



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 1253

DATA: 27/10/2014

APPUNTI

STUDENTE: Asmonti

MATERIA: Chimica

Prof. Onida

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.**

Legge di Lavoisier → In una trasformazione chimica la massa tot. delle sostanze reagenti è uguale alla massa tot. delle sostanze prodotte per mezzo di quella trasformazione.
 (... nulla si crea e nulla si distrugge, ma si si trasforma...)

Legge di Proust o delle proporzioni definite → Un composto è caratterizzato dall' avere rapporti ponderali definiti e costanti tra gli elementi componenti

UNITÀ DI MASSA ATOMICA (UMA) = è pari a $\frac{1}{12}$ della massa dell' isotopo di $^{12}_6\text{C}$

↓
 $1 \text{ uma} = 1.660540 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

LA NB: gli isotopi sono atomi dello stesso elemento che differiscono per il num. dei neutroni

Peso atomico relativo (p.a.) = è il rapporto tra la massa di un atomo in esame e la massa di riferimento

↳ Il peso atomico di un determinato elemento nella tavola periodica è un peso medio poiché è dato dalla MEDIA PESATA degli isotopi dell' elemento sulla base delle abbandanze relative

ES: $^{12}_6\text{C}$ 98,89% , $^{13}_6\text{C}$ 1,11% , Consideriamo 10.000 atomi

$$\text{p.a.} = \frac{9889 \cdot 12 + 111 \cdot 13}{10000} = 12,01 \text{ uma}$$

Per la determinazione del p.a. bisogna quindi tener conto sia della massa dei suoi vari isotopi sia della percentuale secondo cui essi sono presenti in natura

Peso molecolare o peso formula (m.f.) = è pari alla somma dei pesi atomici di tutti gli elementi che costituiscono la molecola

ES: CH_3CO_2 sono presenti:

- 1 atomo di H con massa = 1,008 uma
 - " " " C " " = 12,01 uma
 - 3 " " " C " " = $3 \cdot 12,01 = 36,03$ uma
- moltiplicati ciascuno per il num. delle volte che l'atomo dell' elemento è presente nella molecola.

$$\text{p.f.} = \text{m.f.} = (1,008 + 12,01 + 36,03) \text{ uma} = 49,048 \text{ uma}$$

$$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{p.f.}_{\text{H}_2\text{O}} = 1,00 \times 2 + 16,00 = 18,00 \text{ uma}$$

STRUTTURA DELL' ATOMO

PROTONE	Carga + 1	Massa $1,67 \cdot 10^{-27}$ Kg
NEUTRONE	Nulla	$1,67 \cdot 10^{-27}$ Kg
ELETTRONE	- 1	trascurabile

Modelli atomici di Thomson e Rutherford

Thomson → Riteneva che l'atomo fosse costituito da una sfera uniforme di carica positiva nella quale gli elettroni risultavano distribuiti come dei canditi su un panettone.

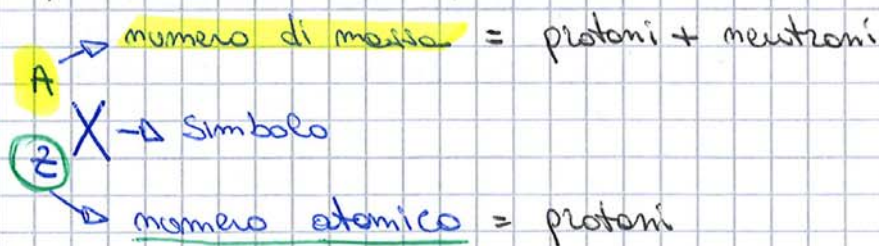
In seguito agli esperimenti di Rutherford, tale teoria si rivelò errata.

Rutherford indirizzò un fascio di particelle α (nuclei di elio [He] privi di elettroni) su una sottile lamina d'oro e notò come alcune di esse venissero deviate o addirittura rimbalzassero indietro.



Si giunse alla conclusione che l'atomo doveva essere costituito da un nucleo (p+m) in cui fosse concentrata tutta la massa e da elettroni posti esternamente al nucleo.

Quando le particelle α colpivano un elettrone non venivano deviate poiché erano molto più pesanti di quest'ultimo. Quando invece passavano in prossimità del nucleo venivano deviate o diflesse completamente.



$$A - Z = \text{numero di neutroni}$$

EFFETTO FOTOELETTRICO → consiste nell'emissione di elettroni da parte degli atomi di un corpo colpito da radiazioni elettromagnetiche di frequenza sufficientemente alta.

↳ ν_0 = valore soglia (ni con zero) cambia a seconda del materiale.

Emstein considerò la radiazione incidente come un insieme di pacchetti di energia, chiamati Fotoni, ad ognuno dei quali è associata una energia

Energia trasportata da un quanto

$$E = h \cdot \nu \quad \text{freq.} = \frac{c}{\lambda}$$

costante di Planck = $6,63 \cdot 10^{-34}$ J/s

In seguito all'urto con il corpo, ogni fotone cede la sua energia ad un elettrone. Se tale energia è superiore al valore soglia, si ha l'effetto fotoelettrico e quindi l'elettrone abbandona il corpo.

Gli elettroni emessi sono in moto e quindi hanno una certa energia cinetica:

$$E = \frac{1}{2} m v^2 = E - E_0 = h \nu - h \nu_0 = h (\nu - \nu_0)$$

Ad aumentare dell'intensità della luce incidente aumenta il numero di fotoni e di conseguenza il numero degli elettroni emessi, MA NON LA LORO ENERGIA

MODELLO ATOMICO di BOHR (Modello planetario)

Il modello atomico di Bohr per ~~basato~~ rappresentare l'atomo di H (idrogeno) era basato sui seguenti postulati:

- 1) L'elettrone descrive orbite circolari intorno al nucleo
- 2) Esiste uno stato stazionario dell'atomo caratterizzato da particolari orbite (stazionarie), lungo le quali i valori di energia e velocità nel tempo non cambiano.
- 3) Forza centrifuga = attrazione elettrica tra le cariche (legge Coulomb)

$$\frac{m \cdot v^2}{r} = k \cdot \frac{e^2}{r^2} \quad \text{Coulomb}$$

$$r = \frac{k e^2}{m v^2}$$

Sono permesse solo quelle orbite in cui il momento angolare:

$$\underbrace{m v \cdot r}_{\text{mom. angolare}} = n \frac{h}{2\pi} \quad \left. \vphantom{m v \cdot r} \right\} \text{Viene quantizzato il mom. angolare}$$

IPOTESI DI DE BROGLIE

Ipotesi che anche le particelle materiali potessero comportarsi come onde

- Planck $\rightarrow E = h \cdot \nu$ $\nu = \text{frequenza}$
- Einstein $\rightarrow E = m \cdot c^2$

$$\Rightarrow E = h \cdot \nu = m \cdot c^2$$
$$\text{Poiché } \nu = \frac{c}{\lambda} \rightarrow mc^2 = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Generalizzando

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Un corpo in movimento si può trattare come

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

Relazione di de Broglie in'onda

PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE

Per descrivere il moto di una particella bisogna conoscere la posizione e la velocità in qualsiasi istante.

Heisenberg dimostrò però che NON è possibile conoscere contemporaneamente e con precisione questi due parametri.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

\rightarrow cost. Planck

Δx \rightarrow Incertezza sulla posizione del corpo

Δp \rightarrow Incertezza sulla quantità di moto

Le incertezze sono inversamente proporzionali: più è certa la posizione, meno è certa la quantità di moto e viceversa.

Ciò dimostra che il modello di Bohr, pur funzionando per e^- in H , era comunque sbagliato poiché non possiamo conoscere con certezza la posizione e la velocità di un elettrone.

NB: qui non si parla più di atomi (~~particelle~~) bensì di particelle macroscopiche (auto, oggetti vari...) il principio di indeterminazione diventa trascurabile e quindi possiamo applicare i principi della meccanica classica.

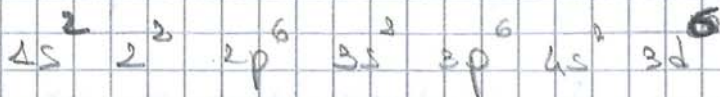
Numero di spin: $+\frac{1}{2}$ oppure $-\frac{1}{2}$; indica il modo di rotazione dell'e⁻ intorno al proprio asse

Esempio

Configurazione

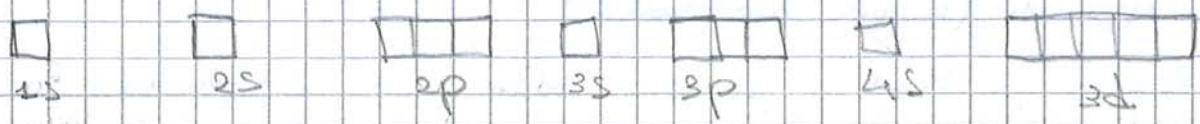


26 e⁻



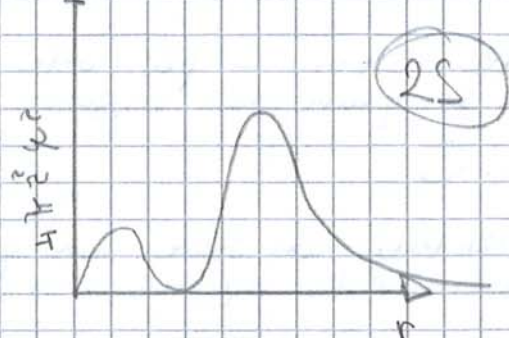
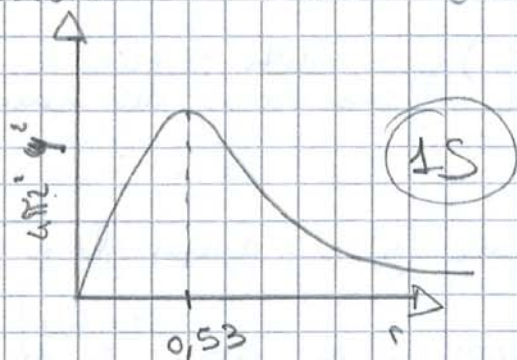
1s			
2s	2p		
3s	3p	3d	
4s	4p	4d	4f
5s	5p	5d	5f
6s	6p	6d	
7s	7p		

OK



ORBITALE = funzione matematica

La forma dell'orbitale è il volume in cui c'è un'alta probabilità di trovare l'elettrone.



