



centroappunti.it

CORSO LUIGI EINAUDI, 55/B - TORINO

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 2483A

ANNO: 2020

A P P U N T I

STUDENTE: Riberi Matteo

MATERIA: Riberi Matteo - CHIMICA - Prof. Gerbaldi

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

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

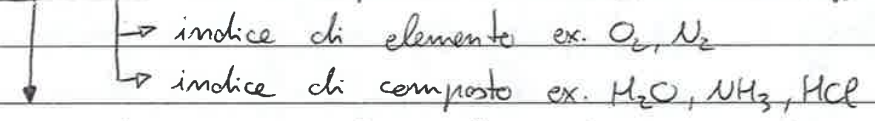
**ATTENZIONE: QUESTI APPUNTI SONO FATTI DA STUDENTIE NON SONO STATI VISIONATI DAL DOCENTE.
IL NOME DEL PROFESSORE, SERVE SOLO PER IDENTIFICARE IL CORSO.**

CHIMICA

ELEMENTO: tipo di sostanza più semplice, composto da atomi uguali

ATOMO: particella più piccola di un elemento

MOLECOLA: unità composta da 2 o 3 atomi differenti

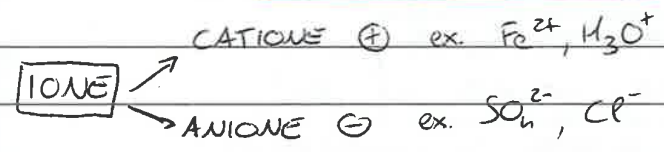


Se prende una molecola e la isola, lei sussiste come entità a se stessa

COMPOSTO: sostanza formata da diversi elementi, per sussistere ci devono essere una certa quantità di quelle molecole ex. $NaCl$

IONE: atomo o serie di atomi che ha perso/acquisito una serie di elettroni

TAVOLA PERIODICA



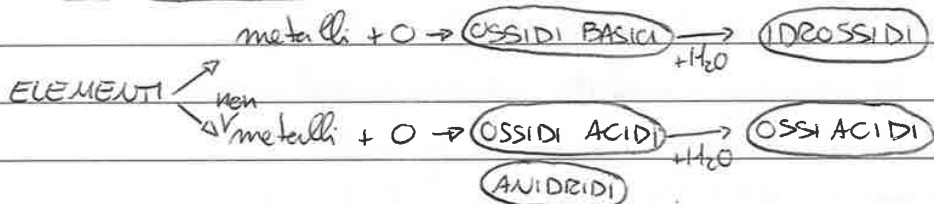
NUMERO ATOMICO	→ 47	1	← NUMERO DI OSSIDAZIONE
SIMBOLO	→ Ag	1,9	← ELETTRONEGATIVITA'
MASSA ATOMICA	→ 107,87	10,5	

Argento 10,5

NOMENCLATURA

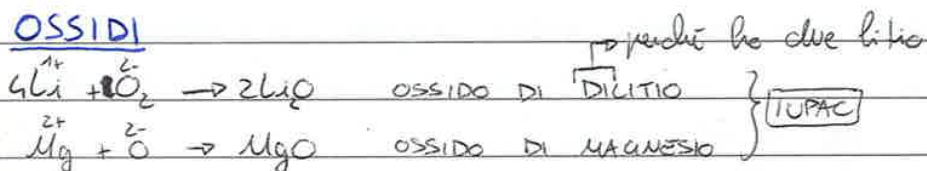
- IUPAC
- TRADIZIONALE
- STOCK

SUDDIVISIONE GENERALE DEI COMPOSTI



- PEROSSIDI** composti in cui O ha N.O. = -1
- IDRACIDI** alogeni o zolfo + H
- IDRURI** composti binari con H (N.O. = 1+)
- SALI** parte metallica (+) + parte non metallica (-)
BASICA ACIDA

OSSIDI

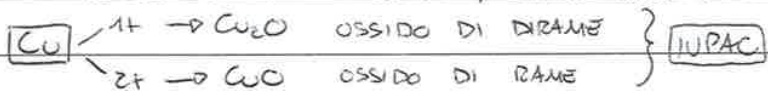


↳ calcina-ferrosa N.O. = 2+

¶ In un qualsiasi composto binario, a sinistra mette sempre

l'elemento con elettronegatività minore

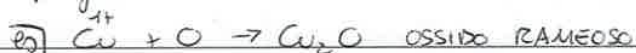
⇒ METALLI DI TRANSIZIONE, hanno tanti N.O.



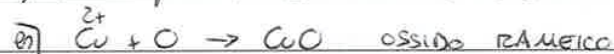
TRADIZIONALE

1) Se il metallo è presente con il suo N.O. c'è una il

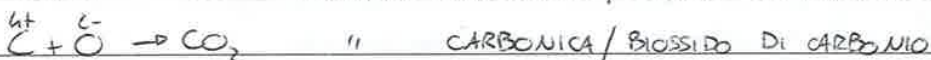
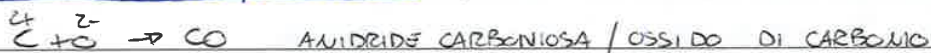
prefisso -OSO



2) Se è presente con N.O. > uno il prefisso -ICO



OSSIDI ACIDI / ANIDRIDI

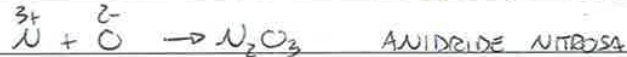
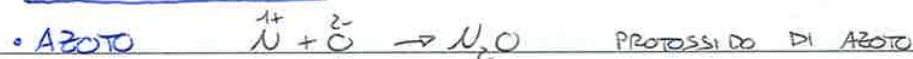


⇒ se ha più di 2 numeri di ossidazione per la nomenclatura tradizionale vale la seguente regola:

- per i due composti centrali vale la regola di prima
- per il N.O. più basso aggiungo il prefisso IPO- + -OSA
- per il N.O. maggiore aggiungo PER- + -ICA

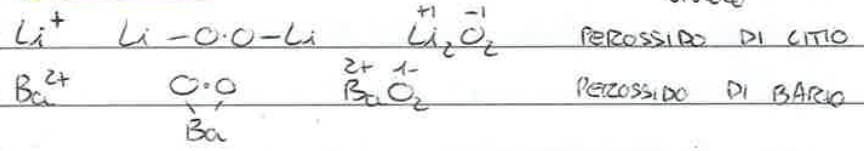


CASI PARTICOLARI



-O-O-
ha role un legame libero

PEROSSIDI O ha N.O. = 1-



IUPAC → usa i normali prefissi e suffissi

- Li_2O_2 BISSIDO DI LITIO
- BaO_2 BISSIDO DI BARIO
- H_2O_2 BISSIDO DI DIIDROGENO → ACQUA OSSIGENATA

IDRACIDI

1) H + alogene	→ HF ACIDO FLUORIDRICO	FLUORURO DI H
	→ HCl " CLORIDRICO	CLORURO DI H
	→ HBr " BROMIDRICO	BROMURO DI H
	→ HI " IODIDRICO	IODURO DI H

- 2) $H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S$ ACIDO SOLFIDRICO / SOLFURO DI DIIDROGENO
- 3) $H^+ + (CN)^- \rightarrow HCN$ ACIDO CIANIDRICO / CIANURO DI IDROGENO

IDRURI H + metalli alcalini / alcalino-terrosi

LiH	IDRURO DI LITIO	IDRURO DI LITIO
CaH_2	IDRURO DI CALCIO	DIIDRURO DI CALCIO
AlH_3	IDRURO DI ALLUMINIO	TRIIDRURO DI ALLUMINIO

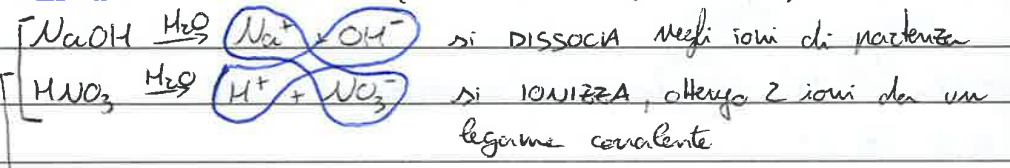
• 5 IDRURI COVALENTI (non metallo o semimetallo)

CH_4	METANO	TETRAIDRURO DI METANO
SiH_4	SILANO	TETRAIDRURO DI SILICIO
NH_3	AMMONIACA	TRIIDRURO DI AZOTO

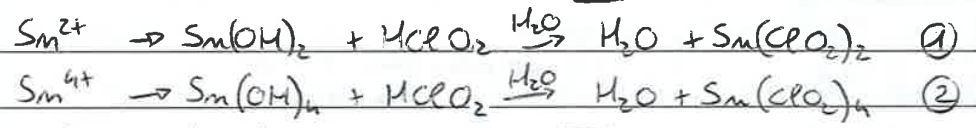
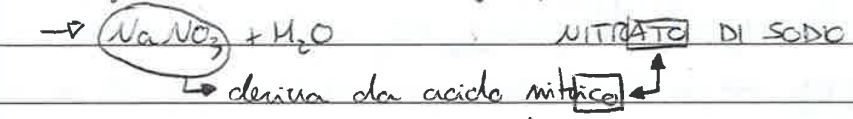
PH_3	FOSFINA	TRIIDRURO DI FOSFORO
AsH_3	ARSINA	TRIIDRURO DI ARSENICO

↓ L'ichagema e questi elementi hanno elettronegatività molto simile, quindi considero H con N.O. = 1+ anche se è a destra

SALCI acido + base (composto di tipo IONICO)



→ sciogliendoli insieme ottengo questi legami:



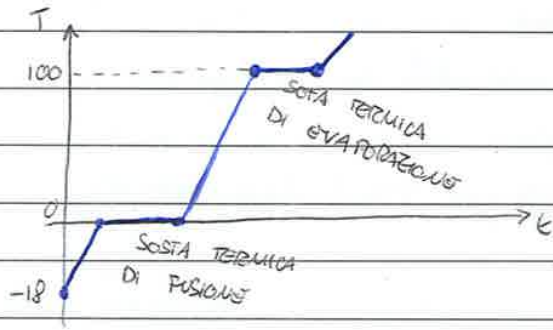
① (idrossido stannoso + acido cloroso) → CLORITO STANNOSO

② (idrossido STANNICO + acido cloroso) → CLORITO STANNICO

↓ Se l'acido di partenza ha prefisso:

-OSO	-ITO
-ICO	-ATO

Ogni sostanza pura ha una CURVA DI RISCALDAMENTO



Durante la SOSTA TERMICA tutta l'energia fornita è utilizzata per rompere i legami fra le molecole.

SOSTANZA: un corpo che possiede proprietà fisiche e chimiche ben definite, invariabili o variabili in limiti ristretti (formata da unità costituenti uguali l'una dall'altra).

MATERIALE: un corpo costituito da una o più sostanze, destinato a funzione specifica.

SOSTANZA → ELEMENTARE: composto dallo stesso tipo di atomi: N_2, O_2
→ COMPOSTO: costituito da molecole: H_2O

Un sistema si dice in EQUILIBRIO quando le sue proprietà sono costanti nel periodo di osservazione.

Un sistema è PURO solo se è formato da una singola sostanza.

! →

MISCIUGLIO: sistema formato da una o più sostanze

↳ OMogeneo: è costituito da una sola fase

↳ ETERogeneo: componenti diversi e frai fisicamente distinguibili

EMULSIONE: dispersione di un fluido in un altro fluido non miscelabile, sotto forma di minuscole goccioline

SCHIUMA: dispersione di un gas in un fluido

COLLOIDI: hanno caratteristiche intermedie a quelle omogenee e quelle eterogenee. Sono costituiti da due fasi, una di dimensioni microscopiche e una fase continua dispersante.

Una dispersione colloidale si distingue da una soluzione tramite l'effetto Tyndall.

