quando i vapori di zolfo dei vulcani cristallizza lo fa molto rapidamente e quindi non aveva cella cubica. La forma della cella dipende dalla velocità di solidificarsi.

Le celle elementari più comuni sono quelle cubiche, perché sono quelle con la simmetria più semplice.

CELLA CUBICA PRIMITIVA: solo gli 8 atomi ai vertici del cubo. Pochi solidi cristallizzano in perché lo spazio vuoto all'interno è tanto.

CUBICO A CORPO CENTRATO: atomi più distanti ai vertici, ma con un atomo al centro del cubo lo spazio vuoto è minore.

CUBICO A FACCE CENTRATE: 2 atomi al centro di ogni faccia.

Il ferro cristallizza a corpo centrato (e così l'acciaio che ne deriva è ACCIAIO AUSTENITICO), a facce centrate (da ne deriva l'ACCIAIO FERRITICO).

DENSITA' MASSIMA POSSIBILE IN UN SOLIDO CRISTALLINO

è di 0,74. Più di così non riescono i solidi ad occupare lo spazio. Naturalmente la disposizione che noi può dare la massima densità è quella a facce centrate.

IMPACCAIMENTO COMPATTO

È la strato tridimensionale di ^{con} cristallo diposto con densità 0,74.

Molti composti possono cristallizzare a corpo centrato o a facce centrate a seconda dei trattamenti termici dinamici che gli applico.

Ad esempio il ferro è chiamato FERRITE quando è cristallizzato a corpo centrato e AUSTENITE quando è cristallizzato a facce centrate.

DIFRAZIONE A RAGGI X

Per avere informazioni sulla struttura di un solido non uso un microscopio, perché mi dà info solamente sulla superficie... uso i raggi x, che hanno una lunghezza tale da dare info sulla struttura.

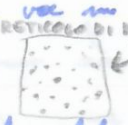
Il trattamento a raggi x funziona solo se l'esaminato è un MONOCRISTALLO. Se prendo un pezzo di ferro qualunque allora non si vedeva niente...

Si studiano gli spettri di diffrazione che emergono dal campione colpito da una radiazione.

con la diffrazione a raggi x posso capire la struttura degli reticoli

con la diffrazione di neutroni posso capire dove stanno i nuclei

con la diffrazione di elettroni posso avere informazioni sulla superficie del solido (come col microscopio... infatti il micr. elettronico si basa sulla diffrazione di elettroni, ci danno info solo sulle superfici (a differenza dei due precedenti perché gli elettroni hanno meno energia dei protoni e dei raggi x tant'è che gli elettroni non riescono a penetrare).

I raggi x prodotti sono filtrati affinché siano monocromatici, la battono su un cristallo e da lì esce e va su una lastra impressionabile. ciò che si ottiene sono figure di questo tipo  che vanno decifrate per capire a che sistema cristallino corrisponde la fotografia.

Lo si decifra con il calcolo

I cristalli di sale crescono da un liquido, perciò non è detto che tutte le facce delle elementari crescano con la stessa velocità e quindi la forma visibile del cristallo potrebbe non corrispondere alla forma della cella elementare.

LEGGE DI BRAGG

È sempre citata quando si parla di cristallografia: viene di determinare la distanza tra i piani reticolari

come i raggi x hanno energia maggiore della luce visibile, riescono a passare la superficie.

Se la distanza di cammino in numero intero di lunghezza d'onda allora la riflessione sarà in fase dal cristallo. Se non è così i raggi si annullano

$$n\lambda = 2d \sin \theta$$

Con i raggi x non entrano proprio dentro un atomo e si fondono dentro il materiale, altre escono ma con un numero non intero di lunghezza d'onda quindi non mi danno il segnale.

I cristallografici fanno questo lavoro.

Il lavoro sui materiali deve solo confrontare il reticolo di diffrazione che tiene con i 10^6 dati già rivolti nel resto dai cristallografici.

IB: CONOSCERE LA DISTANZA TRA I PIANI RETICOLARI NON SIGNIFICA CONOSCERE LA POSIZIONE DI UN ATOMO NEL CRISTALLO

RISOLUZIONE STRUTTURE:

IPOTESI DI STRUTTURA
VERIFICA
NUOVA IPOTESI

CRISTALLI DEL CORPO UMANO: I CALCOLI

CALCOLI AL FEGATO: 70% parte organica (colata) poi inorganica come sali di calcio e acidi biliari

CALCOLI RENALI: sono essenzialmente composti di calcio CaC_2O_4 .

Vengono eliminati per frammentazione con ultrasuoni. Oppure con farmaci che sfaldano la loro aggregazione.

Quando noi parliamo di queste strutture stiamo facendo riferimento a dei solidi IDEALI. Ma nei reattivi invece sono pieni di difetti, che ne influenzano le proprietà meccaniche.

SOLIDI METALLICI

Il 90% cristallizzano in reticoli cubici. Gli atomi che non sono carichi elettricamente tendono all'impaccamento compatto.

SOLIDI PURI SONO IN GENERALE POLICRISTALLINI

Perché sono ottenuti da un liquido, da un fuso, quando lo abbasso di temperatura. Localmente la T scende più in alcune parti che in altre, un po' a macchia. Quindi in fase di cristallizzazione si inizieranno a formare cristalli da punti diversi del fuso. Qui scende T e più si ingrandiscono fino a coagolare con altri cristalli che si stanno ingrandendo e lo fanno con angoli caratteristici. Perciò si hanno policristalli.

Se se sono presenti impurezze, queste tendono a stare nello stato liquido, perché la cristallizzazione non è la sua e quindi la distanza reticolare che il cristallo gli chiede gli chiede non è la sua. Ma il liquido si riduce sempre più e perciò le impurezze nei solidi cristallini stanno sempre ai margini perché sono le zone in cui si cristallizzano per ultime.

VELOCITA' DI NUCLEAZIONE >>> VELOCITA' DI ACCRESCIMENTO => VICINO AL SOLIDO AMORFO

VELOCITA' DI ACCRESCIMENTO >>> VELOCITA' DI NUCLEAZIONE => VICINO AL MONOCRISTALLO
(=> raffreddamento lentissimo/minimo del fuso)

POLIMORFISMO

Capacità di una stessa sostanza di dare cristalli a struttura diversa stabili in ben determinati intervalli di T e P.