PROBABILITÀ RADIALE

Le superfici sferiche dove la probabilità è zero sono dette SUPERFICI NODALI

L'integrale di ψ^2 esteso a tutto lo spazio dove esiste l'elettrone, uguale a 1 (condizione di normalizzazione): condizione di

TAVOLA PERIODICA

È costituita da 7 periodi (righe) e 8 o 18 gruppi (colonne)

- Gli elementi con proprietà fisiche e chimiche simili si trovano nello stesso gruppo
- Gli elementi appartenenti allo stesso gruppo hanno lo stesso numero di elettroni esterni

↳ I gruppo:

H	1s ¹
Li	2s ¹
Na	3s ¹
K	4s ¹
Rb	5s ¹
Cs	6s ¹
Fr	7s ¹

- La numerazione crescente dei periodi (da sinistra verso destra) è dovuta all'aumento degli orbitali disponibili, quindi al numero di 'n'

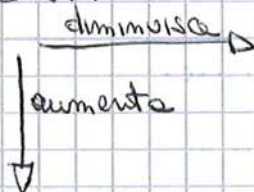
I gruppo = METALLI ALKALINI
II " = " ALKALINO-TERRALI

La tavola periodica può essere divisa anche in ~~8~~ blocchi, da prendo no il nome dal tipo di orbitali occupati dagli elettroni più esterni:

↳ I-II gruppo: blocco S $l=0$
Elementi di transizione: blocco D $l=1$
III a VIII gruppo: blocco P $l=1$
Lantanidi e attanidi (transizione interna): blocco F

Raggi atomici

Considerando gli atomi come particelle sferiche, il raggio è uguale alla metà della distanza che separa i due nuclei di atomi adiacenti.



Lungo il gruppo aumenta poiché, aumentando il numero quantico principale e il num. atomico, gli elettroni si vengono e trovano ad una > distanza dal nucleo

Spostandoci lungo il periodo invece, il num. quantico principale rimane lo stesso ma l'attrazione tra nucleo ed elettroni di valenza aumenta; il volume quindi si contrae e il raggio diminuisce.

Raggio ionici

IONE = atomo che ha perso o acquistato un elettrone.

↳ CATIONI = - e⁻ (ioni positivi)
ANIONI = + e⁻ (" negativi)

Raggio catione < raggio atomico, poiché c'è un aumento della carica nucleare effettiva (apparente)

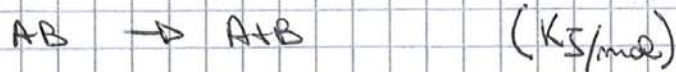
Raggio anione > raggio atomico, $Z_{eff} <$

LEGAMI CHIMICI

Energia di legame

Abbiamo anzitutto ricordato che due atomi si legano quando l'aggregato che si forma ha un'energia minore rispetto a quella degli atomi isolati.

L'Energia di legame è quella energia necessaria per rompere il legame, formando i due atomi neutri a distanza infinita tra loro



Regola dell'ottetto \rightarrow la formazione di legami può essere giustificata da questa regola, secondo cui gli elementi tendono a raggiungere una configurazione elettronica simile a quella dei gas nobili.

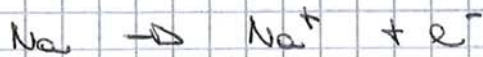
LEGAME IONICO

Si ha quando c'è un trasferimento di 1 o più elettroni da un atomo ad un altro, con formazione di ioni di segno opposto. Tra questi ioni agiscono forze di natura elettrostatica che portano alla formazione di aggregati solidi dalla struttura ordinata.

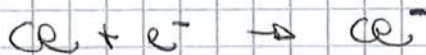
Esempio: formazione di NaCl

Na: I gruppo \Rightarrow 1 e⁻ di valenza

Cl: VII " \Rightarrow 7 e⁻ " "



(cede il suo e⁻); $E_I = 494 \text{ KJ/mol}$



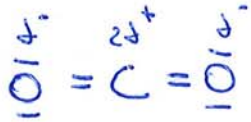
(acquista l'e⁻ del Na)
 $A_E = -349 \text{ KJ/mol}$

$$\Delta E_1 = 145 \text{ KJ/mol}$$

Occorre quindi 145 KJ/mol per trasferire un elettrone da un atomo di sodio gassoso ad uno di cloro gassoso, supposti a distanza infinita inizialmente.

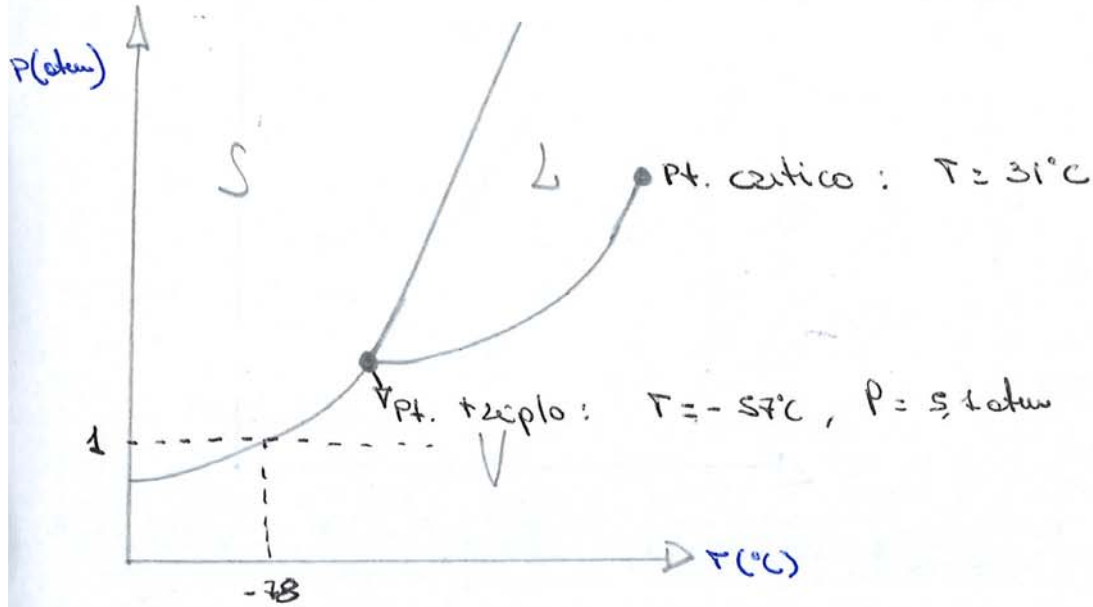
Dal punto di vista energetico però il processo globale non sarebbe possibile se non si tenesse conto anche del contributo di energia derivante dalle attrazioni elettrostatiche tra gli ioni di segno opposto.

$\text{CO}_2 \rightarrow$ MOLECOLA APOLARE



Le legami C=O sono polaris
perché O è più elettronegativo.

La somma vettoriale però è nulla \Rightarrow CO_2 apolare



Lunghezza di legame \rightarrow Distanza tra i nuclei dei due atomi che si legano

Per la stessa coppia di atomi il legame triplo è più corto del doppio, che è a sua volta più corto del singolo.

< distanza tra gli atomi \rightarrow > energia di legame

> coppie di ~~atomi~~ e⁻ non condivisi \rightarrow > " " "

Polarità dei legami covalenti

Le molecole nelle quali si ha una distribuzione degli elettroni di legame sono dette molecole POLARI.
In questo caso il legame è detto legame covalente polare.

Elettronegatività

Tendenza di un atomo, in una molecola, ad attrarre verso di sé gli elettroni di legame.

\hookrightarrow NB: Elettronegatività \neq affinità elettronica (atomo isolato)

MULLIKEN la calcola così:

$$\chi_A = \frac{EI + AE}{2}$$

Il limite di questo metodo è che la precisione si può avere solo per pochi elementi.

PAULING:

Viene calcolata conoscendo l'elettronegatività di un elemento B seguendo la relazione:

$$|\chi_A - \chi_B| = \sqrt{\Delta}$$

di
elettronegatività
atom A

Δ = energia di risonanza ionico covalente

$$A = D_{AB} - \sqrt{D_{AA} \cdot D_{BB}}$$

energia di legame A-B

energia di legame A-A

media geometrica \rightarrow B-B

Nel caso l'energia di legame sia espressa in kJ/mol o kcal/mol è necessario applicare un coefficiente K di conversione (per trasformare in eV/particella)

$$|\chi_A - \chi_B| = \sqrt{K \cdot \Delta}$$

$$K = 0,0103643 \text{ oppure } K = 0,0433641$$

Per poter utilizzare la relazione di Pauling è evidentemente necessario fissare arbitrariamente l'elettronegatività di un elemento da fare da riferimento. Pauling assume per l'H $\chi = 2,1$

$\Delta X > 1,7$ ionico

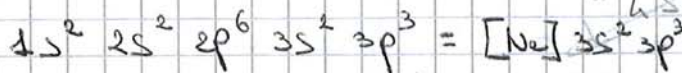
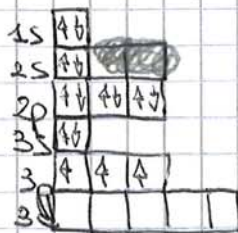
$0,4 < \Delta X < 1,7$ covalente polare

$\Delta X < 0,4$ covalente

$\Delta X = 0$ cov. apolare

Espansione dell'ottetto

Es: P (Fosforo), 5° gruppo, 3° periodo, $Z=15$



In base a questa configurazione il fosforo può impiegare i suoi 3 e^- spaiati per formare legami covalenti

Promozione elettronica

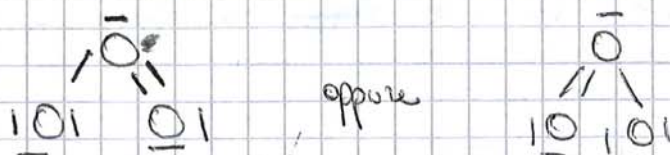
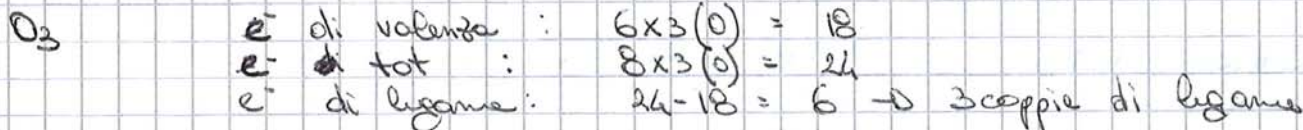


Il fosforo ora avendo 5 e^- spaiati, può formare 5 legami

L'espansione dell'ottetto NON può avvenire per gli elementi del 2° periodo poiché gli orbitali vuoti più vicini ai 2p sono i 3s e 3p che hanno energie notevolmente superiori.

RISONANZA

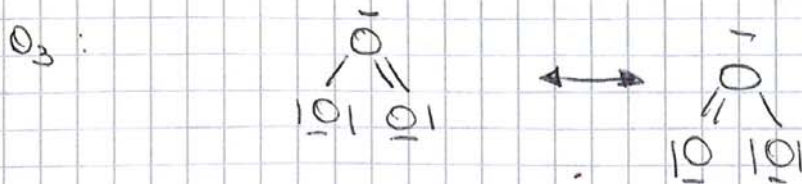
ALLOTROPIA = È un fenomeno per cui un elemento può esistere in due o più forme fisiche che differiscono per la struttura molecolare o per il modo in cui sono legati gli atomi. Ad esempio l'ossigeno esiste sotto forme di molecole biatomiche O_2 o triatomiche O_3 (ozono).



Poiché gli atomi di ossigeno sono identici, la struttura dell' O_3 può essere benissimo rappresentata da entrambe le formule strutturali.