! → I METODI DI SEPARAZIONE ! →

FILTRAZIONE: metodo fisico per separare un solido da un liquido

CENTRIFUGAZIONE: " " per separare miscele eterogenee

DISTILLAZIONE: " " per separare miscele omogenee in cui le sostanze hanno due temperature di ebollizione molto diverse fra loro

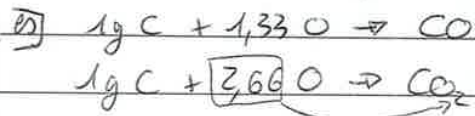
CROMATOGRAFIA: separare i componenti che si spostano con velocità diverse su un supporto trascinati da un solvente (FASE MOBILE)

CRISTALLIZZAZIONE FRAZIONATA: si fa passare una soluzione dallo stato liquido a quello gaseo, se i componenti hanno proprietà diverse.

→ della CONSERVAZIONE della MASSA

Legge di LAVOISIER: in una reazione chimica la somma delle masse di tutti i reagenti deve essere uguale alla somma delle masse dei prodotti

(Dalton) legge delle proporzioni multiple: in una reazione chimica le quantità di un atomo deve essere proporzionale nei suoi vari componenti



Le masse atomiche si possono misurare con lo SPETTROMETRO di MASSA

! La MASSA ATOMICA di un elemento è la MASSA RELATIVA rispetto all'isotopo ^{12}C del carbonio

L'unità di misura corrisponde a $\frac{1}{12}$ della massa del ^{12}C
 La MASSA ATOMICA è data dalla media pesata delle singole masse atomiche degli isotopi che costituiscono un elemento

⇒ la MASSA MOLECOLARE (MM) o PESO MOLECOLARE (PM) è la somma delle masse atomiche che compongono in una molecola

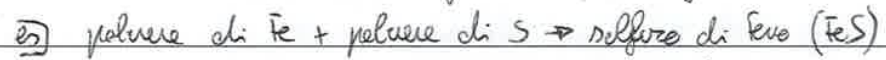


$MM(CO_2) = MA(C) + 2 \cdot MA(O) = 12,01 + 2 \cdot 15,99 = 44,01 [U]$

↓
 2 atomi di ossigeno unità di misura

La MOLE (mol)

→ grandezza che mette in relazione la massa in grammi di una sostanza con grandezza in g



ipotesi 1g di Fe da usare tutto quanto S serve?

! 1 atomo di Fe ha massa maggiore di 1 atomo di S quindi in 1g di S ci saranno più atomi

MOLE = quantità di sostanza che contiene un numero di particelle elementari uguale al N° di Avogadro

$6,022 \cdot 10^{23}$ particelle/mol ←

⇒ La massa in grammi di una mole di una qualsiasi sostanza è detta MASSA MOLECOLARE ed è numericamente uguale alla massa atomica, molecolare o della formula della sostanza

PERCENTUALI IN MASSA o COMPOSIZIONE PERCENTUALE



• $MA(H) = 2 \cdot 1,00794 U = 2,016 U$ $\%H = \frac{2,016}{98,08} =$

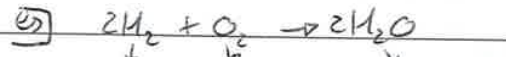
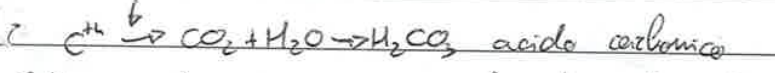
• $MA(S) = 32,06 U$ $\%S = \frac{32,06}{98,08}$

• $MA(O) = 4 \cdot 15,9994 = 64 U$ $\%O = \frac{64}{98,08}$

! Spesso si conosce la percentuale in massa ed è utile per ricavare la formula

2) Carbomate di Calcio

acido carbonico + Calcio



PM 4 PM 16 PM 18

PM 22 PM 32

$\frac{1000}{2} = 50$ moli di H in 100 grammi

=> di ossigeno deve essere la metà di moli -> 25

=> ottengo 50 moli di H₂O

LA STRUTTURA DELL'ATOMO

MODELLO DI RUTHERFORD -> gli elettroni ruotano attorno al nucleo seguendo un'orbita

La FISICA CLASSICA (materia ed energia sono due entità distinte) stabilizza che una carica \ominus che si muove attorno a una carica \oplus deve perdere energia, quindi collassare sul nucleo

Il modello venne spiegato con la formulazione della MECCANICA

QUANTISTICA

ONDA: variazione periodica e regolare di una certa proprietà

↳ definita da: lunghezza d'onda, frequenza, ampiezza e velocità

Una RADIAZIONE Elettromagnetica: è una perturbazione ondulatoria dei valori di campo elettrico e campo magnetico nello spazio che si propaga nel vuoto alla velocità c

PROPRIETÀ DI UN'ONDA Elettromagnetica

• LUNGHEZZA d'ONDA: distanza tra due punti del fenomeno ondulatorio che siano nella stessa situazione

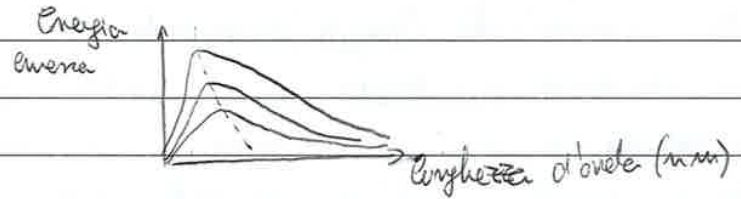
• FREQUENZA (v): numero di creste prodottesi nell'unità di tempo (1 s). Si misura in Hz

• $\lambda \cdot v =$ velocità di propagazione

• AMPIEZZA dell'ONDA (A): è l'altezza di un picco. L'energia associata ad un fenomeno ondulatorio dipende dal quadrato della sua ampiezza (A²)

QUANTIZZAZIONE DELL'ENERGIA

1) RADIAZIONE DEL CORPO NERO



Non si ottiene una distribuzione continua dell'energia. L'energia è quindi una grandezza QUANTIZZATA ed è descritta dalla formula:

$E = m \cdot h \cdot v$

Modello di Bohr → vale solo per IDROGENOIDI ($1e^-$)

- 1) l'elettrone descrive delle ORBITE CIRCOLARI attorno al nucleo
- 2) all' e^- sono permessi solo alcuni STATI STAZIONARI, orbite a cui corrisponde un valore definito di ENERGIA
- 3) se l'elettrone persiste nella sua rotazione non emette energia
- 4) Per passare da un livello all'altro l' e^- assorbe energia o la emette, sottoforma di FOTONI
- 5) l'energia del fotone emesso corrisponde alla differenza di energia delle due orbite e la FREQUENZA della RADIAZIONE EMESA dipende da:

$$(E_2 - E_1) = h \cdot \nu$$

NUMERO QUANTICO PRINCIPALE: indica il livello energetico associato all'orbita dell'elettrone $[n]$ va da $(0; +\infty)$

STATO FONDAMENTALE: livello più basso di energia

STATI ECCITATI: livelli superiori a quello fondamentale

IPOTESI DI SOMMERFELD

- introduce un NUMERO QUANTICO SECONDARIO (l), va da $(0; n-1)$
- prevede l'esistenza di orbite ECCENTRICHE

NUMERO QUANTICO MAGNETICO (m) va da $(-l; l)$ e definisce l'orientazione delle orbite nello spazio

→ ogni livello può avere più orbite, orientate in modo diverso nello spazio

④ NUMERO QUANTICO DI SPIN (s) solo 2 valori $\left\{ \begin{array}{l} = \frac{1}{2} (\uparrow) \\ = -\frac{1}{2} (\downarrow) \end{array} \right.$

indica il modo di rotazione dell'elettrone attorno al proprio asse (può essere ORARIO o ANTIORARIO)

IPOTESI di DE BROGLIE → tutta la materia si muove di moto ondulatorio, ovvero l'energia degli atomi è quantizzata a causa del moto ondulatorio degli elettroni

$$E = h \cdot \nu, E = m \cdot c^2, \nu = c / \lambda$$

$$m c^2 = h c / \lambda \rightarrow \lambda = \frac{h}{m c}$$

⇒ Ad una particella di massa m che viaggia a una velocità v possiamo associare una lunghezza d'onda:

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

ESPERIMENTO SULLA DIFFRAZIONE → si dimostra che un fascio di e^- si comporta come gli raggi x , quindi è costituito da un moto ondulatorio

PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE: non è possibile conoscere simultaneamente la posizione esatta e l'esatta quantità di moto di una particella subatomica.

→ è la precisione della ~~misura~~ posizione dell' e^- , < cioè la precisione con la quale possiamo conoscere la sua velocità e viceversa

$n \quad l \quad m$

1 0 0 → STATO FONDAMENTALE

2 0 0 } + sottolivelli diversi
2 1 -1, 0, 1

3 0 0

3 1 -1, 0, 1

3 2 -2, -1, 0, 1, 2

4 0 0

4 1 -1, 0, 1

4 2 -2, -1, 0, 1, 2

4 3 -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

⚠ All'aumentare di n aumenta il livello di energia presente in quell'orbitale. Ma fra due sottolivelli diversi dello stesso orbitale (ex. $n=2$ $\left\{ \begin{matrix} l=0 \\ l=1 \end{matrix} \right.$) il valore di energia associato è sempre lo stesso

Le FORME di orbitali (ovvero il numero l) sono descritte da delle lettere:

•) $n \ 0 \ 0$ → (s) forma circolare

•) $l=1$ → (p)

•) $l=2$ → (d)

•) $l=3$ → (f)

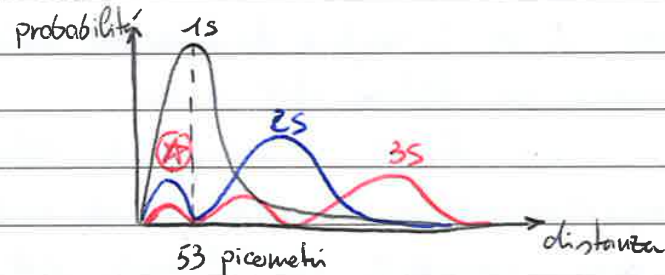
Per descrivere tutti gli elementi presenti nella tavola periodica, ovvero quelli conosciuti, la terza massima

(8d)

che si può ottenere è $n=8, l=3, m=-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$

ORBITALI DI TIPO S

La soluzione dell'equazione di Schrödinger per l'orbitale 1s dell'atomo di H è una funzione i cui valori dipendono solamente dalla distanza r dell'e⁻ attorno al nucleo.

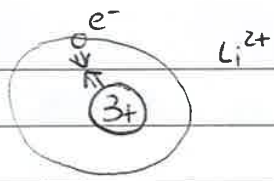


⚠ All'aumentare di n , aumentano i nodi, ovvero i punti in cui è sicuro di non trovare l'elettrone. 3 nodi di 2s e 3s coincidono con il punto di massima probabilità dell'orbitale 1s.

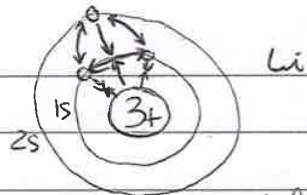
effetto della penetrazione orbitale (★)

In un dato istante può succedere che l'elettrone sul livello 2s o 3s sia più vicino dell'elettrone presente sul primo livello.

⇒ Questo effetto diminuisce, fino a scomparire, all'aumentare di l



difficile da circondare



orbitale meno stabile

Il livello di schermatura è abbassato dall'effetto di penetrazione orbitale. Infatti l'elettrone presente nell'orbitale 2s può transcorrere alcuni istanti più vicini al nucleo rispetto agli altri due elettroni e questo implica un abbassamento dell'energia dell'orbitale.

⇒ gli effetti congiunti di penetrazione e schermatura generano una differenziazione dei livelli energetici tra orbitali di tipo diverso.

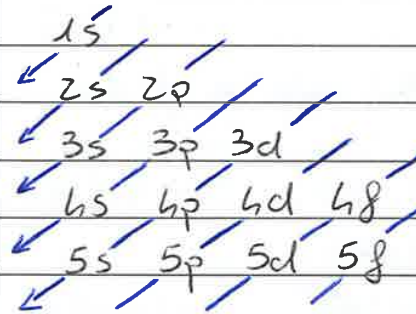
Sono invece DEGENERI (stesso livello di energia) gli orbitali dello stesso tipo e dello stesso livello (stesso n e stesso l)

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI: All'interno di ogni orbitale possono esserci massimo 2 elettroni, con spin opposto.