ES: CaCO_3 - Calcite (romboedrica) / Aragonite (cristallizza come una specie di poltiglia)

ALLOTROPIA

Polimorfismo di sostanze elementari. ES: (diamante (sp^3) / grafite (sp^2)

ISOMORFISMO

Analogie tra sostanze diverse...

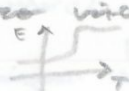
SOLIDI AMORFI

Le loro strutture non sono costituite da disposizioni tridimensionali di atomi

I vetri antichi sono opacizzati: questo perché sono in parte cristallizzati. Gli amorfi, infatti, non sono stabili dal punto di vista termodinamico e tendono alla cristallizzazione. Ma essendo amorfi, allo stato solido è molto lento (10³ anni).

Spesso sono anche opachi: questo perché la redistribuzione di atomi della cristallizzazione cambia il volume.

↳ TEMPERATURA

Gli amorfi non hanno una temperatura di solidificazione definita: con l'aumentare della temperatura aumenta la loro viscosità. Non c'è mai un gradino di temperatura tipo questo: 

VETRO

Un amorpho che si forma facendo fondere della sabbia (cioè quarzo quasi sempre) e degli ossidi. Si formano con dei silicati.

È amorpho perché all'interno ci sono molti cationi differenti e ciò equivale a reti reticolari non ripetitivi e quindi ad una struttura non ripetitiva.

↳ VETRI METALLICI

sono ottenuti da leghe metalliche per:

SOLIDIFICAZIONE RAPIDA (MELT SPINNING)

MISCELAZIONE IN PULVERI AD ALTA ENERGIA

Ti possono fare delle protesi in materiali amorfi, perché a parità di condizioni si ossidano di meno in quanto non hanno bordi di grano (l'ossidazione inizia sui bordi di grano, così sono i bordi del reticolo?)

Anche le mazze da golf sono in leghe amorphe: quelle di Ti sono 9 volte più elastiche del Ti e durano nel tempo con la pallina il 30% di tempo in meno. Questo perché non ha reticolo cristallino.

NON METALLICI: MATERIALI POLIMERICI

Una catena di molecole di uno stesso materiale. Formano quindi dei fili. La ordine cristallino nelle plastiche in genere non lo si trova.

QUASI CRISTALLI

Una delle leghe che cristallizzano non secondo i reticoli di Bravais, bensì in modo anomalo. Quasi cristalli sono tutti leghe tra metalli. Un esempio hanno base ICOSAEDRICA e come faccia un PENTAGONO (che non ricade nei reticoli di Bravais)

in un pentagono (o con altre forme che hanno simmetria di formazione) non si può ricoprire un piano senza lasciare buchi. Al minimo servono tre forme diverse.

IEZ

22/11/12

hanno simmetria rotazionale 5 o dieci e invece di svilupparsi a parallelepipedo o fanno a icosaedri.

va gli ricoprire tutto un piano di una piastrella con simmetria 5 o 10 non è la stessa: ho bisogno di almeno due tipi di piastrelle. Lo stesso accade, a livello tridimensionale, con solidi nello spazio.

ciò che capiamo che i quasi cristalli hanno due tipi di cella elementare differente.

sono tutti formati da elementi INTERMETALLICI, nei quali quello che cambia è essenzialmente la dimensione, poiché hanno tutti stato di ossidazione zero.

LEZ

MICROSCOPIE 26/11/1

La lunghezza d'onda dei raggi x è diversa in base all'elemento considerato perché dipende dalla differenza di energia che si ha con il passaggio di un elettrone da un livello con meno energia.

SEM

ma il sistema SEM io posso riuscire a vedere l'immagine ingrandita senza averli di indiettare o derare.

EM (MICROSCOPI ELETTRONICI A TRASMISSIONE)

Un fascio di elettroni che, al posto di rimbalzare sul campione, gli passa attraverso. Però il campione deve essere veramente sottile (50-500 nm). Però ha il vantaggio di poter ingrandire molto di più del SEM (300.000 volte). È una molla per studiare le cellule infatti sono già sottili di loro e non devono essere preparate in modo complicato.

PM (MICROSCOPIA A Sonda a Scansione)

Si dice nulla sulla costituzione del materiale (perché non gli fa entrare raggi x) ero' da moltissimi dettagli sulla superficie. Infatti le forze (deboli) di Van der Waals e rivela la presenza degli atomi grazie ad una sonda (costituita da un atomo) che si accorge di essere tra altri atomi.

↳ A EFFETTO TUNNEL (STM)

La separazione tra due conduttori diventa minore di 10 nm noi abbiamo l'effetto tunnel se la corrente passa anche se in mezzo c'è un sottile spazio (non conduttore) i microscopi a effetto tunnel studiano la corrente che passa per effetto tunnel tra la sonda e il campione (che deve quindi essere un conduttore). Infatti misurando la corrente si può capire che distanza c'è tra il campione e la sonda.

La punta viene posizionata su un cristallo piezoelettrico, il quale deforma leggermente il reticolo cristallino se sottoposto ad una tensione. La deformazione è proporzionale alla tensione applicata e può essere controllata al nanometro. PREZ. minore è la temperatura più nitida è l'immagine del campione, perché non vibra meno.

DIFETTI

I solidi reali presentano una sostanziale rispetto ai modelli ideali; il reticolo cristallino presenta delle imperfezioni

3 TIPI: VACANZE IMPUREZZE INTERSTIZIALI E SOSTITUZIONALI DISLOCAZIONI

Molti difetti si originano dalla crescita dei cristalli (quod lo fanno per conto loro, perché se loro were un monocristallo di Ti sta bene attento a non were imperfezioni).

DIFETTI DI SCHOTTKY (NEI SOLIDI IONICI)

è mancanza di un catione e di un anione

DIFETTI DI FRENKEL (NEI SOLIDI IONICI)

Un catione si sposta in un sito interstiziale dalla sua normale posizione.

VACANZA

Mancanza di ioni o di atomi nel reticolo → deforma il reticolo

TOMO INTERSTIZIALE - DIFETTI PUNTIFORMI

atomo che si sposta in un sito interstiziale

TOMO SOSTITUZIONALE - DIFETTI PUNTIFORMI

l'atomo di un elemento al posto di quello che ci dovrebbe essere nel reticolo

COLORI

è dovuto a delle impurezze.
Il zaffiro (Al_2O_3) è trasparente quando è puro, blu quando sono impurezze di ^{2+}Fe e Ti .
Il colore giallo è invece dovuto a impurezze di Fe^{3+} .