Quando ciò accade si dice che le formule limiti sono in risonanza tra loro e che la molecola è un ibrido di risonanza, intendendo che essa possiede caratteristiche descritte da entrambe le strutture senza essere rappresentata in realtà da nessuna di esse.

Per descrivere un ibrido di risonanza è necessario scrivere tutte le strutture che lo rappresentano mettendole in relazione con



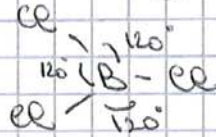
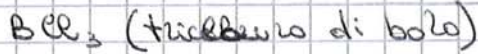
SN = 2, GEOMETRIA LINEARE, AX₂

Molecole con due soli legami e nessun doppietto solitario risultano lineari, con le coppie di legami che, respingendosi, si dispongono formando angoli di 180°



SN = 3, GEOMETRIA TRIGONALE PLANARE, AX₃, AX₂E

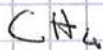
Molecole con tre legami e nessun doppietto solitario (AX₃) risultano trigonali planari, con angoli di 120°



Molecole con due legami e un doppietto solitario (AX₂E) risultano angolate con un angolo di legame leggermente < 120° a causa della maggior repulsione del papp. solitario sui dopp. di legame

SN = 4, GEOMETRIA TETRAEDICA (AX₄, AX₃E, AX₂E₂)

Gli atomi legati sono ai vertici di un tetraedro con angoli di legame ideali di 109,5°

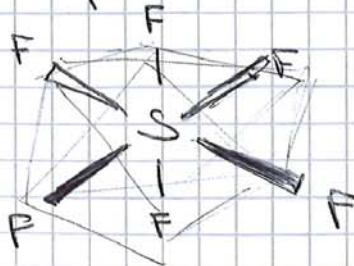


SN = 5, GEOMETRIA BIPIRAMIDALE TRIGONALE (AX₅)

L'atomo centrale forma 3 legami più corti con angoli di 120° con tre atomi sul piano e 2 legami più lunghi con due atomi sopra e sotto il piano.

SN = 6, GEOMETRIA OTTAEDRICA

L'atomo centrale forma 4 legami di 90° con 4 atomi sul piano e 2 legami di 180° con due atomi sopra e sotto il piano



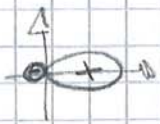
TIPI DI ORBITALI IBRIDI

~~sp~~ ~~sp²~~ ~~sp³~~ ~~sp³d~~ ~~sp³d²~~



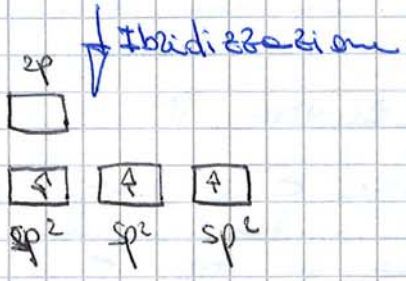
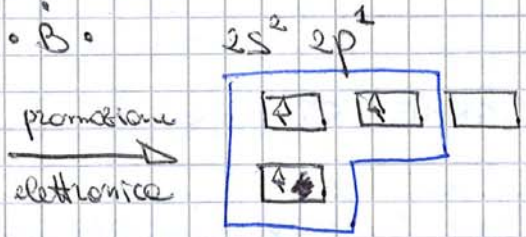
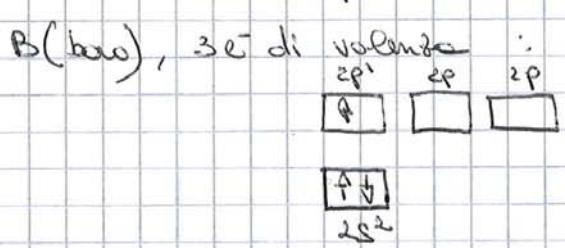
TIPICI DI ORBITALI IBRIDI

Orbitali atomici mescolati	uno s uno p	uno s due p	uno s tre p	uno s tre p uno d	uno s tre p due d
Orbitali ibridi formati	due sp	tre sp²	quattro sp³	5 sp³d	6 sp³d²
Orbitali non ibridati restanti	due p <i>Lineare</i>	uno p planare + ligandale	nessuno Tetraedica	quattro d Bipiramidale trigonale	tre d Ottadecica



Esempi:

Orbitali ibridi sp² in BF₃

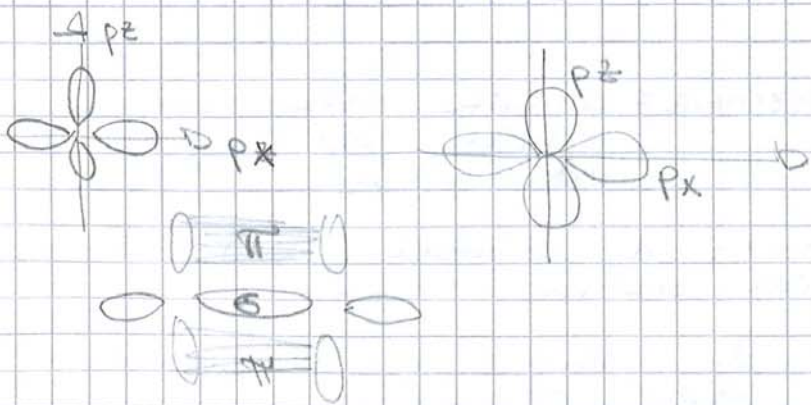


NB: non sempre l'ibridizzazione è accompagnata da una promozione elettronica

• H-C≡C è costituito dalle sovrapposizioni degli orbitali 1s e 3p

$\bar{O} = O'$

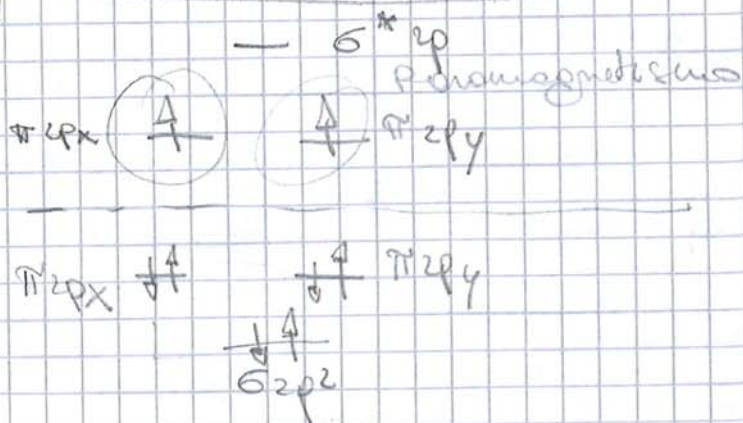
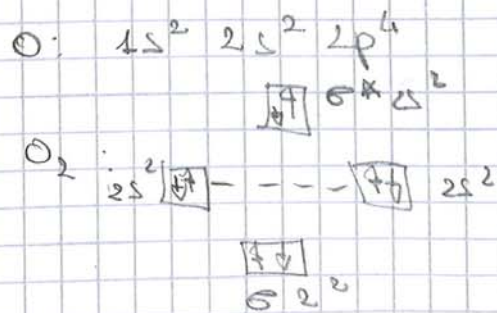
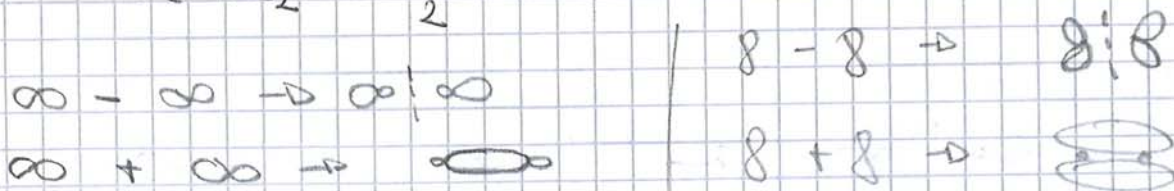
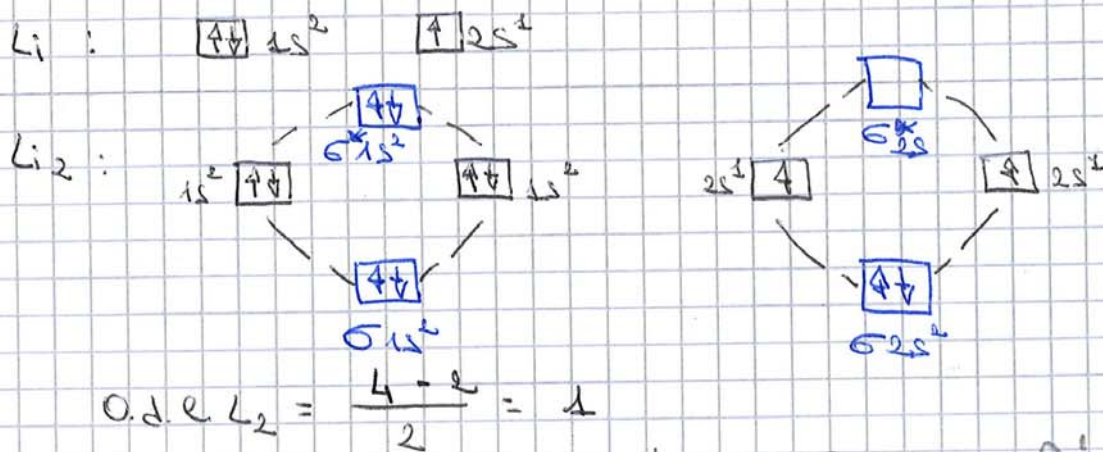
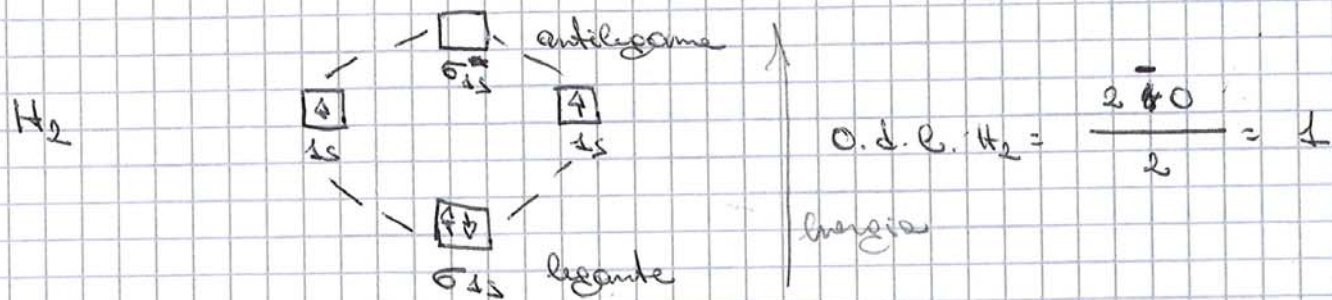
O: 1s² 2s² 2p⁴



La presenza di elettroni negli orbitali di legame provoca la formazione del legame, mentre la presenza di elettroni negli orbitali di anti-legame si oppone alla formazione del legame.

$$\text{Ordine di legame} = \frac{\text{num. e}^- \text{ di legame} - \text{num. e}^- \text{ di anti-legame}}{2}$$

L'ordine di legame può assumere valori interi, frazionari o nulli. Quanto più alto è l'ordine di legame, tanto maggiore è l'energia di legame e tanto minore sarà la distanza tra i due atomi. Se l'ordine di legame è ZERO, la molecola non può esistere.