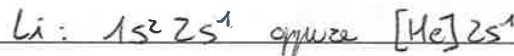
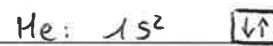
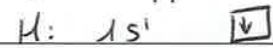
PRINCIPIO DELL'AUFBAU: Gli orbitali si riempiono tenendo conto dei loro livelli energetici, secondo il seguente

schema:



REGOLA DI HUND: Due o più elettroni si distribuiscono nel maggior numero di orbitali degeneri possibile, disponendosi a spin paralleli.

Solo dopo che tutti gli orbitali sono stati occupati da 1 elettrone, il successivo si accoppia al preesistente con spin opposto.



→ rappresentazione che tiene conto solo degli elettroni di VALENZA

sostanze DIAMAGNETICHE: presentano tutti gli elettroni accoppiati

sostanze PARAMAGNETICHE: presentano elettroni spaiati, non reagisce a un campo magnetico

LA TAVOLA PERIODICA

→ Tutte le proprietà fisiche e chimiche degli elementi variano con regolarità lungo la tavola periodica

Le PROPRIETÀ PERIODICHE risultano direttamente influenzate dalla configurazione elettronica:

- raggio atomico
- energia di ionizzazione
- affinità elettronica

(l'elettronegatività non è una proprietà atomica, in quanto vale solo nel confronto fra due atomi)

• RAGGIO ATOMICO: è la metà della distanza minima di avvicinamento fra due atomi dello stesso elemento

↓ gruppo
periodo → DIMINUISCE perché aumenta Z_{eff}

CRESCE perché aumenta n

! nei metalli di transizione sono presenti numerose eccezioni a causa dell'effetto di schermatura degli elettroni presenti nell'orbitale di tipo d

• ENERGIA DI IONIZZAZIONE: energia necessaria per la rimozione completa di uno degli elettroni più esterni da un atomo isolato in forma gassosa

È espressa in $\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ed è sempre un valore

POSITIVO, perché per strappare un elettrone a un atomo dovrà sempre fornirgli energia (reazione ENDOTERMICA)

ENERGIA DI PRIMA IONIZZAZIONE (E_{I1}): energia richiesta per strappare il primo atomo

ENERGIA DI SECONDA IONIZZAZIONE (E_{I2}): " " per strappare il secondo elettrone

! $E_{I1} < E_{I2} < \dots < E_{In}$ perché il primo elettrone è sempre il più esterno, quindi il più facile da strappare

gruppo



DIMINUISCE perché aumenta il raggio, e l'elettrone più esterno è sempre più lontano dal nucleo

periodo → AUMENTA perché aumenta Z_{eff} e quindi è più difficile strappare un elettrone

! Tuttavia ci sono molte eccezioni, anche a partire dagli elementi con solo orbitali s e p

Li: $2s^1$

Be: $2s^2$

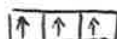
B: $2s^2 2p^1$



→ è più facile strappare un elettrone al boro che al berillio

N: $2s^2 2p^3$

O: $2s^2 2p^4$



→ è più facile strappare all'O, dove si trova in coppia

LEGAME CHIMICO

LEGAMI INTRAMOLECOLARI

LEGAMI INTERMOLECOLARI

IONICO

METALICO

COVALENTE

purco polare dativo

forze di
VAN DER WAALS

legame
IDROGENO

REGOLA DELL'OTTEIO: (Lewis, 1916) un atomo è particolarmente stabile quando ha 8 elettroni nello stato di valenza, ovvero quando raggiunge la configurazione elettronica di un gas nobile.

LEGAME IONICO

- sostanze che cedono facilmente e^- (ALCALINI)
 - sostanze che acquistano facilmente e^- (ALOCENI)
- ⇒ INTERAZIONE DI NATURA ELETTROSTATICA, la differenza di elettronegatività fra i due elementi deve essere maggiore di 2 ⇒ TRASFERIMENTO di elettroni

ENERGIA RETICOLARE: energia rilasciata quando un solido ionico si forma dai suoi ioni. È una misura della stabilità del reticolo cristallino, dipende dal prodotto delle

cariche degli ioni

$$E_r = -M \cdot \frac{N e^2}{4\pi \epsilon_0 d}$$

↑ carica · carica

↓ distanza

costante di MADDELUNG:
dipende dal tipo di struttura cristallina
e dal numero di coordinazione

NUMERO DI COORDINAZIONE: numero di ioni di segno opposto che circondano uno ione.

↓ l'energia reticolare indica l'INTENSITÀ delle INTERAZIONI IONICHE e INFLUENZA le PROPRIETÀ dei composti ionici (temperatura di fusione, durezza e solubilità)

② distanza fra gli ioni ⇒ ① energia reticolare
perché il valore di $N e^2$ non cambia mai, quindi più piccoli sono gli ioni e maggiore è l'energia reticolare

• Condizione necessaria per formare un legame ionico:

$E_r >$ energia richiesta per formare gli ioni
infatti viene spesa energia per formare gli ioni, ma questa energia viene poi riacquisita quando gli ioni si attraggono reciprocamente per formare il solido

LEGAME COVALENTE

- sostanze con valori di elettronegatività non troppo differenti, non ci sono le condizioni per la formazione di ioni

STRUTTURA DI LEWIS

$$x_N = 3,0$$

$$x_F = 4,0$$

1) formula molecolare: NF_3

$$8e^- \cdot 4 = 32 \text{ elettroni TOT}$$

↓ OTTETO
↓ NUMERO DI ATOMI

2) somma degli e^- di valenza

$$N = 5e^-$$

$$F = 7e^- \cdot 3 = 21e^-$$

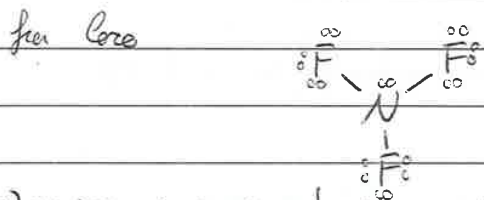
$$\left. \begin{array}{l} N = 5e^- \\ F = 7e^- \cdot 3 = 21e^- \end{array} \right\} 5 + 21 = 26e^- \text{ effettivi disponibili}$$

$$32 - 26 = 6e^- : 2 = 3 \text{ legami}$$

↳ elettroni che formano un legame

3) posizionare gli atomi

⇒ le molecole di F devono essere il più lontane possibile fra loro



4) unisco i vari atomi con legami semplici, e se il numero di legami calcolato è maggiore aggiungo legami doppi o tripli

5) Dispongo gli elettroni restanti come doppietti solitari in modo che ogni atomo abbia 8 elettroni attorno

7) HCN $18e^-$ TOT

$$N = 5e^-$$

$$C = 4e^-$$

$$H = 1e^-$$

$$\left. \begin{array}{l} N = 5e^- \\ C = 4e^- \\ H = 1e^- \end{array} \right\} 5 + 4 + 1 = 10e^- \text{ disponibili}$$

$$18 - 10 = 8 : 2 = 4 \text{ legami}$$



8) HNO_3 $34e^-$ TOT

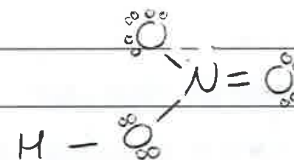
$$H = 1e^-$$

$$N = 5e^-$$

$$O = 6e^- \cdot 3 = 18$$

$$\left. \begin{array}{l} H = 1e^- \\ N = 5e^- \\ O = 6e^- \cdot 3 = 18 \end{array} \right\} 24e^- \text{ disponibili}$$

$$34 - 24 = 10 : 2 = 5 \text{ legami}$$

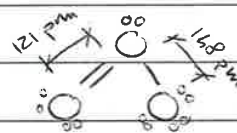
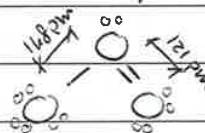


9) ozono O_3 secondo Lewis:

$$8 \cdot 3 = 24e^- \text{ TOT}$$

$$24 - 18 = 6 : 2 = 3 \text{ legami}$$

$$6 \cdot 3 = 18e^- \text{ disp.}$$



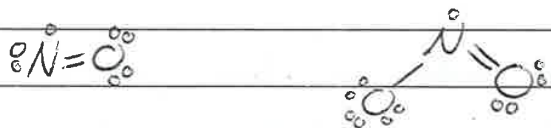
STRUTTURA LIMITE

Quando in una molecola sono presenti dei legami multipli, è possibile scrivere più formule di strutture STRUTTURE LIMITE (di RISONANZA): hanno la stessa posizione relativa degli atomi, ma di differenti posizioni delle coppie di e^- di legame e di e^- solitari

Tra i due elementi ($Cl \leftrightarrow Be$ e $F \leftrightarrow B$) c'è una forte differenza di elettronegatività, quindi Cl e F non cedono nessuna coppia di elettroni per far raggiungere l'ottetto a Be e B.

2) MOLECOLE CON UN NUMERO DISPARI DI e⁻ (RADICALI LIBERI)

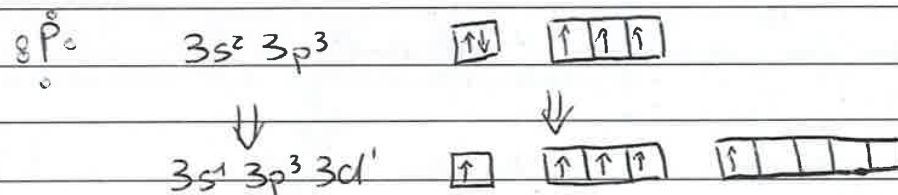
- contengono un elettrone spaiato
- sono molecole paramagnetiche molto reattive (principalmente sono molecole con l'atomo centrale che fa parte di un gruppo disperso es) N, Cl)



3) GUSCI DI VALENZA (OTTETTI ESPANSI)

molecole che possono avere più di 8 elettroni attorno all'atomo centrale

→ Possano farlo quegli atomi che hanno orbitali estesi o vuoti, e orbitali s e p occupati (non metalli del periodo 3 in giù)

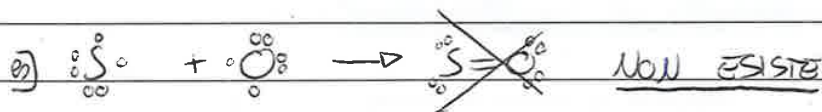


In questo modo il fosforo può formare 5 legami perché ha 5 slot da riempire

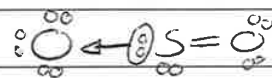
LEGAIONE COVALENTE DATIVO (o DI COORDINAZIONE)

↳ si forma quando la coppia di elettroni condivisa è fornita da uno solo dei due atomi che partecipano al legame

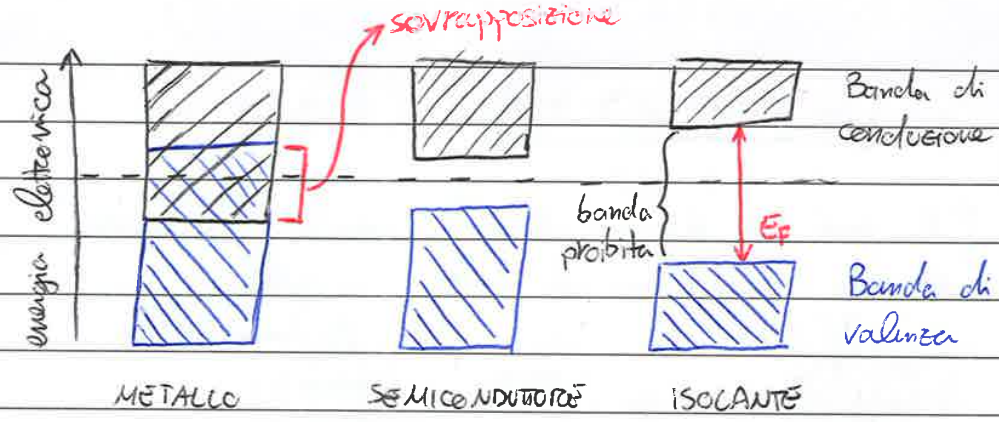
LEGAIONE → atomo DONATORE + atomo ACCETTORE
 BASE di Lewis ACIDO di Lewis



esistono però SO_2 ed SO_3 , perché con 2 o 3 legami lo S diventa più stabile



* l'ossigeno porta da una conf. $s\ddot{O}$ ad una con \ddot{O} , spostando uno dei due e liberi formando una coppia

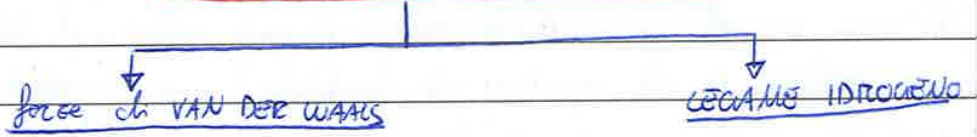


I CONDUTTORI METALLICI hanno una banda di valenza attaccata o addirittura sovrapposta a quella di conduzione. Possono quindi facilmente passare da un livello di energia E_1 ad E_2 , generando corrente elettrica per imposizione di una differenza di potenziale.