Molti metalli di transizione danno sali colorati. E allora qui noi cerchiamo le impurezze.

B: nelle strutture, anche se sono solide, ho sempre tanto spazio per inserirci qualcosa

DISLOCAZIONI - DIFETTI LINEARI

Disposizioni irregolari dei piani reticolari

DUE TIPI DI LEGHE : FERROSE GHISE (Fe, C) ACCIAI (Fe, Ni, Cu)

LEGHE NON FERROSE :

GHISA
 lega interstiziale Fe, C in cui il carbonio arriva ad essere il 5%. E' tanto: occupa gli interstizi e c'è di più e' ancora per unirsi sotto forma di grafite.

ELEVATA DUREZZA

ELEVATA FRAGILITA'
 ↓
 SCARSA RESISTENZA ALLA FLESSIONE

ELEVATA RESISTENZA ALLA COMPRESIONE E ALLA CORROSIONE

ACCIAIO

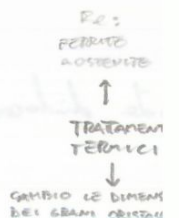
l'acciaio e' una lega di Fe e C, in cui C e' in minore quantita' di altri elementi come Si, Mn, P, S.

le proprietà degli acciai dipendono da:

QUANTITA' DI CARBONIO
 ↳ DA COME E' DISTRIBUITO

QUANTITA' DI FERRO

QUANTITA' DEGLI ALTRI ELEMENTI



BONE PROPRIETA' MECCANICHE

FACILMENTE SALDABILE

LEZIONE

28/11/12

l'acciaio sono prodotti negli alto forni, perché i componenti di ossigeno in natura come minerali e quindi ossidati. Lo negli alto forni li trova posto a stato di ossidazione zero.

PROCESSO DI DEGRADO

sono però più stabili con ^{ALTRI} numeri di ossidazione, infatti col tempo un acciaio e' altri metalli con stato di ossidazione zero tendono a ri-ossidarsi.

ACCIAI AL CARBONIO

fino al 30% degli acciai utilizzati: quasi tutto ferro, carbonio e' 1,5%, Mn, Si, Cu e nei restanti del C nel Fe stiamo il nitruro e ne conseguono migliori proprietà meccaniche.

ACCIAI LEGATI

sono acciai al carbonio con percentuali maggiori di Mn, Si, Cu, Mo, V rispetto alla media.

ciò significa che toglie altri atomi di Fe per farci stare maggiore quantità di questi elementi.

Le proprietà meccaniche migliorano ancora di più.

LEGHE DI TITANIO

Si comporta come il berillio passivo. Appena vede O_2 forma TiO_2 che è molto aderente.
 TiO_2 (come CrO_2) sono ossidi passivi.

INCOMPATIBILITÀ

Il Ti è biocompatibile perché si ossida: si ricopre di un sottile e tenace strato di TiO_2 che isola il metallo.

COLORE:

Si può artificialmente aumentare lo spessore dello strato di ossido, per dare un colore a seconda dello spessore.

Si fa con la ANODIZZAZIONE.

CURIOSITÀ: TITANIO NELLA STORIA

Èta del ferro, del bronzo... Ma non c'è mai stata età del titanio. Questo perché la sua affinità con l' O_2 è tanto alta che va protetto (per ridurlo dallo stato ossidato di minerale di come la terra in natura) non solo a T elevate ma deve anche essere in ambiente inerte, come un'atmosfera di Ar .

LEGHE DI RAME

RESISTENZA A CORROSIONE

TREATMENT TEMPLING

TASSO DI CARICO DI ROTAZIONE

INTRODUZIONE DI LEGANTI E INCORPORAMENTO

LINEE CONDUCIBILITÀ

LEGGI DI HUBER

LEGGI DI HUBER

POTENZI

LEGGI DI HUBER

LEGGI DI HUBER

LEGGI DI HUBER

CORROSIONE PER PITTING

uno degli attacchi localizzati. Parliamo perché non si vedono: il materiale si corrode in un solo punto e alla vista rimane intoccato. Però le proprietà meccaniche peggiorano.

TIPICA DEGLI ACCIAI INOSSIDABILI

→ IONI CLORURO: principale causa della corrosione per pitting

Non "pit" può crearsi una rottura, come per i tubi dell'acqua.

CORROSIONE INTERSTIZIALE

gli interstizi (ad esempio tra una vite e un dado) sono il primo punto in cui l'ambiente cerca di attivare la corrosione.

La corrosione interstiziale può portare alla rottura del materiale.

Questo tipo capita spesso per le viti e placche inserite nel corpo umano.

→ RIVETTI DELL'AEREO

7 punti in cui le due lastre di metallo sono inabbonate. Qui può accadere una corrosione interstiziale che può portare alla rottura e alla separazione.

FRETTING CORROSION

Interessa le parti che si muovono una rispetto all'altra. Per attrito la patina di ossido viene sempre grattata via ed espone altro metallo alla corrosione e maggiore consumo.

CORROSIONE GALVANICA

Al contatto due metalli, quello più nobile si corrode con la stessa frequenza che avrebbe da solo, mentre il meno nobile si corrode molto più velocemente di come lo farebbe da solo.

IB: importante è quindi evitare di accoppiare, nella progettazione di strutture, materiali di natura diversa.

CORROSIONE INTERGRANULARE

avviene ai bordi di grano della struttura.

NR: MATERIALI POLIFASICI

Materiali costituiti da più di una fase. ES: AMALGAMA DI MERCURIO, il Hg (liquido) con dentine fase solide di un altro metallo.

Il fatto se cade una goccia di Hg in un anello d'oro viene subito assorbito dall'anello e diventa più chiaro.