Leggi di Charles e Gay-Lussac

1) A Pressione = cost
ISOBARA

$$\Rightarrow \left| \frac{V}{T} = k \right| \rightarrow V = V_0 (1 + \alpha t)$$

2) A Volume = cost
ISOCORA

$$\Rightarrow \left| \frac{P}{T} = \text{cost} \right| \rightarrow P = P_0 (1 + \alpha t)$$

α = coefficiente di dilatazione termica, uguale per tutti i gas

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

EQUAZIONE DI STATO DEI GAS PERFETTI

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

La costante universale dei gas = $8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

A condizioni normali ($P = 1 \text{ atm}$, $T = 0^\circ \text{C}$, $n = 1 \text{ mol}$) il

volume = $22,4 \text{ l}$, tale valore è costante per tutti i gas

Questa equazione non contiene nessun parametro legato alla natura chimica del vari gas.

Miscela gassosa

Pressione parziale = la pressione parziale di un componente di una miscela gassosa è quella che questo eserciterebbe se si trovasse ad occupare da solo l'intero volume del recipiente.

Legge di Dalton o delle pressioni parziali

$$P_{\text{TOT}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_i$$

pressioni parziali

$$(P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_i) V = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_i) RT \rightarrow PV = nRT$$

$$\frac{P_1 V}{PV} = \frac{n_1 RT}{n RT}$$

$$\frac{P_2 V}{PV} = \frac{n_2 RT}{n RT}$$

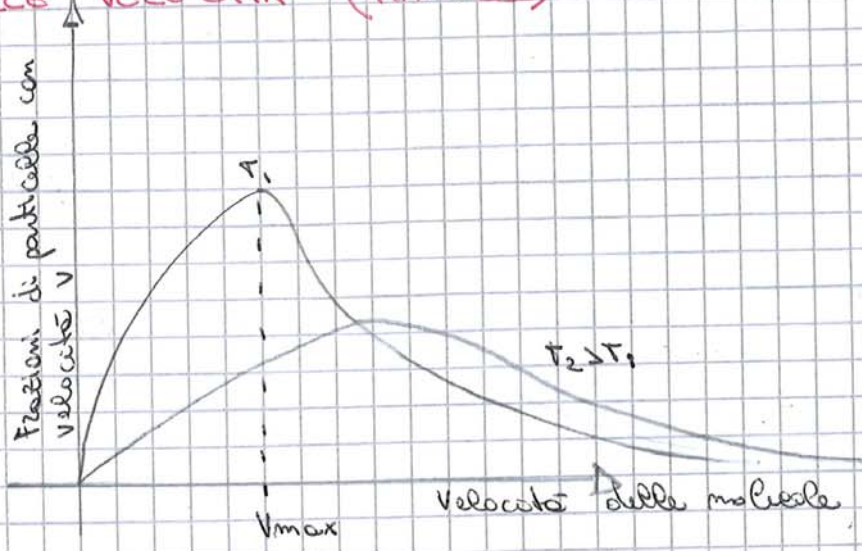
$$\frac{P_3 V}{PV} = \frac{n_3 RT}{n RT}$$

$$P_1 = \frac{P \cdot n_1}{n}$$

$$P_2 = \frac{P \cdot n_2}{n}$$

$$P_3 = \frac{P \cdot n_3}{n}$$

DISTRIBUZIONE DELLE VELOCITÀ (MAXWELL)



Per aumentare di T , la curva si allarga e si appiattisce

Legge di Graham o della diffusione:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{m_2 T_1}}{\sqrt{m_1 T_2}} \quad \text{con } T_1 = T_2 \text{ e } P_1 = P_2 ; m T = \text{peso molecolare}$$

Più è minore la massa, più la velocità di fuga aumenta

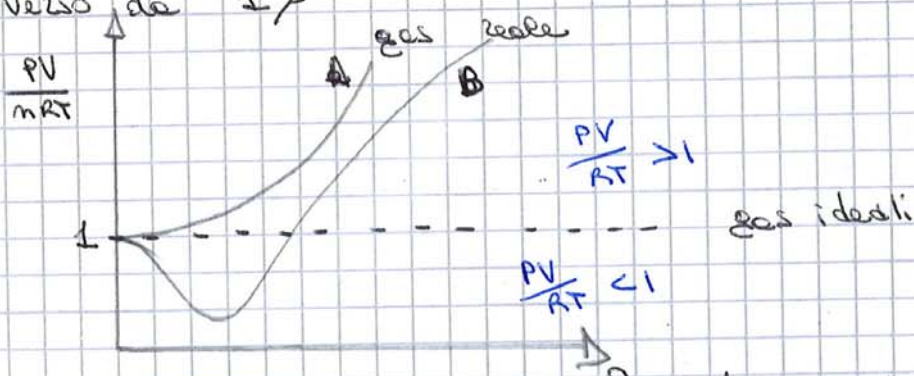
NON

Per i gas ideali

$$\frac{PV}{nRT} = 1$$

→ rapporto di comprimibilità

Per i gas reali invece è generalmente diverso da 1



Notiamo subito che per $P \rightarrow 0$ il comportamento del gas A e B sono assimilabile a quello del gas ideale.

Per ogni tipo di gas esiste ~~un'equazione~~ una temperatura caratteristica detta di Boyle, alla quale si passa dal comportamento ideale a quello reale.

Se $\frac{PV}{RT} < 1$, predomina l'effetto delle attrazioni intermolecolari

↳ Il gas reale è più comprimibile del gas ideale

Se $\frac{PV}{RT} > 1$, predomina l'effetto del volume molecolare

↳ Il gas reale è meno comprimibile del gas ideale

LIQUEFAZIONE DEI GAS

Quando un gas si allontana dal comportamento di un gas ideale ovvero si trova ad alte pressioni e basse temperature, le attrazioni intermolecolari non sono più trascurabili e può avvenire un passaggio di stato

Quando si parla di liquefazione però, esiste un parametro molto importante da tenere in considerazione e diverso

LIQUEFAZIONE
gas \rightarrow liquido

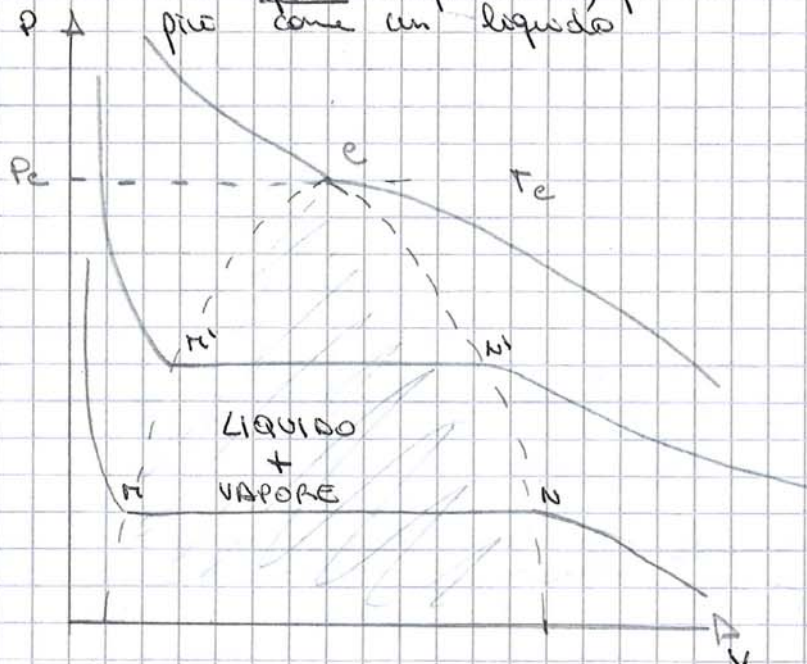
per ciascun gas: la **temperatura critica**
Al di sopra della tem. critica un gas **NON** può essere liquefatto

GAS
TEMPERATURA CRITICA
VAPORE

Al di sopra di gas reale
Al di sotto " " " "

Quando un gas si trova al di sopra sia della tem. critica che della pressione critica \rightarrow **FLUIDO SUPERCRITICO**

Molto poco comprimibile; per certi aspetti si comporta più come un liquido



Al di sotto della tem. critica, le trasformazioni sono caratterizzate da un tratto (vedi \overline{FN} , \overline{Nn}) in cui la pressione si mantiene costante nonostante il volume diminuisca, poiché sta avvenendo il passaggio da vapore a liquido. La P rimane costante fino alla trasformazione totale

Interazioni molecolari \Rightarrow \rightarrow temperatura critica

CAMBIAMENTI DI FASE

Gli stati di aggregazione di una sostanza sono determinati principalmente dal tipo di forze esistenti tra le particelle e, sottraendo o fornendo energia sotto forma di calore, si possono modificare queste forze facendo avvenire un cambiamento o passaggio di stato.



Diagrammi di fase = raccolgono le informazioni sperimentali nel caso di cambiamenti di stato che vengono fatti avvenire in recipienti chiusi.

Diagrammi di fase



1) Le curve a, b, e che ~~separano~~ separano le tre regioni rappresentano l'EQUILIBRIO TRA DUE STATI DI AGGREGAZIONE.

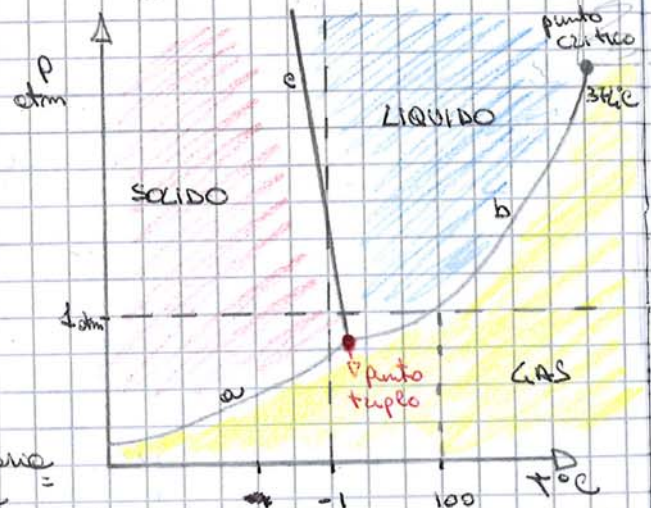
a = eq. solido - vapore

b = eq. vapore - liquido

e = eq. liquido - solido

In tutti i punti di queste curve, dove coesistono 2 fasi, possiamo variare arbitrariamente un solo parametro (es. tempo) mentre l'altro (pressione) è vincolato.