L'ENERGIA di FERMI (E_F) è il valore dell'energia che separa il più alto livello energetico occupato dal più basso livello non occupato nello stato fondamentale.

Nei SEMICONDUTTORI la banda di conduzione è separata dalla banda di valenza da un piccolo gap energetico, mentre negli ISOLANTI il gap energetico è molto forte.

FORZE INTERMOLECOLARI



- forze di VAN DER WAALS
- 1) dipolo permanente - dipolo permanente
 - 2) dipolo permanente - dipolo indotto
 - 3) dipolo istantaneo - dipolo indotto

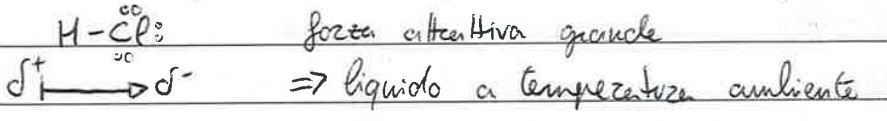
⇒ la temperatura di ebollizione e fusione delle varie sostanze sono largamente influenzate dall'entità di queste forze.

FORZE DI VAN DER WAALS - interazioni deboli

↳ interazioni di tipo elettrostatico

1) interazioni dipolo permanente - dipolo permanente

⇒ si manifestano tra i dipoli delle molecole polari



$H-\overset{\ominus}{\underset{\ominus}{Br}}$ è più grande di HCl, quindi gli elettroni sono più facilmente spostabili e quindi le interazioni saranno più forti

⇒ HBr bolle dopo HCl

2) interazioni dipolo permanente - dipolo indotto

Il campo elettrico prodotto da ogni molecola polare

$T_{eb}(CH_4) < T_{eb}(SiH_4) \rightarrow$ rispetta la regola

$\left. \begin{array}{l} \text{" } NH_3 \gg \text{" } PH_3 \\ \text{" } H_2O \gg \text{" } H_2S \\ \text{" } HF \gg \text{" } HCl \end{array} \right\} \text{non rispetta}$

\Rightarrow Questo significa che ad es. H_2O avr  forze intermolecolari molto maggiori di H_2S , anche se la molecola di O   pi  piccola di S e quindi dovrebbe essere meno polarizzabile

\rightarrow queste forze intermolecolari prendono il nome di LEGAME IDROGENO, un'interazione che si stabilisce tra un atomo di H, legato a un elemento piccolo e molto elettronegativo (O, F, N) e un elemento molto elettronegativo di un'altra molecola: questo avviene perch  il dipolo $H^{\delta+}$   molto piccolo (H^+   un protone, quindi $H^{\delta+}$   quasi piccolo come un protone) e questo gli consente di avvicinarsi a un dipolo negativo δ^- sufficientemente piccolo

\Rightarrow la distanza di un legame idrogeno si avvicina a quella di un legame vero e proprio.

∇H_2O non HA un legame idrogeno

H_2O DA un legame idrogeno

CONSEQUENZE (H_2O)

- formazione di una struttura cristallina allo stato solido meno densa del liquido (Volume \uparrow) \Rightarrow il ghiaccio galleggia sull'acqua

Il processo di fusione comporta la rottura di un certo numero di legami idrogeno e quindi una diminuzione del volume

- tensione superficiale
- viscosit 

TEORIA DEL LEGAME DI VALENZA (teoria VB)

\hookrightarrow il legame covalente viene descritto come una sovrapposizione degli orbitali atomici che ospitano i due e⁻ da condividere

∇ questa teoria non spiega alcune caratteristiche, come il fatto che O_2 sia una molecola PARAMAGNETICA

\rightarrow La teoria VB: la molecola di H_2

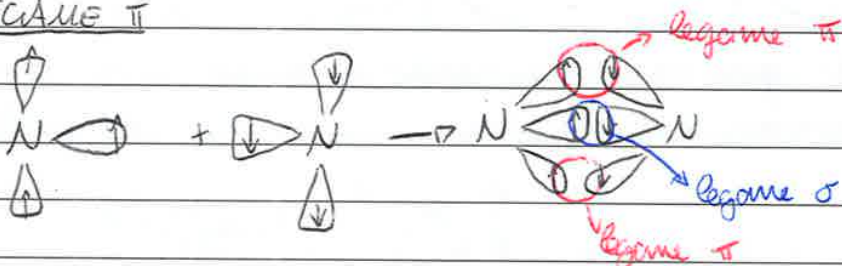
DIAGRAMMA di LEONARD-JONES: variazione dell'E potenziale del sistema in funzione della distanza fra gli atomi

\Rightarrow supponiamo di avvicinare progressivamente 2 atomi di H infinitamente lontani tra loro:

Questa tipo di sovrapposizione genera un legame particolarmente intenso, detto LEGAME σ

! solo un orbitale può formare un legame σ (sovrapposizione ottimale). Gli altri orbitali formano un legame covalente più debole, detto

LEGAME π



\Rightarrow un legame doppio non ha un'energia doppia di un legame singolo

! le molecole legate fra loro con un legame singolo hanno libertà di rotazione attorno al legame σ

Se invece si forma un legame π la rotazione non è più possibile. I legami multipli bloccano i due atomi nella loro posizione iniziale

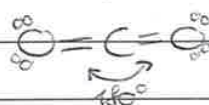
TEORIA VSEPR

! la teoria VB, secondo cui la geometria di una molecola dipende dall'orientazione degli orbitali che si sovrappongono per formare i legami, non spiega la geometria di alcune molecole (es. H_2O)

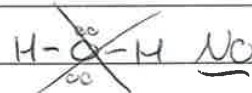
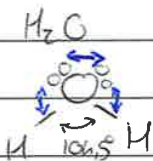
\Rightarrow i doppietti di e^- più esterni (di valenza) si RESPINGONO, tendendo a disporsi il più lontano possibile gli uni dagli altri, in modo da rendere minima la forza repulsiva e più stabile l'intera molecola

\Rightarrow i doppietti solitari (non impegnati in legami) tendono ad occupare un volume maggiore rispetto ai doppietti elettronici condivisi (impegnati in legame) ed esercitano pertanto una forza repulsiva maggiore.

es) CO_2



\Rightarrow l'atomo centrale non possiede e^- spaiati



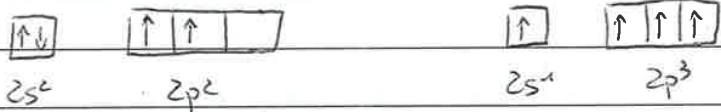
TEORIA DELL'IBRIDAZIONE ORBITALICA



Il carbonio dovrebbe dare solo 2 legami di tipo covalente

PROMOZIONE ELETTRONICA: consente ad un atomo di spostare un elettrone da un orbitale superficiale rotto ad un orbitale superficiale vuoto

STATO FONDAMENTALE \Rightarrow STATO ECCITATO



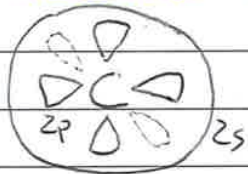
Questo avviene perché fra il livello $2s$ e quello $2p$ non c'è una forte differenza di E_{pot} , quindi l'elettrone può spostarsi abbastanza facilmente

L'IBRIDAZIONE è un procedimento di combinazione matematica delle funzioni d'onda originarie che intercorrono ORBITALI SUPERFICIALI con un contenuto energetico non molto diverso.

•) IBRIDAZIONE sp^3 ($\frac{1}{4}$ carattere $s + \frac{3}{4}$ carattere p)

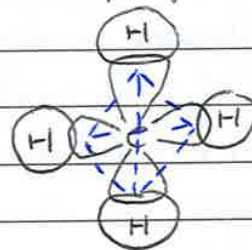
4 orbitali di partenza

\rightarrow ricombinando le funzioni d'onda si ottengono 4 nuovi orbitali



\rightarrow i nuovi orbitali hanno un lobo con superficie di legame maggiore dell'altro, quindi tendono ad orientarsi verso i vertici del tetraedro per formare un legame

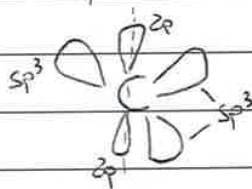
es) CH_4



•) IBRIDAZIONE sp^2 ($\frac{1}{3}$ carattere $s + \frac{2}{3}$ carattere p)

\rightarrow ad esempio il C , che ha 1 orbitale $2s$ e 3 orbitali $2p$, unisce il $2s$ e 2 $2p$ per formare 3 ibridi sp^2

\Rightarrow in questo modo può formare 3 legami σ e un legame π , con l'orbitale $2p$ rimanente invariato.



l'orbitale $2p$ si dispone perpendicolarmente al piano di ibridazione

•) IBRIDAZIONE sp ($\frac{1}{2}$ carattere $s + \frac{1}{2}$ carattere s)

\rightarrow la combinazione di 1 orbitale di tipo s con uno di tipo p genera due orbitali di tipo sp , che si dispongono a 180° l'uno dall'altro.

In generale: da n orbitali atomici si ottengono n orbitali molecolari, metà di legame e metà di antilegame.

→ se dalla combinazione degli orbitali si ottiene un numero dispari, esiste presente 1 orbitale di non legame

CRITERI DI COMBINAZIONE ORBITALE

1) si possono combinare solo orbitali che possiedono energie non troppo DIVERSE fra loro

H: $1s$ Li: $1s2s$

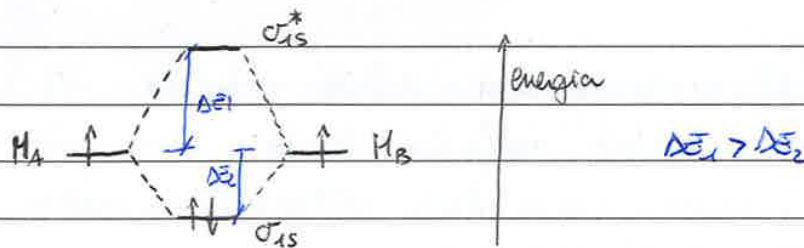
⇒ l'H non si combinerà con l' $1s$ del Li perché non hanno la stessa energia. Infatti il Li ha 3 protoni che quindi applicano più forza sull' $1s$.

gli orbitali che si combinano saranno $1s(H)$ e $2s(Li)$

2) Le aperture di inviluppo degli orbitali atomici devono sovrapporsi il più possibile. Se due orbitali danno una sovrapposizione trascurabile non possono formare orbitali molecolari.