INTERAZIONE MATERIALE - AMBIENTE

CORROSIONE ATMOSFERICA

Dipende dall'umidità e dalla polvere:

$\langle \text{UMIDITA'} \Rightarrow \langle \text{CORROSIONE}$

Ma anche da:

NOBILTÀ MATERIALE

INQUINAMENTO ATMOSFERA

ESPOSIZIONE DEL MANUFATTO

$\langle \text{POLVERE} \Rightarrow \langle \text{UMIDITA'} = \langle \text{CORROSIONE}$

↓
(CONCENTRATORE DI UMIDITA')

INQUINAMENTO ATMOSFERICO

70% DA FABBRICHE ←

OSSIDI DI ZINCO (SO_2) e OSSIDI DI AZOTO (NO_x)

TANTI IN COME MARINE ←

CLORURI

ACIDITÀ PIOGGIA

pH
5.6 → 9 → 2.1
PIOGGE ACIDE

CORROSIONE IN AMBIENTE ACQUOSO

Dipende da:

TEMPERATURA

pH

CONTENUTO DI OSSIGENO

CONTENUTO DI SALI

CONTENUTO DI MICROORGANISMI

PRESSIONE

> SOLUBILITÀ GAS, SE $T <$

± O_2 IN ACQUE FREDE → +
- O_2 IN ACQUE FREDE

> SOLUBILITÀ GAS, SE SALINITÀ <

+ O_2 ACQUE DOLCI → + AGGRESSIVA
- O_2 ACQUE SALATE

> SOLUBILITÀ, SE PRESSIONE <

+ O_2 ACQUE SUPERFICIALI → + AGGRESSIVA
- O_2 ACQUE PROFONDE

CORROSIONE NEL SUOLO

Reazioni chimiche che coinvolgono quasi tutti gli elementi ⇒ COMPLESSO (MOLTE VARIABILI)

MICROORGANISMI → MOLTO AGGRESSIVI

SOLFATO RIDUTTORI (TRASFORMANO IL SOLFATO (SO_4^{2-}) IN SOLFURO (S^{2-}))

SUOLI SABBIOSI → SUOLI DRENANTI

TRATTIENE POCHE ACQUA

SUOLI ARGILLOSI →

TRATTIENE MOLTA ACQUA ⇒ + AGGRESSIVA

GAS

UMIDITÀ

ACQUA NEL SUOLO

Se gli oggetti sono in profondità, sotto la foglia faticosa i vapori sono sempre pieni d'acqua perché quel suolo è sempre bagnato. Ma meglio rimettere al se stesso in una terra vicino a superficie, dove è alternata l'umidità col bagnato o secca della piovosità e ciò altera più velocemente il...

PERICOLOSO: ORNITO
↓
AZIONE DI SOLUZIONE
DEI METALLI

CONTENUTO DI SALI

REAZIONI DI I ORDINE:

DIPENDENZA LINEARE DEI LOGARITMI DECONCENTRAZIONI IN FUNZIONE DEL TEMPO



k è l'inverso della pendenza della retta e la concentrazione iniziale è calcolabile dall'intercetta sull'asse delle ordinate.

REAZIONI DI I ORDINE: TEMPO DI DIMEZZAMENTO

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,693}{k}$$

NR: TEMPO DI DIMEZZAMENTO

NELLA VALUTAZIONE DELLE VELOCITA' DI REAZIONE TEMPO DI DIMEZZAMENTO ($t_{1/2}$), TEMPO NECESSARIO PERCHE' LA CONCENTRAZIONE INIZIALE DI UN REAGENTE VENGA DIMEZZATA

NB: DECADIMENTO RADIATIVO E' REAZIONE DI I ORDINE

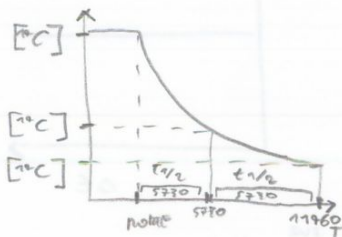
Nel decadimento di isotopi radioattivi vengono liberate delle particelle:

- α → particelle di elio → fermate da fogli di carta
- β → elettroni e positroni → fermate da fogli di metallo
- γ → radiazioni γ → fermate solo da grandi spessori di calcaturazzo o metallo.

NB: METODO DEL RADIOCARBONIO

Determinazione dell'età di morte di un organismo in base alla diminuzione dell'isotopo ^{14}C , radioattivo con decadimento beta ad ^{14}N .

Il corpo finché è vivo continua a scambiare ^{14}C con l'ambiente (costante), quando muore quello che ha si tiene e inizia a decadere. Sapendo la concentrazione di ^{14}C quando un vivente vive e che il ^{14}C ha un tempo di dimezzamento di 5730 anni, posso capire l'età di morte del soggetto analizzato in base alla ^{14}C trovata al momento dell'analisi.



ENERGIA DI ATTIVAZIONE

→ L'ENERGIA NECESSARIA PERCHÉ LA REAZIONE AVVENGA

6/12/12



SCHEMA DI UNA REAZIONE ESOTERMICA

$V \propto \pi$ MOLECOLE CON ENERGIA SUFFICIENTE PER SUPERARE LA BARRIERA DI POTENZIALE

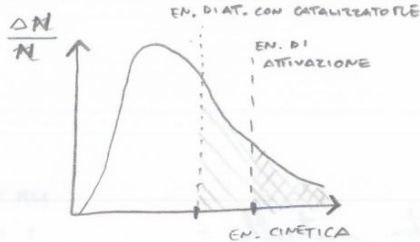
NB: OGNI MOLECOLA HA UN'ENERGIA CHE NON È PER FORZA UGUALE A QUELLA DELLE SUE SIMILI, SE NON A LIVELLO STATISTICO

ESISTE UNA DISTRIBUZIONE ... SLIDE (LEGGE MAXWELL-BOLTZMANN)

CATALIZZATORI

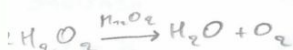
→ RIDUCONO L'ENERGIA DI ATTIVAZIONE

SOSTANZE CHE AIUTANO A FAR PROCEDERE LA REAZIONE, SENZA PRENDERNE PARTE



NOTIAMO CHE REAGISCONO PIÙ MOLECOLE CON UN CATALIZZATORE PERCHÉ ABBASSA L'EN. DI ATTIVAZIONE

COMPOSIZIONE H_2O_2



L'acqua ossigenata si usa come disinfettante, infatti è instabile (si riesce a tenere in bottiglia ch...).

Ma se si butta dentro del bicchiere di manganese, la decomposizione dell'acqua ossigenata in acqua e ossigeno avviene quasi istantaneamente e quindi in modo esplosivo.

CATALIZZATORI

V REAZIONE

AUMENTATA DA

TEMPERATURA

(MA AUMENTARE T = AUMENTA I COSTI DI PRODUZIONE + PUÒ SCATENARE REAZIONI COLLATERALI)

REAZIONI DI EQUILIBRIO

Molte reazioni sono di equilibrio. SLIDE --

10/12/12

EQUILIBRIO DINAMICO → grande $V_{R, DIRETTA} = V_{R, INVERSA}$

↓
 DIRETTA E R. INVERSA CONTINUANO AD AVVENIRE
 SENZA MODIFICARE LE CONCENTRAZIONI DELLE SPECIE PRESENTI

⇒ 'all' equilibrio rimangono costanti le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti'

LEGGE DELL'AZIONE DI MASSA



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

• NB: DIPENDENZA DA T DI K_c
 'La legge dell'azione di massa è un'equazione sempre indicata con la T alla quale è riferita, perché se varia T cambia l'equilibrio e quindi la K_c '.