VARIANZA (o GRADO DI LIBERTÀ) = 1



2) Le tre curve intersecano in un solo punto: PUNTO TRIPLO, in cui coesistono in equilibrio, i tre stati di aggregazione. Le coordinate del punto triplo sono caratteristiche di ogni sostanza.
 VARIANZA = 0. $(0,01^\circ C)$ e $(0,006 \text{ atm.})$

3) Una sostanza al di sopra del suo punto critico (corrispondente alla temperatura ed alla pressione critica) è chiamata fluido supercritico.

4) Quando abbiamo una fase, VARIANZA = 2

5) Per l'acqua il liquido è più denso del solido, per questo applicando una compressione a temperatura costante (ovvero cambiando la pressione) si passa da solido a liquido.
 [Nella CO_2 invece si passa da liquido a solido]

Tratto "a" = tensione di vapore del solido

Tratto "b" = " " " " " liquido

↳ Clausius - Clapeyron

I solidi ionici sono fragili e si sfaldano facilmente poiché se si colpisce il cristallo si determina uno scorrimento tra due piani del reticolo cristallino, che metterà in relazione ioni dello stesso segno creando forze repulsive tali da provocare la rottura del cristallo.



NaCl: num. coordinazione = 6

Numero di ioni di segno opposto da circondare lo ione considerato

Solidi covalenti (o reticolari)

Possiedono un reticolo cristallino dove i siti sono occupati da **ATOMI** legati con legami covalenti

Caratteristiche:

- Elevata energia di coesione
- Bassa tensione di vapore (poco volatili)
- Temperature di fusione elevate
- Scarsa conducibilità (isolanti o semiconduttori)
- Insolubilità in acqua
- Elevata durezza e bassa compressibilità

Un solido Gli esempi più classici di cristalli covalenti sono:

- SiO₂ (= quarzo)

- Carbonio elementare, che si può presentare nelle sue due forme allotropiche

GRAFITE

Il carbonio ha ibridazione sp² ⇒ nel cristallo tra uno strato e l'altro agiscono deboli forze di van der Waals che ne giustificano la fragilità
Buon conduttore



DIAMANTE

Forma tetraedica (ogni atomo ha una ibridazione sp³)
Molissimo
Fonde a temperature elevatissime
Pessimo conduttore

Legame covalente lungo il piano
I piani tra loro sono tenuti assieme da forze di London

Solidi molecolari

Sono caratterizzati da un reticolo i cui siti sono occupati da **MOLECOLE**.

Queste sono tenute insieme da deboli legami intermolecolari (forze di van der Waals) se le molecole sono apolari; da legami a idrogeno se le " " " polari; oppure da forze di London " " " non hanno dipoli permanenti

Caratteristiche:

- Piuttosto teneri
- Temp. fusione da basse a moderate
- Cattivi conduttori termici ed elettrici
- Alta tensione di vapore (molto volatili)

O₂ ghiaccio secco

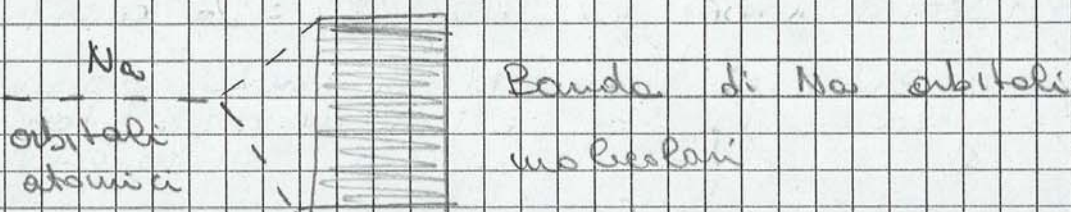
LE GATTE METALLICO

Condutture elettricità = un e^- aumenta la sua energia

● Supponiamo di costruire gli orbitali molecolari di un metallo costituito da (n) atomi uguali. Si formano tanti orbitali molecolari quanti sono gli orbitali atomici di partenza, per cui da 2 atomi si formano un orbitale di legame e uno di anti-legame, da 3 atomi si formano 3 orbitali ad energie differenti e così via.

Con l'aumentare del numero di atomi la distanza tra i livelli energetici degli orbitali diminuisce e si ottiene

● una banda di energia praticamente continua



La larghezza delle varie bande e la separazione tra una banda e l'altra dipende dalla distanza intermolecolare di equilibrio tra gli atomi adiacenti. Se le energie dei livelli energetici degli atomi isolati non sono molto diverse tra di

● loro, al diminuire della distanza intermolecolare il progressivo allargamento delle bande può portare alla loro sovrapposizione.

● Il modello a bande permette di stabilire se una data minima sostanza sia un conduttore oppure un isolante

● **Conduttori** = hanno una banda di valenza (dove sono contenuti gli elettroni) solo parzialmente piena oppure hanno una banda di valenza piena più sovrapposta o in prossimità ad una banda di conduzione. Gli e^- possono quindi passare da un livello di energia ad un altro e quindi condurre elettricità.

Per i conduttori (es: metalli) all'aumentare della temperatura, la conducibilità diminuisce, poiché il moto degli atomi va

ELETTROLITI E NON ELETTROLITI

NB: [Il dipolo ha una carica parziale. La ~~ione~~ carica netta (+o-)]
 Interazioni: ioni - dipolo > forze di van der Waals.

Electrolita = sostanze che disciolte in acqua forma **IONI**

Electroliti Forti (es: NaCl) → il soluzione sono del tutto dissociati, esistono solo sotto forma di ioni

Electroliti deboli → in soluzione sono solo in parte dissociati

GRADO DI DISSOCIAZIONE = $\alpha = \frac{n \text{ dissociate}}{n \text{ in soluzione}}$

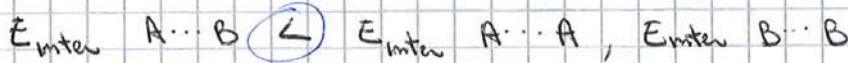
$\alpha = 1$, elettrolita forte
 $\alpha = 0$, non elettrolita
 $0 < \alpha < 1$, elettrolita debole

→ È una proprietà della soluzione, non dell'elettrolita di per sé.

Come detto, la maggior parte delle soluzioni deviano dall'idealità

• Deviazione positiva → $\Delta H_{sol} > 0$ (endotermica)

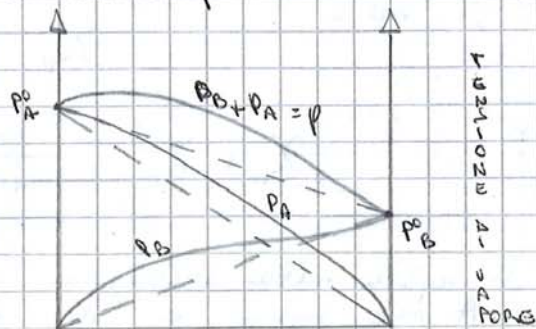
Si rompono interazioni più forti per formarne di più deboli



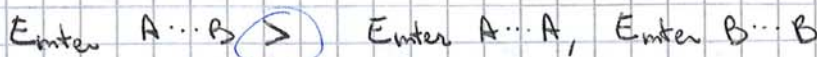
La pressione diventa maggiore e la temperatura di ebollizione minore

ES: H₂O e alcool etilico

Il liquido è più volatile rispetto ai componenti puri

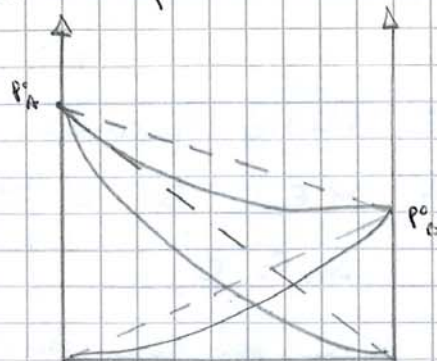


• Deviazione negativa → $\Delta H_{sol} < 0$ (esotermica)



La pressione diventa minore e la temperatura di ebollizione aumenta

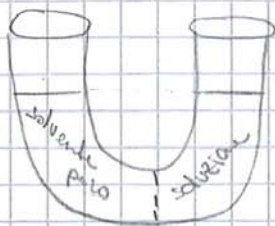
La soluzione è meno volatile rispetto ai componenti puri



ES: H₂O e aceto

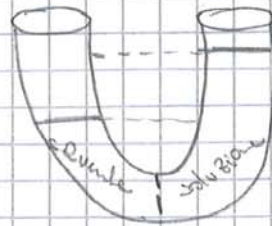
Osmosi - Pressione osmotica

Immaginiamo di avere una soluzione e un solvente puro, separati solo da una membrana semipermeabile, che lascia passare soltanto il solvente.



PRIMA

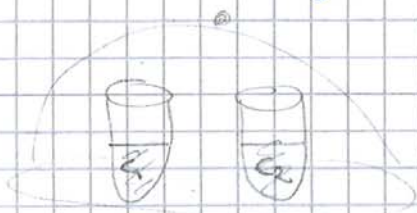
In un dato tempo il num. delle molecole che entrano nella soluzione è \rightarrow di quelle che escono



DOPO

Il fenomeno di passaggio di H_2O attraverso una membrana semipermeabile si chiama **OSMOSI**.
La pressione necessaria per impedire questo flusso si chiama **PRESSIONE OSMOTICA** (π)

• Un solvente passa spontaneamente dalla soluzione più diluita (ovvero meno concentrata) a quella \neq concentrata



$C_1 < C_2$
concentrazioni



$C_1 = C_2$

$$\pi = \frac{n \text{ soluto}}{V \text{ soluzione}}$$

$$\pi = M RT$$

MOLARITÀ

π è direttamente proporzionale alla molarità.

Riassunto proprietà colligative:

- 1) Abbassamento relativo della tensione di vapore $X_{\text{soluto}} = \frac{\Delta P}{P_{\text{solvente}}^0}$
- 2) Innalzamento ebullioscopico $\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m$
- 3) Abbassamento crioscopico $\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \cdot m$
- 4) Pressione osmotica; $\pi = M RT$

Soluzioni con stessa pressione osmotica si dicono ISOTONICHE

OSMOSI INVERSA =

Principio della conservazione dell'energia

Sappiamo che: $L = F \cdot l$, $P = \frac{F}{l^2} \Rightarrow P \cdot V = \frac{F}{l^2} \cdot l^3 =$

$$P \cdot V = \text{Lavoro meccanico di volume} \quad \leftarrow = F \cdot l$$

Se siamo a $P = \text{cost} \rightarrow W = +P \Delta V$

A $T = \text{cost} \rightarrow \Delta E = Q - W = Q - P \Delta V$

$\Delta E < 0$: il sistema cede calore all'ambiente
 $\Delta E > 0$: " " acquista " dall' "

$Q < 0$: reazione ESOTERMICA
 $Q > 0$: " ENDOTERMICA

$P \Delta V < 0$: lavoro fatto sul sistema
 $P \Delta V > 0$: " " dal " "

Entalpia

Se consideriamo delle trasformazioni nelle quali l'unica forma di lavoro è quello di espansione o di compressione, si possono considerare due casi particolari:

a) $V = \text{cost}$

$P \cdot \Delta V = 0$ perché, essendo $V = \text{cost}$, $\Delta V = 0$

$$\Rightarrow \Delta E_v = Q - W = Q_v - 0 = Q_v$$

L'energia interna è dovuta solo al calore

b) $P = \text{cost}$

$$\Delta E = Q - W = Q - P \Delta V \Rightarrow Q_p = \overbrace{\Delta E + P \Delta V}^{\Delta H} \quad (1)$$

Per trattare i processi che avvengono a pressione costante, è conveniente introdurre una nuova funzione termodinamica detta entalpia:

pid:

$$H = E + P \cdot V$$

Da (1) $\rightarrow \Delta E = Q_p - P \Delta V$;

$$E_2 - E_1 = Q_p - P(V_2 - V_1);$$

$$Q_p = (E_2 - E_1) + P(V_2 - V_1) =$$

$$= E_2 - E_1 + P V_2 - P V_1 = \underbrace{(E_2 + P V_2)}_{H_2} - \underbrace{(E_1 + P V_1)}_{H_1}$$

Sostituendo A $\rightarrow \Delta H = Q_p = \Delta E + P \Delta V$

* Il termine $P \cdot \Delta V$ è trascurabile per le reazioni di coinvolgimento di liquidi e solidi ed è in generale relativamente piccolo rispetto a ΔE per le reazioni di coinvolgimento di gas. ΔH è una misura approssimata di ΔE

LA MISURA DEL CALORE

In generale $q = \frac{q \text{ assorbito}}{q \text{ ceduto}} \approx \Delta t$

Il calore non è una sostanza ma è una particolare forma di energia che si osserva per trasformazione di altre forme di energia e che viene immediatamente trasmessa ai sistemi circostanti, in seguito ad una differenza di temperatura.