⇒ ai legami contribuiranno essenzialmente gli elettroni più esterni

3) si possono combinare solo gli orbitali con la stessa simmetria attorno all'asse internucleare

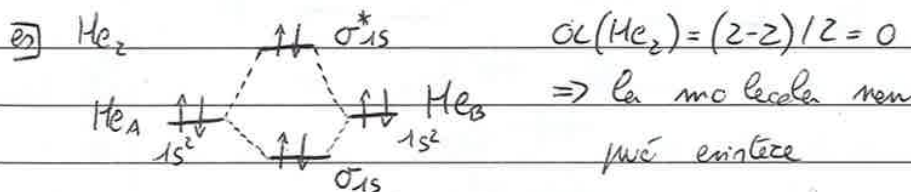


ORDINE DI LEGAME: $OL = (n_e - n_e^*) / 2$

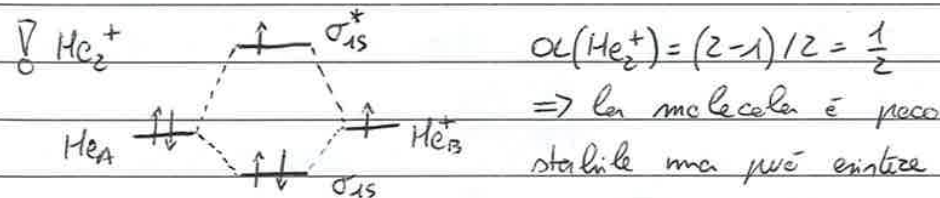
n_e nell'orbitale molecolare di legame n_e^* nell'orbitale molecolare di antilegame

$OL(H_2) = (2 - 0) / 2 = 1 \Rightarrow$ la molecola H_2 esiste e avrà un legame sicuro

> ORDINE DI LEGAME ⇒ > energia di legame, < distanza fra i nuclei



⇒ la molecola non può esistere



⇒ la molecola è poco stabile ma può esistere

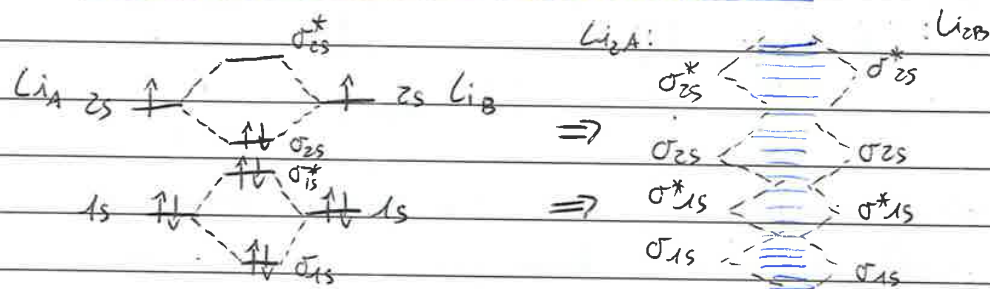
HOMO: (Highest Occupied Molecular Orbital)

è l'ultimo orbitale contenente elettroni

⇒ Nella costruzione degli OM per le molecole biatomiche eteronucleari occorre tener conto che gli atomi di elementi più elettronegativi attraggono maggiormente i propri elettroni vicino al nucleo

→ gli orbitali di due molecole diverse avranno diversi livelli energetici e gli OM risultano quindi ASIMMETRICI

MODELLO A BANDE DI CONDUCIONE



⇒ Combinando diverse molecole si ottiene una sovrapposizione dei vari livelli energetici (sia quelli pieni di e^- che quelli vuoti!). Si arriva ad una situazione in cui i livelli energetici sono completamente sovrapposti e l'elettrone non riesce più a distinguere l'orbitale molecolare in cui si trova

LO STATO GASSOSO

Un gas si dice PERFETTO o IDEALE se può essere descritto come insieme di particelle puntiformi che non esplicano interazioni reciproche

⇒ in realtà non esiste ma in opportune condizioni (alte T e basse pressioni) i gas possono avvicinarsi a tale modello ideale

MODELLO DEI GAS PERFETTI - $\left\{ \begin{array}{l} \rightarrow 3 \text{ leggi empiriche, mantenendo} \\ \text{una variabile costante} \\ \rightarrow \text{mette in relazione tutte e tre le} \\ \text{variabili di stato (p, V, T)} \end{array} \right.$

Legge di Boyle → temperatura costante

$$P \cdot V = K \Leftrightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Legge di Charles → pressione costante

$$V/T = K \quad V_1 : T_1 = V_2 : T_2$$

Temperature in Kelvin

Legge di Gay-Lussac → volume costante

$$P : T = K \Leftrightarrow P_1 : T_1 = P_2 : T_2$$

Lo principio di Avogadro $\frac{V}{n} = K$

una mole di ogni gas contiene lo stesso numero di molecole ($6,022 \cdot 10^{23}$) e quindi deve occupare lo stesso volume ad una certa temperatura e pressione

LEGGI DI HENRY → solubilità dei gas nei liquidi

$$C = (K) \cdot P \quad \text{con } T \text{ costante}$$

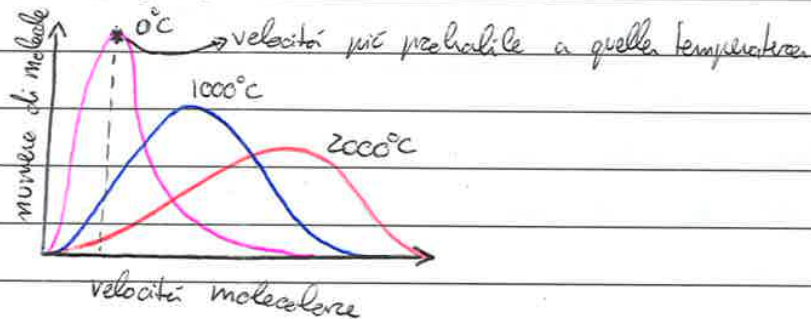
dipendente dal solvente e dalla temperatura

! Se la $T \uparrow$ la solubilità diminuisce perché aumentano i MOTI MOLECOLARI, che causano un allentamento delle molecole gemose dalla fase liquida

TEORIA CINETICA DEI GAS

3 postulati fondamentali:

- 1) il volume di una SINGOLA PARTICELLA è TRASCURABILE rispetto al volume del recipiente
- 2) le particelle si muovono in moto rettilineo casuale continuo, tranne quando urtano con le pareti del recipiente o l'una contro l'altra
- 3) gli urti sono ELASTICI, ovvero l'energia cinetica delle particelle rimane COSTANTE



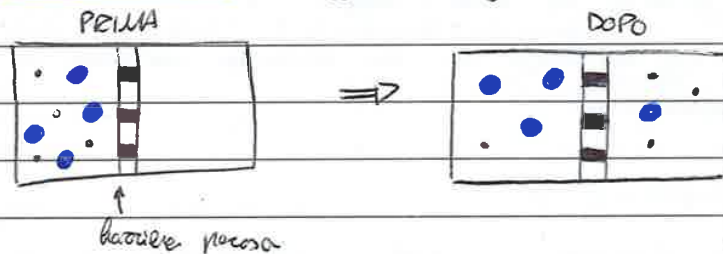
→ l'energia cinetica del gas dipende direttamente dalla temperatura

$$E_k = \frac{3}{2} K T$$

La FREQUENZA DEGLI URTI è correlata al cammino libero medio λ e alla velocità media v_m

$$\lambda = \frac{v_m}{f_{urti}}$$

Legge di Graham → effusione gassosa



Il gas più piccolo ha una v maggiore quindi colpisce più volte la barriera e quindi permea più rapidamente attraverso i pori

! le molecole di MASSA MAGGIORE si muovono con VELOCITÀ MINORI

La DIFFUSIONE CLASSICA è il processo in cui un gas si mescola con un altro gas per occupare lo spazio con

→ ogni atomo che si trova nella cella sia circondato dal medesimo intorno

Si può dimostrare che le strutture cristalline possono essere raggruppate in 7 diversi sistemi (come enumerati)

- 1) CUBICO (NaCl, Cu)
- 2) TETRAEDRICO
- 3) ROMBICO
- 4) TRIGONALE
- 5) ESAGONALE (grafite, quarzo)
- 6) MONOCLINICO
- 7) TRICLINICO

RETICOLI DI BRAVAIS (1848)

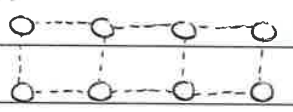
→ la cella deve essere scelta in modo che ciascun atomo abbia lo stesso intorno

⇒ Bravais dimostrò che ci sono 14 possibili DISTRIBUZIONI SPAZIALI degli atomi nei 7 sistemi che soddisfanno questa condizione

I tipi di centatura dei RETICOLI di BRAVAIS sono:

1) Primitivo o semplice (P)

ogni cubo non condivide NESSUN PUNTO con il precedente

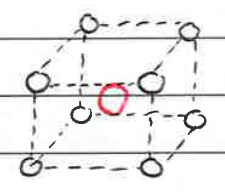


$\frac{1}{8} \times 8 = 1$ atomo per cella elementare

2) A corpo centrato (I)

la nuova cella si crea con uno spigolo al centro del cubo precedente

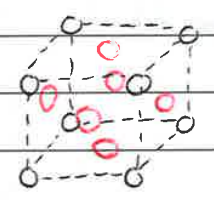
→ viene condiviso il volume della cella



$\frac{1}{8} \times 8 + 1 = 2$ atomi per cella elementare

3) A facce centrate (F)

i due cubi condividono $\frac{1}{4}$ di faccia con il cubo vicino



$\frac{1}{8} \times 8 + \frac{1}{2} \times 6 = 4$ atomi per cella elementare

4) A linee centrate

per alcune celle elementari è possibile avere una struttura in cui sono condivise solo due porzioni di facce

MODELLO DI IMPACCAAMENTO DEGLI ATOMI

↳ si considerano gli atomi come delle SFERECHE che sono poste a contatto

TEMPERATURA di TRANSIZIONE VETROSA = T_g : temperatura a cui avviene la transizione da fase vetrosa a fase gommosa

LE LEGHE

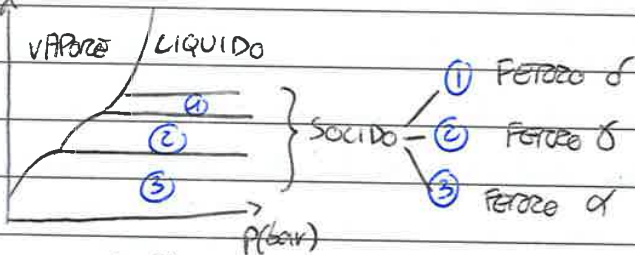
- ↳ materiali nei quali l'aggiunta di altri elementi è intenzionale, per modificare le sue qualità
- sono soluzioni solide, generalmente omogenee
- PRINCIPALI LEGHE: Bronzi (Cu + Sn), Ottoni (Cu + Zn)
Acciaio (Fe + C)

ALLOTROPIA: proprietà presentata da alcune sostanze di esistere in diverse forme, note come ALLOTROPI:

→ si riferisce esclusivamente ad elementi puri allo stato solido

LOROIMORFISMO: composti solidi che possono presentarsi in più forme cristalline

esempi $T(^{\circ}C)$



→ La struttura cristallina dipende da pressione e temperatura

LO STATO LIQUIDO

→ le particelle interagiscono fra loro come in un solido, ma senza un particolare ordine nella disposizione spaziale

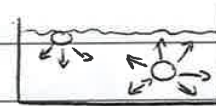
→ sono praticamente INCOMPRESSIBILI, ma si adattano alla forma del recipiente che li contiene

•) FLUIDITÀ

capacità di scorrere su una superficie (opposto VISCOSITÀ)

•) TENSIONE SUPERFICIALE

Le forze di interazione intermolecolari spingono le particelle a raggrupparsi in modo da esporre la minor superficie verso l'esterno, dove non ci sono forze attrattive



•) BACINABILITÀ

indica la porzione di superficie di contatto fra un liquido e un solido

→ dipende dalle forze di ADESIONE che sviluppa il liquido nei confronti di un determinato solido

$V_{\text{vap}} = V_{\text{cond}}$ e la pressione tende di aumentare
⇒ la pressione esercitata all'equilibrio è detta

TENSIONE DI VAPOR SATURO

↓ varia in funzione della T

EQUAZIONE DI CLAUZIUS-CLAPÉRON

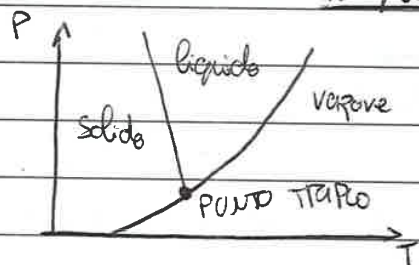
$$\ln P = \left(\frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{RT} \right) + C \rightarrow \text{costante caratteristica di ogni liquido}$$