Poiché all'equilibrio le concentrazioni dei componenti sono costanti, varia costante anche il loro rapporto.

• NB: K_c NON DIPENDE DALLE CONCENTRAZIONI INIZIALI DEI REAGENTI (O DEI PRODOTTI)

$K \gg 1 \Rightarrow$ REAZIONE SPOSTATA A D.
 (MA È CAP. DI EQUILIBRIO)

$K \approx 1 \Rightarrow$ INT. A D. X QNT. A S. X

$K \ll 1 \Rightarrow$ REAZIONE SPOSTATA A S.
 (MA È CAP. DI EQUILIBRIO)

LEGGE DELL'AZIONE DI MASSA ESPRESSA IN FUNZIONE DELLE PRESSIONI PARziali

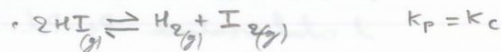
$$K_p = \frac{[P_c]^c \cdot [P_d]^d}{[P_a]^a \cdot [P_b]^b}$$

La legge di Dalton mette in rel. le pressioni parziali con il numero di moli, ecco perché può esprimere la costante di equilibrio con le pressioni parziali.

VB:

$$K_p = K_c$$

MA SOLO QUANDO SONO ADIMENSIONALI, CIOÈ QND NON C'È VARIAZIONE NEL NUMERO DI MOLI.



DESSO TROVARE K_c CONE:

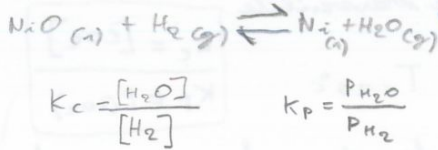
$$K_c = \frac{\left(\frac{P_c}{RT}\right)^c \cdot \left(\frac{P_d}{RT}\right)^d}{\left(\frac{P_a}{RT}\right)^a \cdot \left(\frac{P_b}{RT}\right)^b} = \frac{P_c^c \cdot P_d^d}{P_a^a \cdot P_b^b} \left(\frac{1}{RT}\right)^{(c+d-a-b)}$$

$$\frac{P}{V} = \frac{P}{RT}$$

SE NON VARIANO LE CONCENTRAZIONI DEI COMPONENTI, IL VALORE DI $\left(\frac{1}{RT}\right)^{(c+d-a-b)}$ è pari a 1 $\Rightarrow K_c = K_p$

N SISTEMI OMOGENEI → CONSIDERO TUTTI I COMPONENTI
(TUTTI NELLA STESSA FASE)

N SISTEMI ETEROGENEI → SI CONSIDERA CHE I COMPONENTI IN FASE CONDENSATA (SOLIDA O LIQUIDA) ABBIANO 'ATTIVITA' COSTANTE, PERCIO' QUESTA 'ATTIVITA' PUO' VENIRE LONGLODATA NELLA COSTANTE DI EQUILIBRIO.



REAZIONI DI DISSOCIAZIONE



	¹ PCl ₅	¹ PCl ₃	² Cl ₂
I	1	0	0
V	x	x	x
F	1-x	x	x

Esprimendo con x il numero di moli che si dissociano, mi permette di capire...

Devo considerare, per impostarlo, la stechiometria della reazione.

ALTERAZIONE DELLA CONCENTRAZIONE

AUMENTO DALL' ESTERNO DELLA CONCENTRAZIONE DI UN REAGENTE
O DIMINUZIONE DALL' ESTERNO DELLA CONCENTRAZIONE DI UN PRODOTTO

→ SPOSTAN. A DX DELL' EQUILIBRIO
Il sistema cerca infatti di compensare l'eccesso di reagente che ho messo.

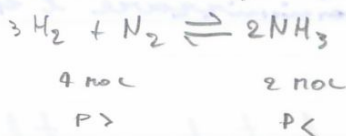
AUMENTO DALL' ESTERNO DELLA CONCENTRAZIONE DI UN PRODOTTO
O DIMINUZIONE DI UN REAGENTE

→ SPOSTAN. A SX DELL' EQUILIBRIO
Ricorda: ciò che deve rimanere costante è il rapporto tra le concentrazioni.

ALTERAZIONE DELLA PRESSIONE

1) diminuendo lo spazio a disposizione, la reazione si sposterà verso il lato dove c'è più spazio, ovvero dove il numero di molecole è minore.

2) quindi tutto accade quando la reazione implica una variazione del numero di molecole tra reagenti e prodotti.



AUMENTO P → REAZ. VERSO DX
DIMINUZIONE P → REAZ. VERSO SX

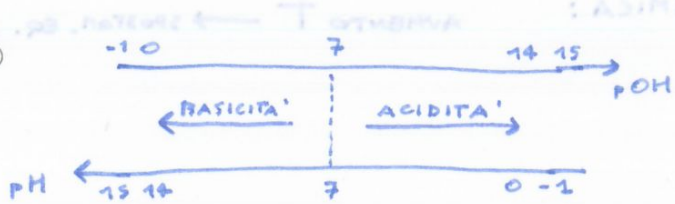
NB: AGGIUNTA DI UN GAS INERTE NON INFLUENZA L' EQUILIBRIO

Per questo, non reagendo né con reagenti né con prodotti, aumenta la pressione totale ma lascia invariate le pressioni parziali dei componenti.

pH | SCALA DI MISURA DELL'ACIDITA' O DELLA BASICITA' DI UNA SOLUZIONE

NELL'ACQUA PURA (A 25°C) $[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $pH = -\log[H_3O^+]$ $pH = 7$

UTILI I LIQUIDI CHE SI DISCIOLGONO IN ACQUA E SONO AGGRESSIVI.