- **Capacità termica** di una sostanza = quantità di calore necessaria a provocare un certo aumento di temperatura in una determinata massa di sostanza.

$$C = \frac{q}{\Delta t} \quad [J/K]$$

- **Calore specifico** = quantità di calore necessaria per innalzare di un grado la temperatura di un grammo di sostanza.

$$c = \frac{q}{m \cdot \Delta t} \quad \Rightarrow \quad q = c \cdot m \cdot \Delta t$$

- **Calore specifico molare**

$$e = \frac{q}{\text{moli} \cdot \Delta t}$$

~~Legge di Ostwald~~

1) / La **legge cinetica** lega la velocità di reazione alla concentrazione molare di uno o più reagenti, elevata ad un esponente = che non coincide necessariamente con i coeff. stechiometrici.



dove: k = COSTANTE DI VELOCITÀ
 m = ORDINE DI REAZIONE RISPETTO A A
 n = " " " " B
 $m+n$ = " " " COMPLESSIVO

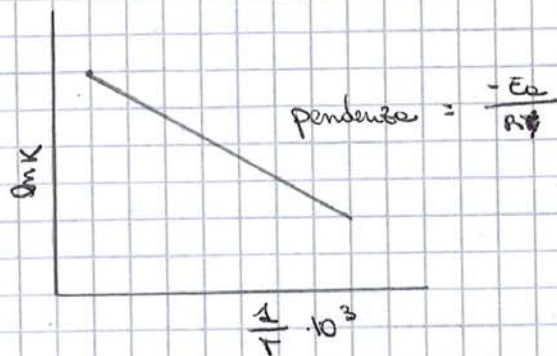
(k , m ed n si ricavano sperimentalmente)

- La velocità di reazione espressa dalla legge cinetica è SEMPRE DI SEGNO POSITIVO poiché fornisce la velocità di evoluzione del sistema
- Raramente si hanno reazioni superiori al terzo ordine ovvero raramente $m+n > 3$

2) / La velocità di una reazione aumenta all'aumentare della temperatura. La costante di velocità k è legata alla temperatura assoluta T secondo la **legge o equazione di ARRHENIUS**:

- Diminuendo T , v ~~diminuisce~~ ^{sempre} $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$ | E_a = energia di attivazione
- Aumentando T , v dipende ^{quella da sotto fattore} $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$

$$\Leftrightarrow \ln k = \ln \left(A \cdot e^{-E_a/RT} \right) = \ln A + \ln e^{-E_a/RT} = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$



Se consideriamo due temperature ($T_1 > T_2$):

$$\ln \left(\frac{k_2}{k_1} \right) = - \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

L'equazione di Arrhenius mostra che, ad una temperatura fissata, la velocità di reazione dipende fortemente dal valore di E_a . ~~Se E_a è minore~~ Più basso è il valore di E_a più velocemente avviene la reazione.

⇒ Arrhenius interpretò quindi il processo di reazione come risultato della collisione fra due o più molecole durante la quale alcuni legami si rompono e altri si formano. Prima della formazione dei prodotti si può ipotizzare l'esistenza di un intermedio generalmente chiamato **complesso attivato**.

Non tutti gli urti che avvengono però, sono efficaci. Un urto, per essere efficace deve:

- avere un'energia $\geq E_a$
- avere la giusta orientazione tra le molecole.

• L'energia di attivazione è la differenza tra l'energia del complesso attivato e quella dei reagenti.

Catalisi eterogenea

- C'è la diffusione dei reagenti dalla fase fluida verso la superficie solida del catalizzatore
- Adsorbimento di uno o più reagenti
- Reazioni sulla superficie che coinvolgono almeno una specie adsorbita
- Desorbimento dei prodotti dalla superficie
- Diffusione dei prodotti dalla superficie solida verso il fluido

Il ASSORBIMENTO è sempre un processo esotermico ($\Delta H < 0$) poiché avviene con liberazione di calore.

Il DESORBIMENTO è un processo endotermico ($\Delta H > 0$) poiché è necessario fornire calore.

Le MARTELLATE CATALITICHE sono molto importanti poiché permettono di trasformare sostanze pericolose presenti nei fumi degli scarichi in molecole innocue
↳ CO, NO, idrocarburi

Il monossido di carbonio viene ossidato a CO₂ e il monossido di azoto viene trasformato in N₂ e O₂; gli idrocarburi vengono ossidati ad H₂O e CO₂.

Il catalizzatore che svolge a questa duplice funzione è di solito una combinazione di due metalli nobili (es. platino e rodio) supportati su dell'allumina (Al₂O₃) ad alta area superficiale. Le benzine utilizzate per gli autoveicoli con marmitte catalitiche però non devono contenere alcuni metalli come il piombo poiché essi avvelenerebbero il catalizzatore occupando i suoi siti attivi e impedendo l'adsorbimento dei gas inquinanti.

Quoziente di azione

In qualunque condizione, il sistema può essere analizzato per determinare la quantità di reagenti e prodotti presenti. Il valore del rapporto tra le concentrazioni dei prodotti e dei reagenti, ciascuna elevata al corrispondente coefficiente stechiometrico, in condizioni QUALSIASI, è il quoziente di azione.

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

- Se $Q_c = K_c \rightarrow$ il sistema ha raggiunto l'equilibrio
- Se $Q_c < K_c \rightarrow$ la reazione deve procedere ulteriormente dai reagenti ai prodotti (\rightarrow)
- Se $Q_c > K_c \rightarrow$ la reazione deve procedere ulteriormente dai prodotti ai reagenti (\leftarrow)

Effetto di T su K

1) Per reazioni ESOTERMICHE ($\Delta H_r^\circ < 0$):

- Se $T \uparrow$, $K_{eq} \downarrow$ (si favorisce la formazione dei reagenti)

- Se $T \downarrow$, $K_{eq} \uparrow$ (" " " " " prodotti)

2) Per reazioni ENDOTERMICHE ($\Delta H_r^\circ > 0$):

- Se $T \uparrow$, $K_{eq} \uparrow$

- Se $T \downarrow$, $K_{eq} \downarrow$

$$K_{eq} = \text{cost} \cdot e^{-\Delta H_r^\circ / RT}$$

Equazione di Van't Hoff

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H_r^\circ}{RT} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Non

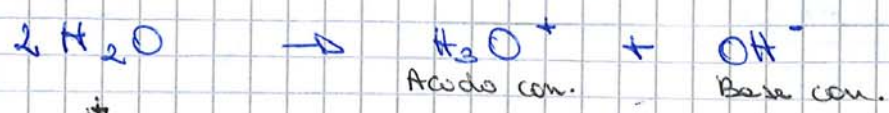
PRINCIPIO DI LE CHATELIER - BRAUN

Dato un sistema all'equilibrio, se viene introdotta una modificazione alle condizioni di equilibrio, il sistema evolve in modo da portarsi di nuovo all'equilibrio minimizzando la modificazione introdotta.

Lo spostamento dell'equilibrio si può avere a seguito di:

- 1) Variazioni delle concentrazioni dei prodotti o reagenti ($a T = \text{cost}$)
- 2) Variazione del volume del sistema (variazione della P) ($a T = \text{cost}$)
- 3) Variazione di T

Equilibrio di autoionizzazione dell'acqua



Si comporta sia da acido che da base

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 3,25 \cdot 10^{-18} \quad (\text{a } T=25^\circ\text{C})$$

↳ si trova sperimentalmente

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{10^3 \text{ g/l}}{18 \text{ g/mol}} = 55,5 \text{ M}$$

$$\Rightarrow K_{eq} \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_{\text{water}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad (\text{Prodotto ionico di H}_2\text{O})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

⇒ L'acqua pura è neutra.

- Se $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$, la soluzione acquosa è ACIDA
- Se $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$, " " " " BASICA

Per evitare di usare una notazione esponenziale, si ricorre all'operatore "p" che corrisponde all'opposto del log decimale.

$$pH = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$pOH = -\log_{10} [\text{OH}^-]$$

Una soluzione si definisce neutra se $pH = pOH = 7$

Una soluzione è ACIDA se $pH < 7$

" " " BASICA " $pH > 7$

NB: Non ha senso parlare di sostanze acide o basiche poiché il pH e il pOH si riferiscono alle soluzioni

ENTROPIA

Il primo principio della termodinamica non permette di conoscere la direzione e la spontaneità delle reazioni chimiche. Questo perché le reazioni chimiche sono spesso regolate da due fattori contrastanti: la tendenza a raggiungere uno stato di minima energia e la tendenza a raggiungere lo stato di massimo disordine.

Per stabilire se uno stato è più disordinato di un altro dobbiamo introdurre una nuova funzione di stato:
 e' ENTROPIA

$$S = k \cdot \ln(W)$$

numero di microstati corrispondenti ad un determinato sistema

costante di Boltzmann

$$k = \frac{R}{N_A} = 1.38 \cdot 10^{-23}$$

2° principio termodinamica: In un sistema isolato qualunque trasformazione

$$\Delta S_{uni} = \Delta S_{amb} + \Delta S_{sist} > 0$$

- L'entropia aumenta al crescere della temperatura. spontanea è accompagnata da un aumento di S

Più ordine → Meno ordine
 Solido → Liquido → Gas
 Solido cristallino → più liquido → Ioni in soluzione
 Solido cristallino → Gas + Ioni in soluzione

L'entropia può essere considerata una misura del numero di stati microscopici presenti in un sistema. Un sistema ordinato ha un'entropia minore rispetto ad un sistema disordinato poiché può essere realizzato in un numero minore di stati microscopici.