! La TEMPERATURA di EBOLLIZIONE è la temperatura a cui la pressione di vapore è uguale alla pressione esterna

⇒ la T_{eb} dipende dall'altitudine perché varia la P esterna, quindi varia la temperatura a cui la pressione di vapore uguaglia la P esterna

DIAGRAMMA DI STATO (FASE)

↳ indica lo stato di una sostanza a seconda delle condizioni di temperatura e pressione



! da curva SOLIDO-LIQUIDO ha una pendenza molto elevata perché la P influenza poco

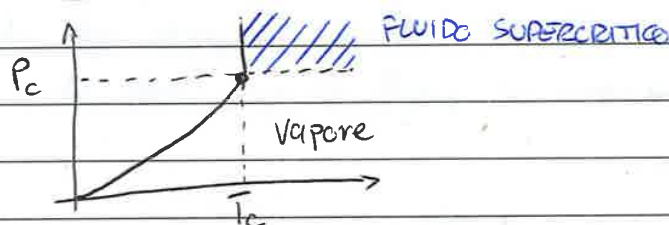
→ I liquidi e i solidi sono praticamente incompressibili

PUNTO TRIPLO: punto in cui coesistono le 3 fasi in equilibrio

PUNTO CRITICO: condizione oltre la quale non esiste più la fase liquida e la fase gassosa separate

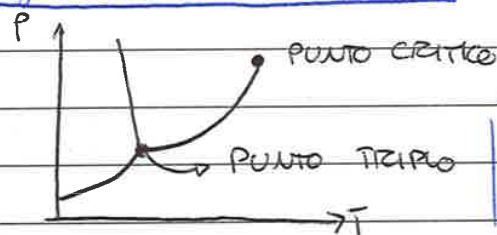
→ la densità si avvicina a quella del liquido, ma mantiene la viscosità del gas

⇒ FLUIDO SUPERCRITICO



! Al di sopra della T_c una sostanza non può esistere in fase liquida, indipendentemente dal valore di P

Diagramma di stato H₂O



$T_c = 374^\circ\text{C}$
$P_c = 218 \text{ atm}$

$T = 0,01^\circ\text{C}$
$P = 0,006 \text{ atm}$

MISURA DELLA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

PERCENTUALE IN PESO $\%W = \frac{m_i}{m_{TOT}} \cdot 100$

PERCENTUALE IN VOLUME $\%V = \frac{V_i}{V_{TOT}} \cdot 100$

PERCENTUALE IN MASSA/VOLUME $\% \frac{W}{V} = \frac{m_i [g]}{V [ml]} \cdot 100$

FRAZIONE MOLARE $X_i = \frac{n_i}{n_{TOT}}$

MOLARITÀ $M = \frac{n_i}{V [L]}$

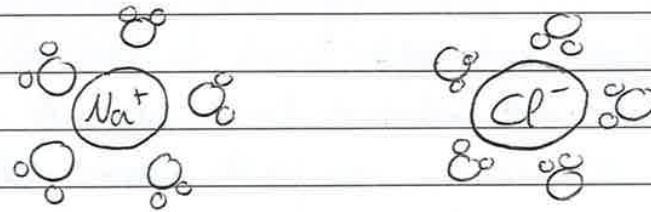
MOLALITÀ $m = \frac{n_{soluto}}{W_{solvente} [kg]}$

DILUIZIONE: variazione della concentrazione della soluzione aggiungendo solvente

⇒ il n° di moli di soluto nella soluzione diluita è uguale a quello della soluzione più concentrata

SOLVATAZIONE: interazione tra soluto e solvente che porta le singole molecole di soluto disciolte a circondarsi di molecole di solvente (SFERA di SOLVATAZIONE)

∇ Se il solvente è H₂O → il processo si chiama IDRATAZIONE



DISPERSIONE per

- ↗ DISSOCIAZIONE (LiF, NaCl)
- IONIZZAZIONE (HCl → H⁺ + Cl⁻)
- ↘ SOLUBILIZZAZIONE (metano)

∇ da dissoluzione di un composto può essere diviso in tre fasi:

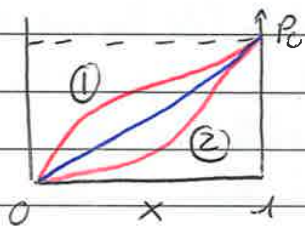
- 1) rottura dei legami soluto-soluto ($\Delta H_1 > 0$)
- 2) rottura dei legami solvente-solvente ($\Delta H_2 > 0$)
- 3) formazione della sfera di solvatazione ($\Delta H_3 < 0$)

$$\Rightarrow \Delta H_{soluzione} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

effetto della TEMPERATURA PRESSIONE

SOLIDI	solubilità ↑ (eccezioni)	✓
LIQUIDI	solubilità ↑	✓
GAS	solubilità ↓	solubilità ↑

Nella realtà le interazioni soluto-solvente modificano la costante in positivo o in negativo.



① DEVIAZIONE POSITIVA: interazioni deboli, la soluzione evapora più facilmente rispetto a quanto descritto dalla legge di Raoult

② DEVIAZIONE NEGATIVA: interazioni forti, minor evaporazione del solvente

② INNalzAMENTO EBULLIOSCOPICO

↳ aumento del punto di ebollizione

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

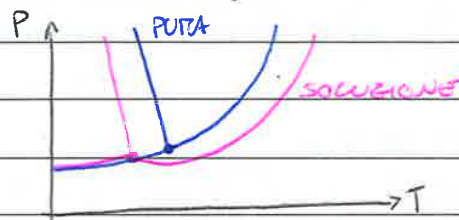
↳ molalità [$\frac{m}{kg}$]

③ ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

↳ abbassamento del punto di congelamento

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m$$

↓ variazione del diagramma di stato dell' H_2O



⑥ OSMOSI

↳ due soluzioni con lo stesso solvente ma a concentrazioni diverse, separate da una membrana semipermeabile
 ⇒ le molecole di solvente si spostano dalla soluzione meno concentrata a quella più concentrata in modo da uguagliarle

Pressione osmotica: pressione da applicare alla soluzione più concentrata per evitare il fenomeno di osmosi

$$\Pi = M \cdot R \cdot T$$

↳ molarità

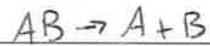
→ richiama l'equazione di stato dei gas

↳ le particelle di soluto tendono a disperdersi uniformemente nel solvente ed esercitano una pressione analoga alla pressione gassosa.

EQUILIBRIO CHIMICO

1) la velocità della reazione diretta eguaglia la velocità della reazione inversa

2) $\Delta G = 0$ (dal punto di vista termodinamico)



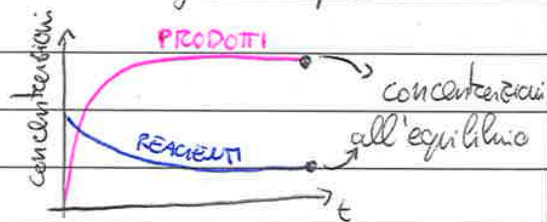
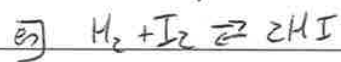
→ quando inizia la reazione i reagenti iniziano a trasformarsi in prodotti con una certa velocità iniziale

→ all'aumentare della quantità di prodotto, diminuisce la quantità di reagenti e quindi la velocità della reazione diminuisce

→ quando arrivo ad avere una certa quantità di prodotti, il prodotto inizia a ritransformarsi in reagente, con una velocità iniziale bassa che però aumenta con il tempo

→ ad un certo punto la reazione diretta e quella inversa continuano, ma la quantità di reagenti e prodotti non cambia più

⇒ EQUILIBRIO CHIMICO: la reazione diretta e quella inversa continuano, ma la quantità di reagenti e prodotti non cambia più



$$\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = K_c \rightarrow \text{COSTANTE di EQUILIBRIO ad una data temperatura}$$

o) In generale: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$\Rightarrow K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad \text{LEGGE DELL'EQUILIBRIO CHIMICO}$$

→ solo le specie nella stessa fase appaiono nell'espressione

∇ Per reazioni in fase gassosa, le costanti possono essere espresse in termini di PRESSIONI PARziali.

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{P_{HI}}{RT}\right)^2}{\frac{P_{H_2}}{RT} \cdot \frac{P_{I_2}}{RT}} = \frac{(P_{HI})^2}{P_{H_2} \cdot P_{I_2}} = K_p$$

o) In generale: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \quad \text{con } \Delta n = a + b - c - d$$

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

EQUILIBRIO ETEROGENEO: reagenti e prodotti si trovano in più di una fase

⇒ vengono omesse le concentrazioni dei SOLIDI e dei LIQUIDI PURI

Infatti a T costante la concentrazione di un solido o di un liquido puro è costante

③ VARIAZIONE DELLA PRESSIONE (volume del recipiente)

→ DIMINUENDO il volume:

l'equilibrio si sposta verso il lato con meno moli di gas

→ AUMENTANDO il volume:

l'equilibrio si sposta verso il lato con più molecole

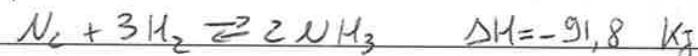
⚠ se aggiungo un gas inerte non reagisce, però aumenta la pressione totale → cosa succede?

→ NIENTE, perché le pressioni parziali non variano e quindi l'equilibrio chimico non varia

Scelta delle condizioni ottimali di reazione

es) processo HABER-BOSCH:

processo per la sintesi industriale dell'ammoniaca



$K(25^\circ C) = 3,5 \cdot 10^6$ → dovrebbe tendere fortemente a destra

PERÒ la molecola di N_2 è molto stabile ($N \equiv N$)

quindi è difficile romperla per formare NH_3

→ si aumenta la T per aumentare la v di reazione, ma

sposta la reazione a sinistra ($K_c(450^\circ C) = 0,159$)

→ si lavora ad alte concentrazioni di reagenti o basse

concentrazioni di prodotti (NH_3 liquefatto e sottratto)

→ pressioni elevate (1 moli → 2 moli)

ACIDI e BASI

= elettroliti in soluzione acquosa

1) teoria di ARRHENIUS

ACIDO: specie che in H_2O libera ioni H^+

BASE: libera in acqua ioni OH^-

⚠ esistono sostanze che in soluzione formano OH^- senza contenerlo

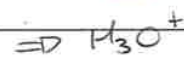
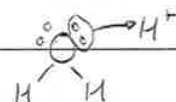
→ ex. Al_2O_3 è una BASE

2) teoria di BRÖNSTED-LOWRY

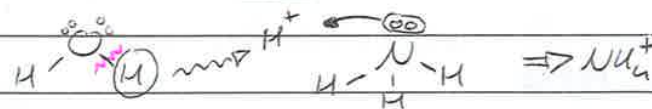
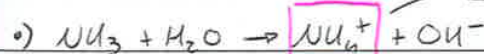
ACIDO: sostanza capace di donare uno ione H^+ ad un'altra sostanza

BASE: sostanza che accetta uno ione H^+ da un acido

⚠ raccomando questa teoria per usare qualsiasi solvente e non solo l'acqua



→ IONE AMMONIO

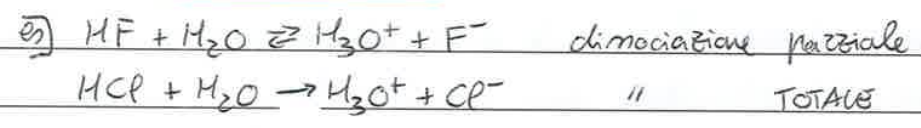


⇒ Un ACIDO, per essere tale, deve essere ASSOCIATO ad una BASE



$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[H_2O] \cdot [HA]} \rightarrow \text{la concentrazione dell'acqua è trascurabile}$$

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

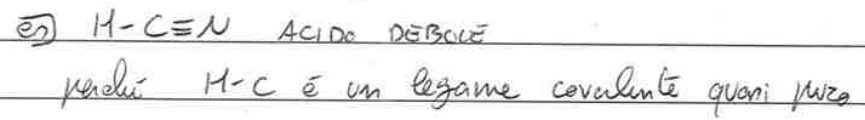


La forza relativa di un acido, cioè la sua capacità di donare protoni, dipende dai seguenti fattori:

•) **forza del legame H-X (polarizzabilità)**

HF	 aumenta la forza dell'acido ↓	⇒ la forza di legame di HI è minore di HF ↓ HI libera più facilmente H ⁺
HCl		
HBr		
HI		

! Nella realtà HCl, HBr, HI hanno la stessa forza perché liberano tutti 1 mole di H⁺ a partire da 1 mole di reagente



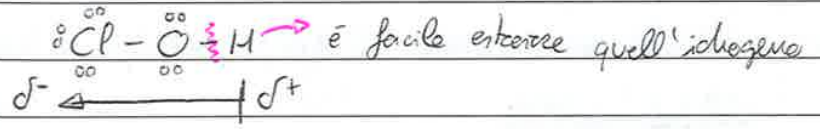
•) **stabilità della base coniugata**

MF	→ la base coniugata F ⁻ è meno stabile delle
HCl	altre perché è più piccolo, quindi avere un
HBr	eccesso di carica concentrata in uno spazio
HI	piccolo non lo rende termochinamicamente stabile

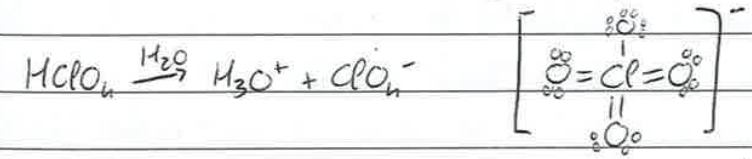
⇒ F⁻ tenderà a legarsi ad un H⁺ per stabilizzarsi

•) **ossiacidi con lo stesso numero di atomi O**

> elettronegatività dell'atomo centrale ⇒ > forza dell'acido
 HClO ↑ aumenta la ⇒ perché il Cl è più elettronegativo
 HBrO | forza dell'acido degli altri, quindi attira su
 HIO | di se la carica negativa



•) **ossiacidi con diverso numero di ossigeni**



→ ClO₄⁻ è molto più stabile di ClO (perché si stabilizza per risonanza, ha 4 strutture limite)

① ACIDO FORTE + BASE FORTE

pH = 7

→ non modificano il pH, perché bilanciano acidi e basi coniugati molto deboli (= STABILI, non tendono a bilanciare o acquistare un protone)

② ACIDO DEBOLE + BASE FORTE

pH BASICO

→ l'acido debole produce una base forte, che quindi tenderà ad acquistare ioni H^+

③ ACIDO FORTE + BASE DEBOLE

pH ACIDO

→ la base debole produce un acido forte, che tende a bilanciare ioni H^+ in acqua

④ ACIDO DEBOLE + BASE DEBOLE

→ entrambi producono rispettivamente una base forte e un acido forte

⇒ il pH DIPENDE dalla K_A e dalla K_B delle due sostanze

•) $K_B > K_A$ → soluzione BASICA, $pH > 7$

•) $K_B < K_A$ → soluzione ACIDA, $pH < 7$

•) $K_B = K_A$ → soluzione NEUTRA, $pH = 7$

SOLUZIONI TAMPONE: sistema a due componenti che evita brusche variazioni di pH

EQUILIBRI DI SOLUBILITÀ

•) sostanze IONICHE $\xrightarrow{H_2O}$ si DISSOCIANO

•) sostanze COVALENTI $\xrightarrow{H_2O}$ si IONIZZANO

SOLUBILITÀ: massima quantità (CONCENTRAZIONE) di sostanza che è possibile dissolvere nell'unità di volume di soluzione ad una data T

SOLUZIONE SATURA: è una soluzione in cui è stata sciolta la massima quantità possibile di un dato soluto ad una certa temperatura

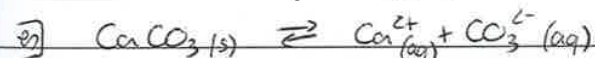
un'aggiunta di sostanza si deposita come CORPO DI FONDO o PRECIPITATO

Lo si stabilisce quindi un EQUILIBRIO ETEROGENO

↓ solubilità molto bassa → soluzione IDEALI

• poco solubile (0,1 ÷ 10 g/L)

• insolubile (0,1 g/L)



→ la costante di equilibrio per questo processo è:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] \quad \text{PRODOTTO DI SOLUBILITÀ}$$

= prodotto delle concentrazioni molari degli ioni partecipanti ad un equilibrio eterogeneo di solubilità, ognuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico

TERMOCHIMICA

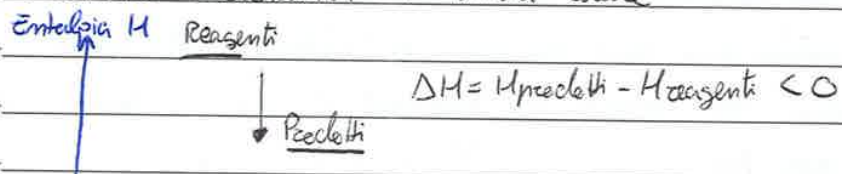
TERMODINAMICA si occupa delle trasformazioni energetiche che avvengono fra SISTEMI e fra SISTEMI e ambiente esterno

- 3 SISTEMI
- ISOLATO, raggiunge sempre l'equilibrio
 - CHIUSO, raggiunge l'equilibrio quando c'è ΔE
 - APERTO, non raggiunge mai l'equilibrio

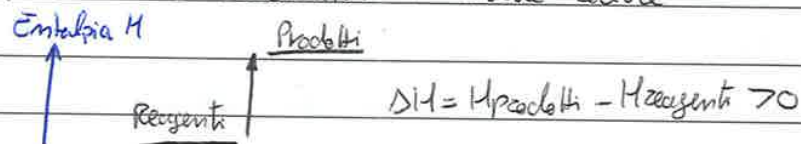
TERMOCHIMICA: applicazione del 1° principio della termodinamica allo studio delle reazioni chimiche

→ ENERGIA: capacità di compiere un lavoro o liberare calore

•) reazione ESOTERMICA → libera calore



•) reazione ENDOTERMICA → assorbe calore



→ CALORE: è una forma di energia trasferita da un corpo ad un altro a temperatura differente

1° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

↳ L'ENERGIA INTERNA (U) è una FUNZIONE DI STATO data dalla somma del lavoro (W) e del calore (Q):

$$\Delta U = Q + W$$

→ se il lavoro è solo meccanico: $W = -P\Delta V$

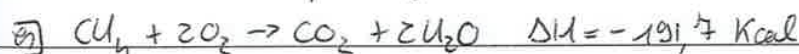
segno ⊕ → tutto ciò che entra nel sistema

segno ⊖ → tutto ciò che esce dal sistema

•) a V COSTANTE $\Delta U = -P\Delta V + Q = Q$

•) a P COSTANTE $Q = \Delta U + P\Delta V = \Delta H$ → ENTALPIA

FUNZIONE DI STATO: variabile che dipende solo dal valore iniziale e da quello finale



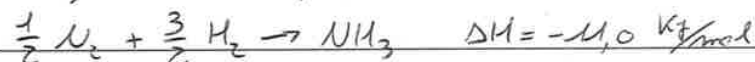
→ raddoppio il n° di moli



→ se faccio avvenire la reazione inversa

$$\Delta H_{\text{inversa}} = -\Delta H$$

ENTALPIA DI FORMAZIONE STANDARD: calore che si sviluppa quando una mole di composto si crea dai suoi elementi in condizioni STANDARD



→ se uso l'altro bilanciamento



$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K$$

→ all'equilibrio $\Delta G = 0$

$$\Rightarrow \Delta G^\circ = -RT \ln K \Rightarrow$$

$$K = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}}$$

TIPI DI REAZIONI CHIMICHE

1) Decomposizione: $AB \rightarrow A + B$

2) Sintesi: $A + B \rightarrow AB$

3) Sostituzione: $AB + C \rightarrow AC + B$

4) Metatesi: scambio di due o più ioni fra elementi e gruppi aventi la stessa valenza

OSSIDO-RIDUZIONE: alcune specie chimiche modificano il proprio numero di ossidazione

REAZIONI ACIDO-BASE

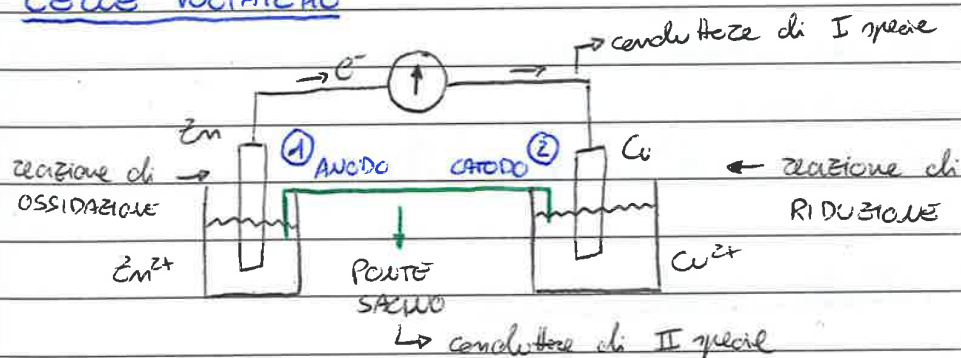
ELETTROCHIMICA

→ è lo studio delle reazioni chimiche che producono effetti elettrici (reazioni REDOX)

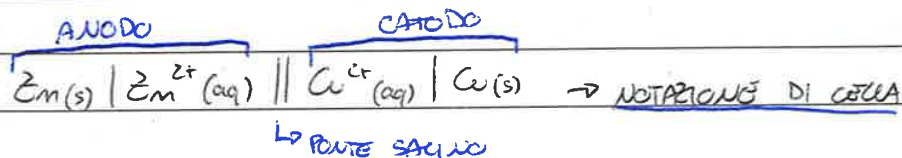
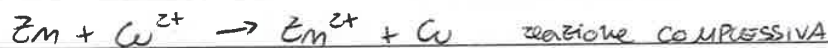
Esistono conduttori di:

- 1) I SPECIE → il passaggio di corrente elettrica è dovuto al movimento di elettroni ⇒ trasportano carica non materia
- 2) II SPECIE → trasportano corrente, con trasferimento anche di materia mediante il movimento degli ioni

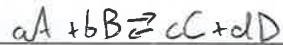
CELLE VOLTAICHE



⇒ per ogni carica e^- che va dall'anodo al catodo si cerca uno ione positivo che, attraverso il ponte salino, si muoverà dal catodo all'anodo



l' EQUAZIONE DI NERST:



$$E = E^{\circ} - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

→ se la T si mantiene costante

$$R = 8,31 \frac{J}{mol \cdot K}, T = 298,15^{\circ} K, F = 96500 C$$

$$\frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = \frac{0,0592}{n} \cdot \log \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

! cambio la base del logaritmo e passo da e a 10

$$\Rightarrow E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \cdot \log \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad \text{a T costante}$$

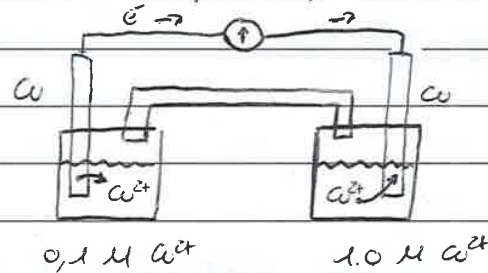
→ se considero solo le SEMIREAZIONI

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \cdot \log \frac{[specie ridotta]}{[specie ossidata]}$$

OPPURE
$$E = E^{\circ} + \frac{0,0592}{n} \cdot \log \frac{[specie ossidata]}{[specie ridotta]}$$

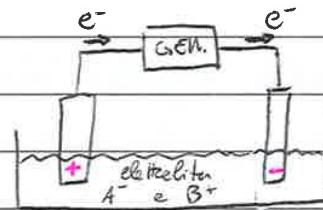
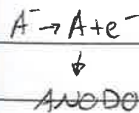
PILA A CONCENTRAZIONE: cella voltaica costituita da due elettrodi identici, in cui la f.e.m. nasce da una differenza di concentrazione della stessa ione disciolto nelle semicelle