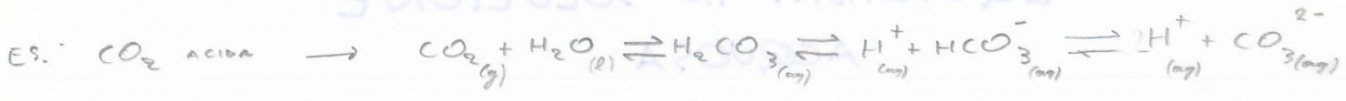
$pK_w = pH + pOH = 14$
(A 25°C)

La dissociazione dell'acqua è reazione endotermica, richiede calore. Quindi all'aumentare della temperatura aumenta il grado di dissociazione: quando bolle l'acqua a 100°C, sarà più dissociata (di poco che...) rispetto all'acqua a 0°.

DEF. ACIDO-BASE (ARRHENIUS)

ACIDO = MOLECOLA CHE, DISSOCIANDOSI, FORNISCE IONI H^+

BASE = MOLECOLA CHE, DISSOCIANDOSI, FORNISCE IONI OH^-



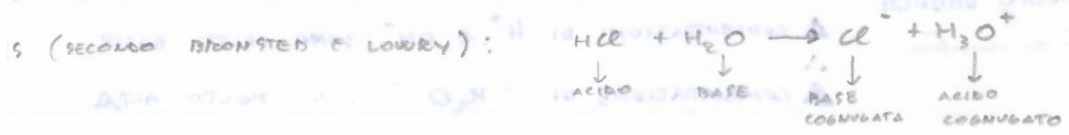
Questa serie di equilibri è eterogenea (infatti CO_2 è gassosa, tutti gli altri elementi e acqua sono liquidi), allora è influenzata dalla pressione. DIMINUISCO LA P \rightarrow IL SISTEMA TENDE AD ANDARE DOVE OCCUPA PIU' V \rightarrow REAZIONE VERSO SINISTRA. AUMENTO LA P \rightarrow IL SISTEMA TENDE AD ANDARE DOVE OCCUPA MENO V \rightarrow REAZIONE VERSO DESTRA.



DEF. ACIDO-BASE (BRONSTED E LOWRY)

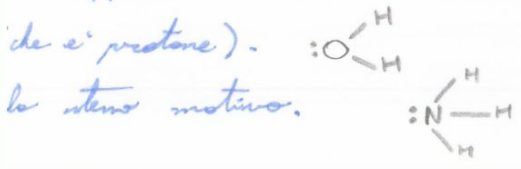
ACIDO = DONATORE DI PROTONI

BASE = ACCETTATORE DI PROTONI



QUANTO PIU' E' FORTE (DEBOL) L'ACIDO, TANTO PIU' E' DEBOL (FORTE) LA SUA BASE CONIUGATA

Perché l'acqua non comporta un accettore di protoni (base)? Perché ha un doppietto elettronico libero, allora può formare un legame dativo con H^+ (che è protone).



L'ammoniaca, base per eccellenza, lo è per lo stesso motivo.

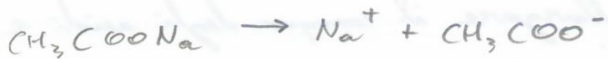
IDROLISI

Viene quando si mette un sale in soluzione, catalogato come acido debole o base debole.

Essendo un sale, questo si scinde completamente in ioni. Essendo il sale un acido o base debole, i suoi ioni tenderanno a ristabilire l'equilibrio dal quale sono partiti, di conseguenza spostano l'equilibrio dell'acqua e non avrà più $pH=7$.

Se invece il sale è acido o base forte il pH della soluzione non cambia, perché si dissocia completamente e non viene mai messo in equilibrio da ristabilire.

Un sale formato da una base forte ed un acido debole funziona così:



In soluzione ora ho questi 2 tipi di ioni: Na^+ H^+
 CH_3COO^- OH^-

Na^+ non ha intenzione di legarsi con OH^- , perché si formerebbe la base forte $NaOH$ che si ridissocia immediatamente.

CH_3COO^- invece tende a legarsi con H^+ perché è acido debole quello che si forma.

Questo si chiama idrolisi basica

Ad esempio si chiamano bicarbonati (idrogeno carbonato: $NaHCO_3$).

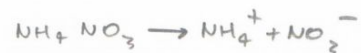
SALE DI UN ACIDO FORTE E UNA BASE DEBOLE : IDROLISI ACIDA



SI STABILISCE L'EQUILIBRIO DI IDROLISI

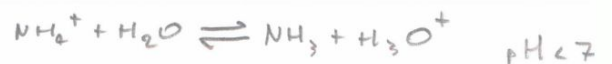


LA SOLUZIONE È ACIDA = $pH < 7$



NO_3^- , SOLVATATO, NON REAGISCE CON H_2O
(BASE DEBOLISSIMA, COMEGATA DI UN ACIDO FORTE)

NH_4^+ REAGISCE CON H_2O
(ACIDO FORTE, COMEGATO DI UNA BASE DEBOLE)



SANGUE: TRE SISTEMI TAMPONE

- **DIIDROGENOFOSFATO - IDROGENOFOSFATO**



MASSIMO POTERE TAMPONANTE CON PH = 7.2
VICINO AL PH SANGUE => GRANDE TAMPONE

- **ACIDO CARBONICO - IDROGENOCARBONATO**



PER MAX POTERE TAMPONANTE CON PH 6.35
POTERE TAMPONANTE AL MINIMO DELL'EFFICIENZA

PH SANGUE = 7,41 **NORMALE**

PH < 7,38 **ACIDOSI**

PH > 7,45 **ALCALOSI**

PH < 7,38 > 7,45 **INNESCO DI PATOLOGIE FINO AL COMA**

ci possono essere dei problemi col pH del sangue a causa della nostra grande quantità di produzione di CO₂ nel nostro corpo.

Il sangue diventa acido se mangiamo male (grassi si fanno produrre più CO₂) e sudiamo molto.

Il corpo può reagire con l'iperventilazione: respiriamo più velocemente e eliminiamo più CO₂.

Il sangue diventa basico con una broncopolmonite eccitata.

UB: CLORURO D'ARGENTO, POCO SOLOBILE

Dato che i cloruri sono molto aggressivi, se io in un impianto lutto in del nitrate d'argento, se vedo c'è del cloruro nell'impianto questo precipita come cloruro di argento in quanto ha poco solubile: $K_{PS}(AgCl) = 1,6 \cdot 10^{-10}$, non posso controllare le quantità di cloruro nell'impianto.

ELETTROCHIMICA

L'elettrochimica lavora in soluzioni acquose, con elettroliti sali che danno elettroliti forti.