- Per l'entalpia c'è uno zero convenzionale (stato standard)

Per l'entropia invece c'è uno zero assoluto = a quello di un cristallo puro perfetto allo zero assoluto di T (3° principio termodinamica o teorema di Nernst)

L'energia dell'universo è costante.

L'entropia dell'universo aumenta e tende verso un massimo

- Per misurare la spontaneità di una reazione, è necessario introdurre una nuova funzione di stato: l'energia libera di Gibbs:

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

	ΔH	ΔS	ΔG
$\Delta G < 0$	+	-	> 0
$\Delta G > 0$	-	+	< 0
$\Delta G = 0$	+	+	dep. T
	-	-	" "

$\Delta G < 0$: trasformazione

SPONTANEA

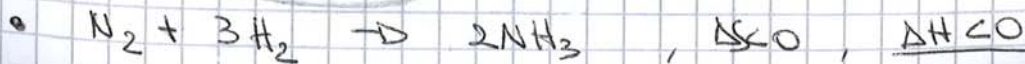
$\Delta G > 0$:

NON SPONTANEA

$\Delta G = 0$:

ALL' EQUILIBRIO

- Tanto più ΔG è < 0 , tanto più e' equilibrio e spontaneo verso i prodotti



Una cella voltaica (reazione redox SPONTANEA) funziona perché le due sostanze hanno diverse capacità di cedere elettroni.

La corrente I è un flusso ordinato di cariche ed è diretta in verso opposto al moto degli elettroni.
Gli elettroni fluiscono dall'elettrodo con maggiore tendenza a cedere elettroni (carico $-$) a quello con minore tendenza (carico $+$)

CATODO \rightarrow polo ^{potenziale elettrico maggiore} positivo, dove avviene la reazione di **riduzione**

ANODO \rightarrow polo negativo, " " " " " **ossidazione**

Se i due elettrodi vengono collegati ai cinescopi di un voltmetro è possibile misurare una d.d.p. che viene chiamata Forza elettromotrice della pila.

A causa della elevatissima ~~forza~~ resistenza interna del voltmetro, durante la misurazione non si ha praticamente passaggio di corrente, per cui la f.e.m. rappresenta la d.d.p. max tra i due elettrodi

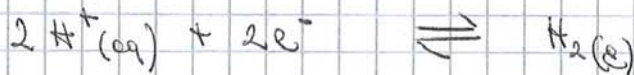
$$E = E_{\text{catodo (+)}} - E_{\text{anodo (-)}}$$

Poiché non è possibile conoscere il potenziale assoluto di un semielemento, si ricorre a un semielemento di riferimento a cui si attribuisce un potenziale convenzionale di $0V$ a qualunque temperatura



Una carica positiva si porta ad un potenziale elettrico maggiore o del tutto minore

ELETTRODO NORMALE A IDROGENO, costituito da una lamina di platino immersa in una soluzione acquosa $1,0M$ di H^+



L'elettrodo può funzionare sia da polo positivo che negativo

Il potenziale di un metallo a contatto con la soluzione dei propri ioni a concentrazione unitaria prende il nome di potenziale normale del metallo $E^0 = E^0_{\text{catodo}} - E^0_{\text{anodo}}$

La serie dei potenziali normali prende il nome di **serie elettrochimica**. Quanto più è positivo il valore di E^0 , tanto maggiore è la tendenza della specie a ridursi. Valori molto negativi di E^0 indicano invece una forte tendenza ad ossidarsi.

I valori della serie elettrochimica ~~sono~~ sono correlati a $25^\circ C$, $1atm$ e a concentrazioni ioniche unitarie. $1M$

Tanto maggiore è il valore di E^0 quanto maggiore sarà la stabilità della sua forma ridotta

ELETTROLISI

Precedentemente abbiamo visto come le reazioni redox spontanee possono essere utilizzate per trasformare energia chimica in energia elettrica.

Esiste però un altro processo, l'elettrolisi, che permette di far avvenire una reazione redox non spontanea, trasformando energia elettrica in energia chimica. Ciò avviene non più nelle celle voltaiche ma in quelle elettrolitiche.

Si collegano i due elettrodi ad un generatore di corrente continua. L'elettrodo collegato al polo positivo è detto anodo, mentre quello connesso al polo negativo cattodo.

↳ Avviene l'ossidazione

↓
Avviene la riduzione

Come conseguenza del passaggio di corrente, ai due elettrodi avvengono dei processi di ossidoriduzione.

Nelle elettrolisi parliamo di potenziale di decomposizione (Ed), che rappresenta il valore minimo di d.d.p. necessario perché si verifichi l'elettrolisi.

$$E_d = E_a - E_c$$

• LEGGI DI FARADAY

1°) La quantità di sostanza ridotta o ossidata all'elettrodo è direttamente proporzionale alla quantità di carica passata attraverso la cella.

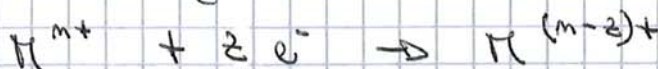
$$m = \text{costante} \times Q \quad \rightarrow \text{quantità di carica}$$

equivalente \rightarrow $= \text{costante} \times i \times t$
 elettrolisi $\rightarrow e_{el} = \frac{PE}{F} = \frac{PM}{zF}$ intensità corrente \rightarrow tempo

2°) Al passaggio di 1 Faraday (96485 C) si ossida o si riduce all'elettrodo una quantità in grammi della sostanza pari al suo PESO EQUIVALENTE.

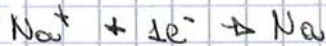
1 equivalente è la quantità che acquista o cede 1 mole di e^- .

Considerando una generica reazione:



$PE = \frac{PM}{z}$

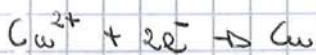
Es:



1eq

1mol

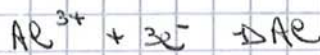
$$PE = PM$$



2eq

$\frac{1}{2}$ mol

$$PE = \frac{PM}{2}$$



3eq

$\frac{1}{3}$ mol

$$PE = \frac{PM}{3}$$

PILE A CONCENTRAZIONE

Le pile a concentrazione sono dei sistemi nei quali la p.e.m. non è dovuta all'accoppiamento di due semielementi diversi ma alla differenza di concentrazione che esiste tra due soluzioni nelle quali sono immersi elettrodi dello stesso tipo.

$$E = \frac{0,0592}{n} \log_{10} \frac{C_2}{C_1}$$

concentrazione

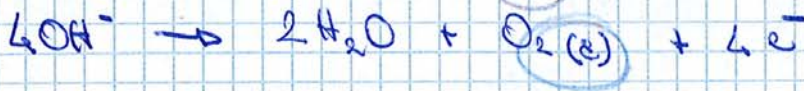
Quando facciamo l'elettrolisi di una PILE FORTE è come se fossimo elettrodi dell' H_2O

ELETTROLISI DELL'ACQUA

Consiste nella liberazione di H_2 GASSOSO e O_2 GASSOSA secondo le semireazioni:

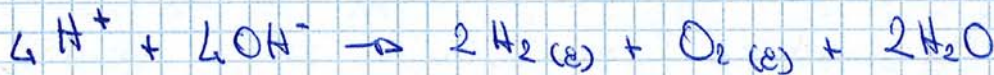


RIDUZIONE



OSSIDAZIONE

La reazione globale è:



ACCUMULATORI o batterie

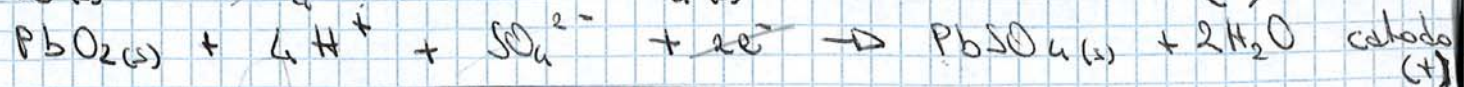
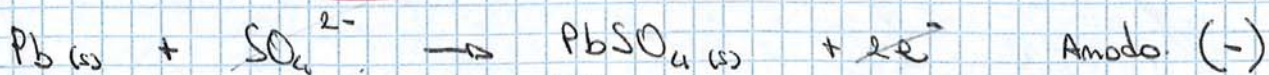
Sono sistemi elettrochimici reversibili, capaci di convertire energia elettrica in energia chimica durante la "carica" e di fornire energia elettrica a spese dell'energia chimica durante la "scarica".

L'accumulatore al piombo è costituito da due griglie di lega Pb-Sb (resiste meglio alla corrosione) immerse in una soluzione di H_2SO_4 . Le cavità della griglia da fondo del polo negativo sono riempite da Pb spugnoso; quelle della griglia da fondo del polo positivo con polvere di PbO_2 .

Ogni coppia di griglie costituisce un "elemento" che durante il funzionamento ha una d.d.p. di 2V.

In commercio si utilizzano batterie costituite da 6 o 12 elementi con d.d.p. = 12 o 24V.

Durante la SCARICA, la batteria si comporta come una cella voltaica C → E



CIMICA ORGANICA

Il carbonio ha numero atomico 6 e fa parte del IV gruppo (o 14) e del 2° periodo.
La sua struttura elettronica è $1s^2 2s^2 2p^2$ e forma 4 legami covalenti in tutti i composti in cui è presente (freme da in CO)

Il carbonio ha una notevole tendenza a legarsi con altri atomi di C e la notevole stabilità del legame C-C è il motivo principale della formazione di un numero molto elevato di composti.