⇒ la CORRENTE fluisce dalla semicella a concentrazione più bassa verso quella più concentrata

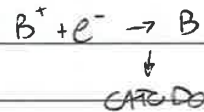


ELETTROLISI: processo che fa avvenire una reazione redox non spontanea, trasformando energia elettrica in energia chimica

ossidazione



reazione di riduzione



→ Le definizioni di ANODO (elettrodo al quale avviene l'ossidazione)² e CATODO (elettrodo al quale avviene la riduzione) rimangono le stesse ma in una cella elettrolitica la POLARITÀ

CHIMICA ORGANICA

IDROCARBURI: sono i più semplici composti del carbonio con l'idrogeno → tutti gli altri composti si possono considerare come derivati da essi per sostituzione di un atomo di idrogeno con un cosiddetto gruppo funzionale

Si possono dividere in 3 generali gruppi:

- ACIFATICI: a catena aperta } seguono le regole di geometria
- CICLICI: composti chiusi ad anello } e di sezione dei composti lineari
- AROMATICI: costituiti da almeno un anello benzenico

ALCANI → $C_n H_{2n+2}$

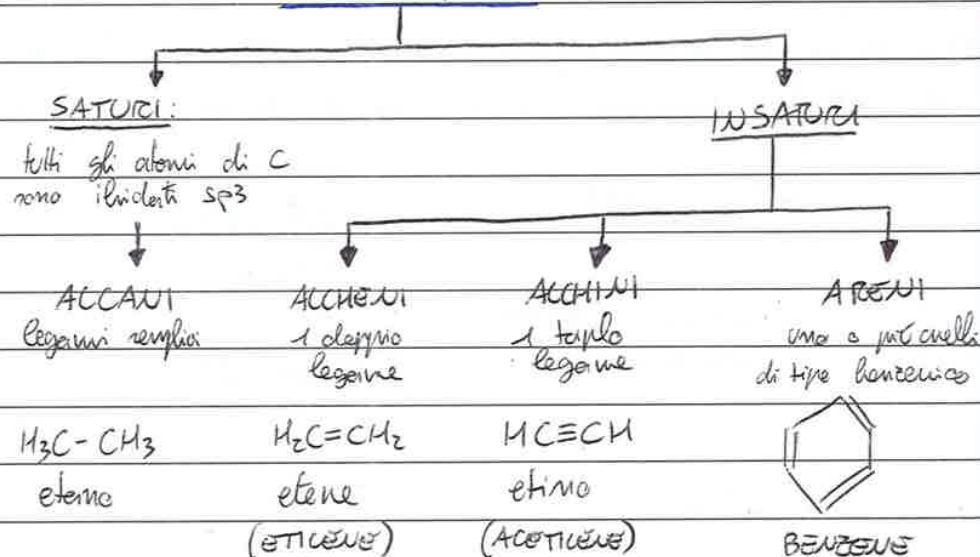
- composti totalmente SATURI → bassa reattività
- ciclici, composti da legami covalenti puri (o quasi)
- fino al butano sono gassosi a temp. ambiente, poi la t. di ebollizione aumenta all'aumentare del numero di atomi di C
- reazione di sostituzione (= toglia un H e mette qualcos'altro, spesso un ALCILENO)

METANO	CH_4	ETANO	C_2H_6	PROPANO	C_3H_8
BUTANO	C_4H_{10}	PENTANO	C_5H_{12}	ESANO	C_6H_{14}

nomenclatura:

- 1) si sceglie come struttura lineare la catena più lunga possibile
- 2) si considera il composto come derivato da questa struttura per sostituzione di atomi di idrogeno con gruppi alchilici
- 3) si numerano gli atomi di carbonio della catena principale cominciando dall'estremità che permette di usare i numeri più bassi per indicare i sostituenti
- 4) se lo stesso gruppo compare più di una volta come catena laterale si aggiunge il prefisso DI-, TRI-, TETRA-
- 5) se vi sono gruppi alchilici diversi legati alla catena principale si elencano in ORDINE ALFABETICO

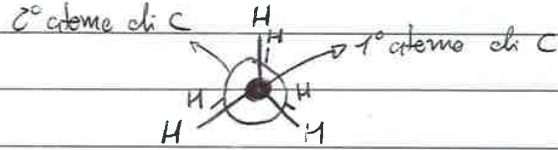
IDROCARBURI



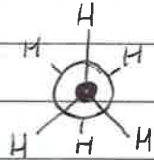
② $CH_3 - CH_3$ ETANO

↳ legame σ che permette libera rotazione

1) conformazione ECLISSATA

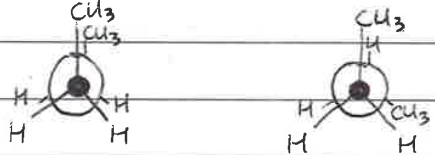


2) conformazione SFALCATA

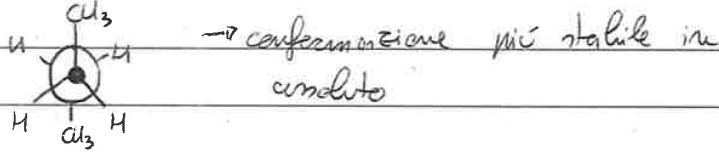


⇒ la conformazione eclissata è meno stabile di quella sfalciata perché gli atomi sono più vicini fra loro

∇ BUTANO $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$



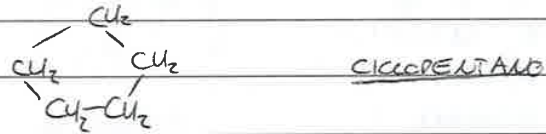
→ ha due possibili conformazioni eclissate, ma la prima è meno stabile della seconda



CICLOALCANI → $C_n H_{2n}$ CICLO-

⇒ la catena di atomi di C si chiude su se stessa

② $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ PENTANO

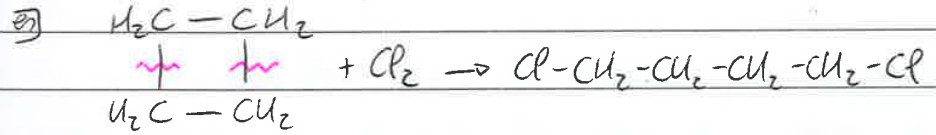


→ formandosi un anello cambia la stabilità della struttura (TENSIONE DI ANELLO):

- angoli di legame \neq dei $109,5^\circ$ → TENSIONE ANGOLARE
- atomi si avvicinano troppo vicini fra loro → TENSIONE STERICA
- impossibilità di rotazione degli atomi di C → TENSIONE TORSIONALE

⇒ ciclobutano e ciclopropano sono alternamente reattivi rispetto ai loro carboni corrispondenti

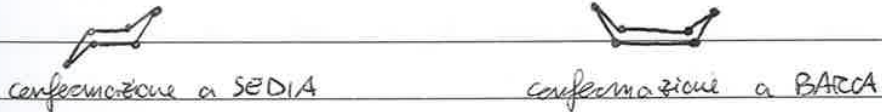
↳ possono dare reazioni di ADDIZIONE



si rompe l'anello e si crea una catena

∇ BUTANO → conformazione a BUSTIA

• PIÙ DI 4 ATOMI:



ALCHINI (o ACETILENI) $\rightarrow C_n H_{2n-2}$

-INO

\rightarrow 1 triplo legame, 1σ e 2π



etino (ACETILENE)

propino

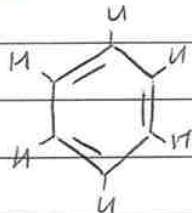
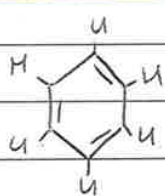
1-butino

nomenclatura (stesse regole)

\rightarrow si fa riferimento al corrispondente alchene, cui si sostituisce la desinenza -ENE con -INO

IDROCARBURI AROMATICI \rightarrow BENZENE

C_6H_6



\rightarrow ha 2 strutture
LIMITE

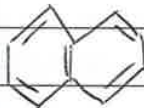
\rightarrow ogni atomo di carbonio è ibridato sp^2

∇ Gli orbitali che emergono liberi di ogni atomo di carbonio si combinano per formare due orbitali molecolari, uno sopra e uno sotto il piano benzene, di forma circolare

\Rightarrow CONDIZIONE DI AROMATICITÀ: devono essere presenti $(4n+2)$ elettroni π , che possono creare i due orbitali molecolari ($n = n^{\circ}$ nell'benzene)

QUINDI non basta che una molecola abbia legami doppi alternati

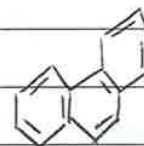
Derivati del benzene



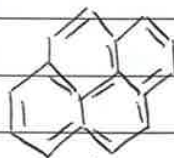
NAFTALENE



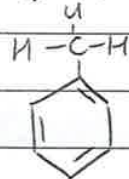
ANTRACENE



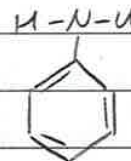
FENANTRENE



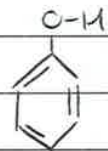
PERILENE



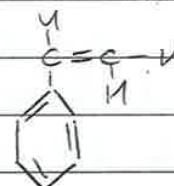
TOLUENE



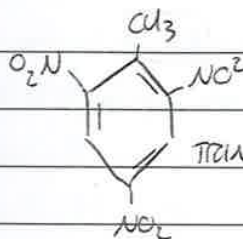
ANILINA



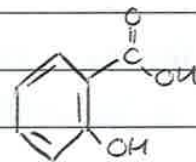
FENOLICO



STIRENE



TRINITROTOLUENE

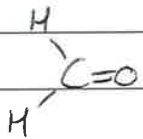


ACIDO
SALICILICO

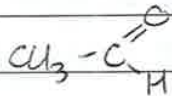
•) ALDEIDI $\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ | \\ \text{H} \end{matrix}$

ALDE

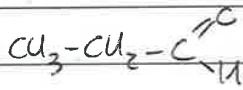
- ossidazione di un alcol primario
- formule di struttura: $C_n H_{2n} O$
- $C=O$ → gruppo CARBONILE



METANALE



ETANALE



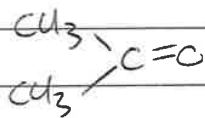
PROPANALE

→ odore, punto di ebollizione più alto

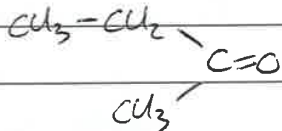
•) CHETONI $\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{R} \end{matrix}$

ONE

→ ossidazione di un alcol secondario



PROPANONE

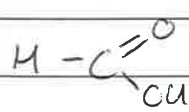


BUTANONE

•) ACIDI CARBOSSICI $\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ | \\ \text{OH} \end{matrix}$

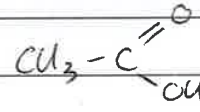
-OICO
-ICO

- gruppo in posizione terminale
- acidi deboli



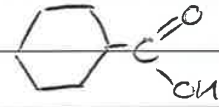
A. METANICO

A. FORMICO



A. ETANICO

A. ACETICO



ACIDO BENZOICO

→ reagiscono con gli alcoli per dare gli esteri

•) ESTERI $\text{R}-\text{COO}-\text{R}'$

↳ presenti nella frutta

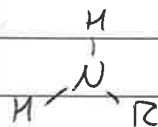


A. ACETICO

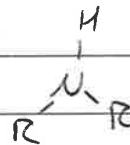
ETANOLO

ETILE ACETATO

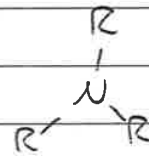
•) AMMINE → basi deboli



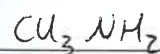
ammina
PRIMARIA



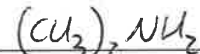
ammina
SECONDARIA



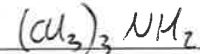
ammina
TERZIARIA



METIL-AMMINA



DIMETIL-AMMINA



TRIMETILAMMINA

→ legame idrogeno

→ solubili in acqua fino a 5 o 6 atomi di C