L'alt. elettrochimica si divide in due grosse branche:

- TRASFORMAZIONE EN. CHIMICA IN EN. ELETTRICA
- TRASFORMAZIONE EN. ELETTRICA IN EN. CHIMICA

'FORNISCE ELETTRICITA' PER OTTENERE REAZIONI CHIMICHE CHE ALTRIMENTI NON RIUSCIRESTE AD OTTENERE'

GALVANI

E' la sorgente dell'elettricità biologica.

EF. ELETTROCHIMICA:

Studio delle reazioni nelle quali particelle cariche (ioni ed elettroni) attraversano l'interfaccia tra due fasi: una fase metallica (l'elettrodo) ed una soluzione conduttrice (l'elettrolita).

EQUILIBRIO LAMINA METALLO - IONI IN SOLUZIONE



Lo zinco è un metallo non tanto nobile: in soluzione si ossida superficialmente. Ioni zinko lasciano la lamina e vanno in soluzione dissociandosi in Zn^{2+} e 2 elettroni, i quali vanno sulla lamina. In questo modo la lamina si carica negativamente, mentre la soluzione si carica positivamente.

Per avere en. elettrica da quella chimica, devo formare una pila contenente due tipi di semicelle, alternate, che abbiano una diversa tendenza ad ossidarsi e a ridursi.

FORZA ELETTROMOTRICE DELLA PILA (fem)

17/12/21

$$E_{\text{CELL}} = \Delta V = E_{\text{RED}} - E_{\text{OX}}$$

$$\Delta_{\text{fem}} E_{\text{CELL}} = 1,10 \text{ V} = +0,39 - (-0,76)$$

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,39 \text{ V}$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ V}$$

POTENZIALE DI RIDUZIONE STANDARD

1° l'elettrodo di riferimento standard, che è quello dal quale vengono calcolati i potenziali,
 2° l'elettrodo ad idrogeno, un gas, che lavora nella coppia di riduzione H_2/H^+ .

Per far avvenire la reazione si vuole un barriera solida: si usa il platino.

1° in un elettrodo di platino, la si immerge in una soluzione di HCl , 1 mol/l
 vero e' circondato da una cappa contenente H_2 ad 1 atm.

2° l'altro elettrodo è Cu, scopriremo che il voltaggio della corrente che passa è +0,39 V. Allora il potenziale standard del Cu è +0,39 V.

3° potenziali standard degli elementi in cella elettrochimica si misurano così.

NB: in laboratorio si prende come elettrodo di riferimento quello ALCALINEIANO.

EQUAZIONE DI NERNST (1861-1911)

Il potenziale di un elettrodo è misurato in volt e dipende dalle concentrazioni delle forme ossidate e ridotte, secondo l'eq di Nernst



$$E = E^\circ + \frac{RT^\circ}{nF} \ln \left(\frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]} \right) = E^\circ + \frac{0,059}{n} \log \left(\frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]} \right)$$

'PARTE CHE SI FA VARIARE IL POTENZIALE'

'IL POTENZIALE DI UNA REAZIONE IN CONDIZIONI QUALSIASI'

$$R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$F = 96500 \text{ C}$$

$$T^\circ = 298,15 \text{ K}$$

n = numero di elettroni in gioco

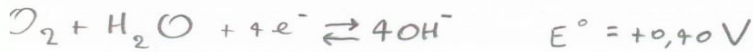
ATTACCO DEI METALLI

19/12/12

Reazione di attacco dei metalli: $M \rightarrow M^{n+} + ne^{-}$

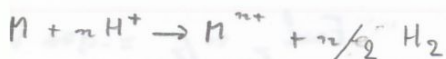
Qualunque ossidante con $E^{\circ} >$ del potenziale della reazione $M \rightarrow M^{n+} + ne^{-}$ ossida il metallo

ES: REAZIONE DI RIDUZIONE DELL'OSSIGENO



Il ferro messo a contatto con questa coppia di ossidazione si ossida perché ha reazione a potenziale minore, mentre l'oro no.

ATTACCO ACIDO DEI METALLI: H^{+}



Reazione possibile solo per i metalli con $E^{\circ} < 0$ (alcalini, alcalino-terrosi...)

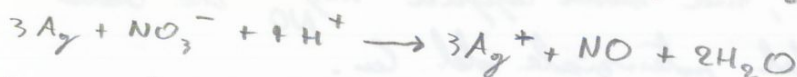
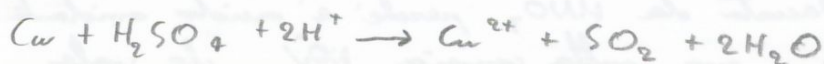


Il in realtà rimane in soluzione senza modifiche e Zn si ossida

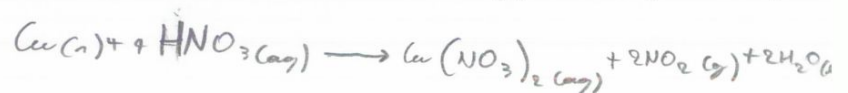
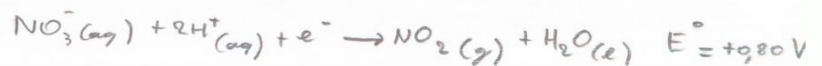
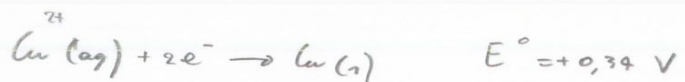
ATTACCO ACIDI OSSIDANTI

I metalli con $E^{\circ} > 0$ sono attaccati da ossidanti più energetici, come HNO_3 e H_2SO_4 concentrati o NO_3^{-} e HSO_4^{-} in ambiente acido.

Perché la coppia di riduzione \checkmark è maggiore di zero, non è quella della riduzione dell'idrogeno.



Cu si riduce H^{+} .



LEGGI DI FARADAY sull' Elettrolisi

QUANTITÀ DI ELETTRICITÀ:

FARADAY

$$1F = 96486,7 C$$

CARICA ELEMENTARE:

$$1,6 \cdot 10^{-19} C$$

UNA MOLE CONTIENE
 $6,02 \cdot 10^{23}$ UNITÀ

UNA MOLE DI ELETTRONI:

$$\Rightarrow 96486,7 C \equiv 1F$$

→ Per depositare una mole di metallo monovalente (perché con c'è solo un elettrone in gioco) occorrerà una quantità di elettricità = 1 mole di elettroni = 96486,7 C



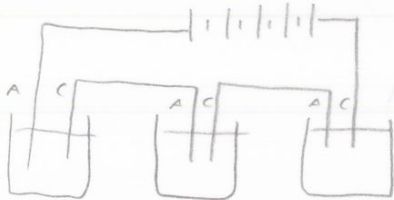
Se faccio passare una mole di elettroni depositerò una mole di sodio, che corrisponde a 23 g.