Il carbonio ha anche la possibilità di formare legami doppi e tripli: $C=C$, $C\equiv C$

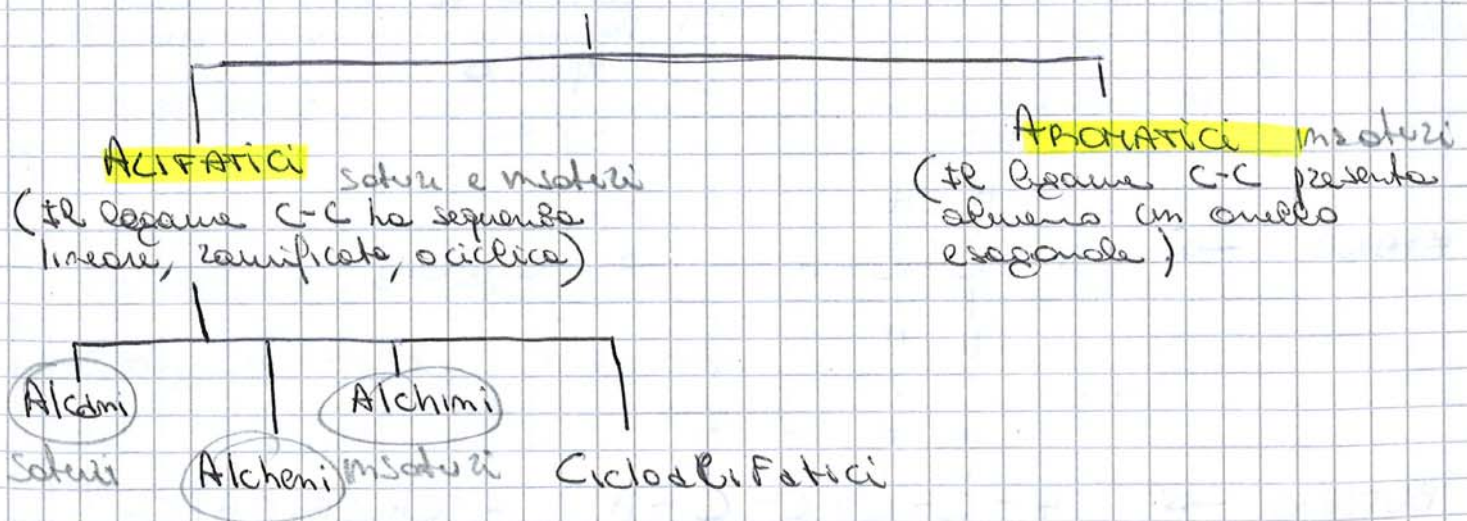
I composti organici possono essere classificati in base ai loro gruppi funzionali che sono responsabili delle eventuali analogie strutturali e chimiche

La classe più semplice è quella degli **idrocarburi** = $C + H$

Idrocarburi SATURI = in cui esistono solo legami C-C singoli

Idrocarburi INSATURI = " " legami C-C multipli

IDROCARBURI

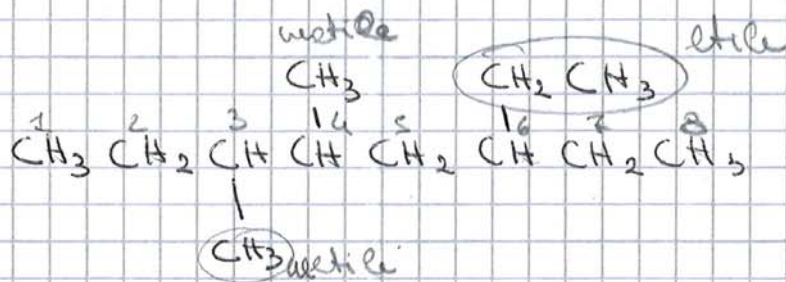


Due composti de puz avendo la stessa formula bruta, hanno diversa disposizione degli atomi rispetto alla catena principale, sono detti **isomeri di struttura o posizione**.

Nomeclatura:

- 1) Si individua la catena di atomi di C più lunga
- 2) Si identificano i gruppi alchilici attaccati a questa catena.
- 3) Si numerano gli atomi di C in modo da avere i radicali nelle posizioni più basse.
 Se sono presenti più radicali uguali si aggiunge il prefisso di, tri-...
 Se sono presenti radicali diversi si scrivono in ordine alfabetico

Es:



6 etil - 3,4 metilottano

Oltre che con una disposizione lineare o ramificata, gli atomi di C si possono disporre in modo da formare un anello. Abbiamo così i **cicloalcani** che hanno lo stesso nome dell'alcane preceduto da ciclo.

Il cicloalcano più semplice è il **CICLOPROPANO**

Formula generale: $C_n H_{2n}$

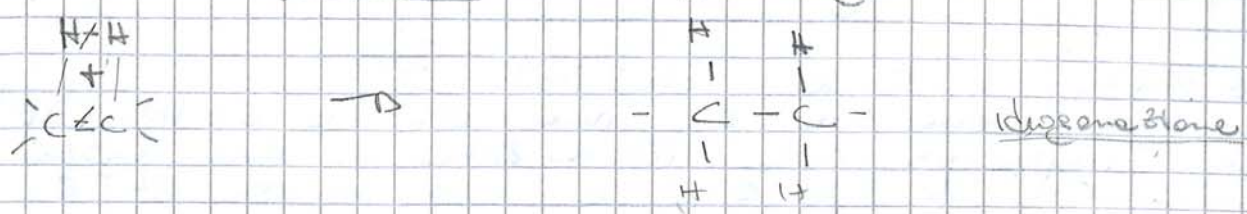
- $CH_2CH_2CH_3$ n-propile
- $CH_2CH_2CH_2CH_3$ n-butile

Condizione necessaria per l'esistenza dell'isomeria geometrica è che su ogni atomo di C del doppio legame ci siano due sostituenti diversi

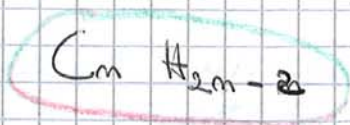
• Gli alcheni con più di un doppio legame sono chiamati dieni



REAZIONI DI ADDIZIONE al doppio legame



ALCHINI



Il primo composto è $C_2 H_2 =$ etino = acetilene

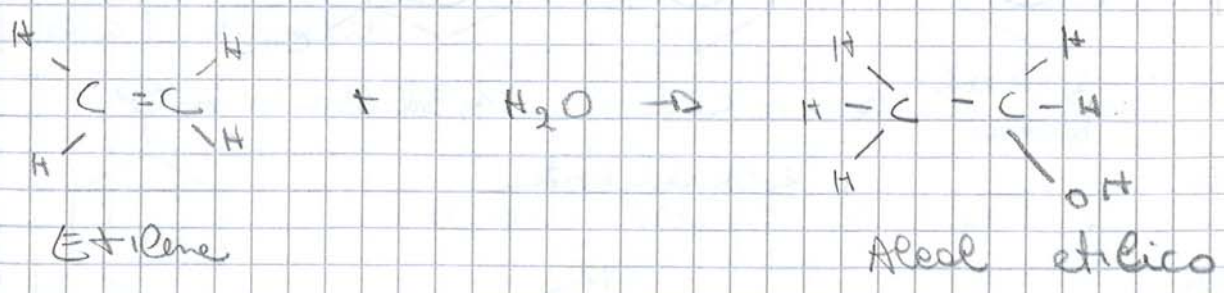
$C_3 H_4 =$ propino ; $C_4 H_6 =$ butino

Il nome deriva da quello degli alcheni ma si sostituisce -ano \rightarrow -ino

Nella loro molecola è presente un triplo legame $C \equiv C$, costituito da 1 legame σ e 2 π

formato dalla sovrapposizione di due orbitali sp

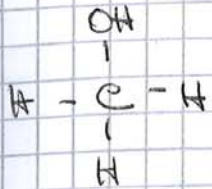
formato dalla sovrapposizione di due orbitali p non ibridizzati di C



ALCOOLI, FENOLI ED ETERI

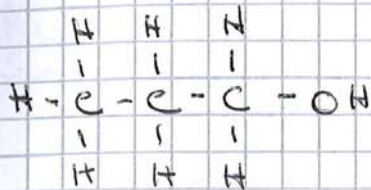
1) ALCOOLI

Sono caratterizzati dal gruppo funzionale $-OH$ legato ad una catena idrocarbica.
La nomenclatura forse per gli alcoli prevede di trasformare il suffisso $-o$ dell'alcano in $-olo$.



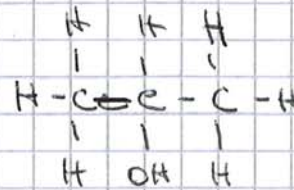
METANOLO

o ALCOL METILICO



1, PROPANOLO

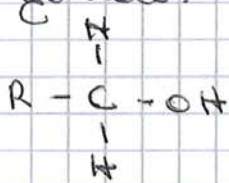
ALCOL PROPILICO



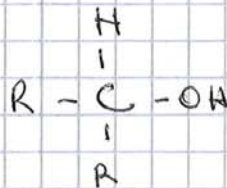
2, PROPANOLO

ALCOL ISOPROPILICO

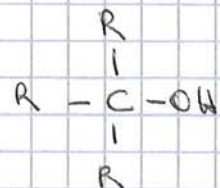
In generale:



Alcol primario



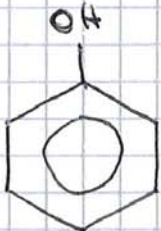
Alcol secondario



Alcol terziario

2) FENOLI

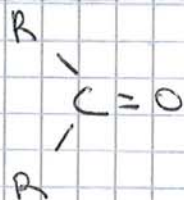
Il gruppo funzionale alcolico è legato direttamente ad un anello aromatico.



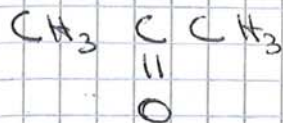
BENZENOLO, FENOLO o ACIDO FENICO

- Gli alcoli presentano buona solubilità in solventi polari come H_2O , ma questa diminuisce con l'aumentare di carboni della catena.
- Hanno proprietà anfotere (si comportano sia da base che da acido).

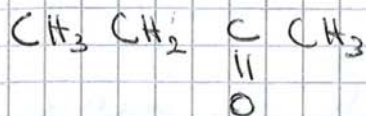
CHETONI



Ossidazione alcool secondari



PROPANONE (ACETONE)



BUTANONE

non

ACIDI CARBOSSILICI

Sono caratterizzati dall'aver un gruppo funzionale acido:

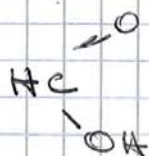
-COOH detto carbossile

Ossidazione di un aldeide idrocarburo

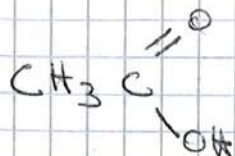


Molecole polari e basse acide

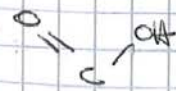
• Si sostituisce il suffisso -o del corrispondente alcool con -oico e si permette la parola acido



ACIDO FETANOICO (Acido formico)



ACIDO ETANOICO (Acido acetico)



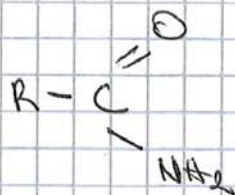
ACIDO BENZOICO

Reazioni:

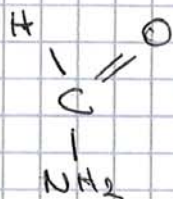
- 1) Acido carbossilico + idrossido \rightarrow sale + H_2O Salificazione
- 2) " + alcool \rightarrow estere + H_2O esterificazione

AMMIDI

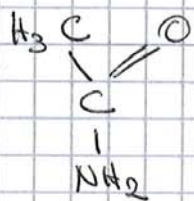
Possono essere considerati derivanti dagli acidi carbossici per sostituzione del gruppo $-OH$ con $-NH_2$



Il nome comune delle ammidi si ottiene dal nome dell'acido di provenienza sostituendo il suffisso $-ico$ con **AMMIDE**



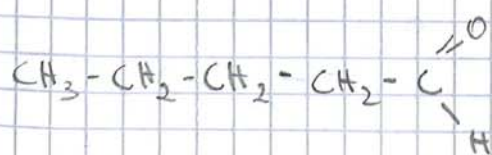
FORMAMMIDE



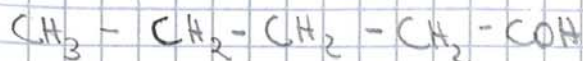
ACETAMMIDE

~~~~~

PENTANALE (aldeide)



PENTANOLO (alcol)



PENTANONE (chetone)