1° LEGGE DI FARADAY

La quantità di elettrolita decomposto durante le elettrolisi è proporzionale alla quantità totale di elettricità Q ($Q = i \cdot \Delta t$)

2° LEGGE DI FARADAY

La massa di ogni specie trasformata ad ogni elettrodo per il passaggio di 1F di elettricità è uguale al prodotto della massa molare, per il coefficiente di reazione, diviso il numero di elettroni scambiati (proporzionale al peso equivalente).



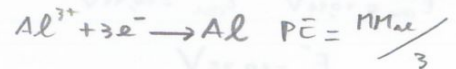
SLIDE X COMPLETARE FIGURA

5: UN FARADAY SCARICHERÀ!



PESO EQUIVALENTE:

MASSA DI UNA QUANTITÀ DI SOSTANZA IN GRADO DI FORNIRE O CONSUMARE 1 MOLE DI ELETTRONI IN UNA REAZIONE RED-OX



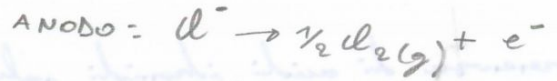
ELETTROLISI IN SALI FOSI

CATODO 20/12/12

Per ricavare gli alcalini e V, come il sodio Na, non si deve avere acqua perché e si fare si carattererebbe quella. Allora devo usare una soluzione liquida con di sali = sali fosi.



$E^0 = -2,71V$



$E^0 = -1,36V$



PRODUZIONE DI ENERGIA

PILE (= SISTEMI NON RICARICABILI) → BATTERIE PRIMARIE

BATTERIE (= SISTEMI RICARICABILI) → BATTERIE SECONDARIE

PILA DI VOLTA (1793) PILA DANIELL (1836) PILA ZINCO-CARBONE (1886) BATTERIE AL LITIO (19) (PILE A SECCO)

PILE A SECCO LECLANCHE

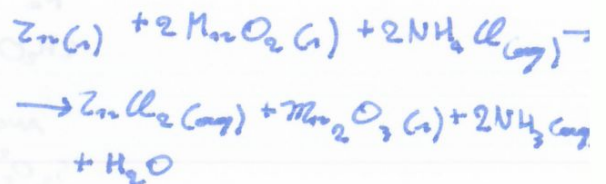
Le pile c'è sempre di merco lo zinco perché non è molto tossico e non è raro.

• CONTENITORE: Zn

• INTERNO • ANODO (GRAFITE)

• PASTA ATTIVA (GRAFITE PULVERATA + MnO_2)

• $NH_4Cl(aq)$



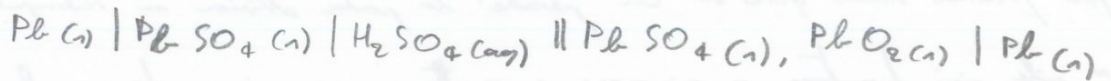
Lo zinco è il meno nobile e si ossida.

ma il manganese perché ha tanti numeri di ossidazione possibili e quindi tante vie di ossidazione in cui poter lavorare.

Il sale di ammonio si mette in equilibrio $NH_4Cl + H_2O \rightleftharpoons NH$

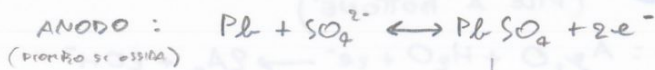
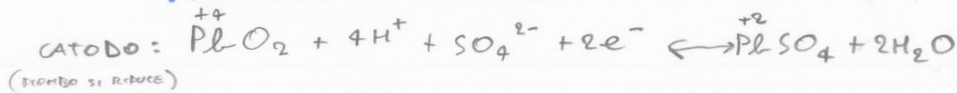
BATTERIA PIOMBO-ACIDO (1859)

Le batterie hanno il vantaggio di non potersi ricaricare perché analiti come alle elettrolitiche:



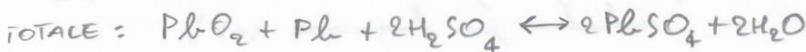
Una lancia di piombo è immersa in soluzione di acido solforico

↳ REAZIONE DI SCARICA (VA VERSO DX LA REAZ. QUI SOTTO)



H_2SO_4 CONCENTRATO A 30%
 (CONCENTRAZIONE OTTIMALE PER LA CONDUCEVILITÀ PER H_2SO_4)

Il solfato di piombo ha prodotto di solubilità 10^{-10} o giù di lì...
 Quindi non manca che si forma, precipita e si deposita come polvere bianca sull'anodo (e sul catodo?).



NB: BATTERIA SOLFATATA
 Le lancia ricaricare troppo una batteria piombo acido non può più ricaricarla: perché la presenza di PbSO_4 precipitato è tale che non è più solubile e non torna indietro.

↳ REAZIONE DI CARICA (VA VERSO SX LA REAZ. QUI SOTTO)



↳ CICLI DI CARICA E SCARICA

Le più fare migliaia: importante però è non fare bollire la batteria.
 È infatti la lascia troppo in carica, una volta che PbSO_4 è tornata tutta in soluzione 'eh... il sistema qualcosa dovrà fare!' allora avviene l'elettrolisi della soluzione acquosa: creano ossigeno e idrogeno.

CHIMICA ORGANICA

Perché la chimica organica si basa sul carbonio?
 Perché è l'unico elemento in grado di formare
 composti con migliaia di atomi, in catene.
 Può legarsi con se stesso ripetitivamente, per
 migliaia di volte.

NB: COMPOSTI INORGANICI DEL CARBONIO

- CO (OSSIDO DI CARBONIO)
- CO₂ (BIOSSIDO DI CARBONIO)
- CO₃²⁻ (CARBONATI, ES. CaCO₃)
- HCO₃⁻ (BICARBONATI O CARBONATI AC)
- CN⁻ (CIANURI)

CARBURI = SOLIDI COVALENTI, CON STRUTTURA UGUALE A QUELLA DEL DIAMANTE

Il silicio Si è sotto C nella tabella... tende a legarsi con l'O₂ e forma rocce, che sono più stabili della materia vivente 'però' Si si lega con O₂ e non con se stesso

