



*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: 2545A**

**ANNO: 2023**

# **A P P U N T I**

**STUDENTE: Masciavè Maria Elena**

**MATERIA: Appunti di Chimica - Prof. Armandi**

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 STUDENTI E NON SONO STATI VISIONATI DAL DOCENTE.  
IL NOME DEL PROFESSORE, SERVE SOLO PER IDENTIFICARE IL CORSO.

metalli ALCAUNI → +1  
 metalli ALCAUNOTERROSI → +2

Al → +3

Zn → +2

Fe → +2  
 +3

Cu → +1  
 +2

Olio basso  
 Ico alto

O → -2  
 ↳ perossidi -1  
 ↳ superossidi -1/2  
 ↳ OF<sub>2</sub> (difluoruro di ossigeno) +2

H → +1  
 ↳ idruri ionici -1

Aidridi o Ossidi Acidi

non met + O  
 -osa  
 • aidride non met -ica  
 + mono-  
 di- ossido di di-  
 tri- non met tri-  
 tetra- tetra-

Ossidi Basici

met + O  
 • ossido met -oso  
 -ico  
 + mono-  
 di- ossido di di-  
 tri- non met tri-  
 tetra- tetra-

Basici o Idrossidi

ossido basico + H<sub>2</sub>O  
 → met + OH  
 • idrossido di met met-oso  
 met-ico  
 + di-  
 tri- idrossido di met  
 tetra-

Ossiacidi

Aidride + H<sub>2</sub>O  
 → H + non met + O  
 • Acido ipo- non met -oso  
 per- -ico  
 + Acido osso-  
 diossido - non me -ico  
 triossido-  
 tetraossido-

Idracidi

• H + non met  
 • acido non met -idrico  
 + non met -uro di idrogeno

~~soffisso~~  
 ANID/ACIDO

~~soffisso~~  
 ANIONE DEP

- ICO

- ATO

- OSO

- ITO

- IDRICO

- URO

~~lettore 2~~

1869-1871 Mendeleev pubblica tav periodica

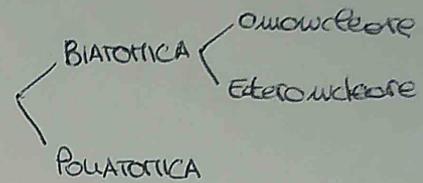
- masse atomiche crescenti
- prop chimiche  $N \Rightarrow$  stessa colonna

Metalli  $\rightarrow$  solidi lucidi  
buoni conduttori  
malleabili (lamine)  
duttili (fili)

Non Metalli  $\rightarrow$  solidi fragili o gas  
cattivi conduttori

Semi-metalli  $\rightarrow$  prop intermedie

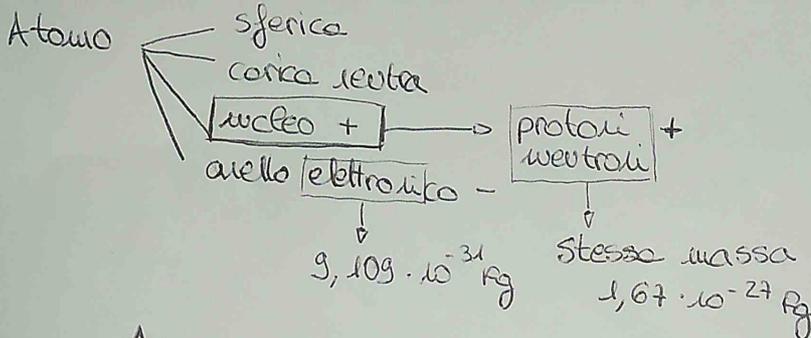
Molecola  $\rightarrow$  Unità strutturale indipendente  
almeno 2 ATOMI in prop costanti



Ioni  $\rightarrow$  atomo o gruppo col carica  $\begin{cases} + \text{ Catione} \\ \text{ ha perso un } e^- \end{cases}$   
 $\begin{cases} - \text{ Anione} \\ \text{ ha acquistato un } e^- \end{cases}$

Formula  $\begin{cases} \text{empirica} \rightarrow \text{rapporto minimo} \\ \text{Unità formula} \\ \text{molecolare} \rightarrow \text{numeri esatti (molecola in natura)} \end{cases}$

Composti ionici  $\rightarrow$  catione + anione



X = simbolo atomico

A = numero di masse = Z + N

N = numero di neutroni

Isotopi  $\rightarrow$  Iso + topos      stesso posizione nella tavola

Massa atomica  $\rightarrow$  alla tavola periodica media degli isotopi  
che si trovano in natura

$$U_{ma} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

**Lezione 3**

Metodo Scientifico → ① Osservazione ② Ipotesi ③ esperimento  
④ Modello teorico ⑤ Nuovo esperimento

**Legge di conservazione di massa** (Antoine Lavoisier)

La massa totale delle sostanze rimane invariata durante una reazione chimica.

• Po' variare il numero di sostanze, ma non la quantità di materia

**Legge della composizione definite e costante** (Joseph Proust)

Un composto chimico è caratterizzato da rapporti definiti e costanti tra gli elementi componenti

**Legge delle proporzioni multiple** (John Dalton)

Se gli elementi A e B reagiscono per formare due composti, le differenti masse di B che si combinano con una massa fissa di A possono essere espresse come rapporti di numeri interi (generalmente) piccoli

**Teoria atomica di Dalton**

- ① Tutta la materia è fatta da Atomi, particelle indivisibili non possono essere create o distrutte
- ② Non si può passare da un atomo di un elemento ad un altro
- ③ Gli atomi di un elemento sono identici tra loro e diversi dagli altri
- ④ I composti sono formati dalla combinazione chimica di uno specifico rapporto di atomi di diversi elementi.

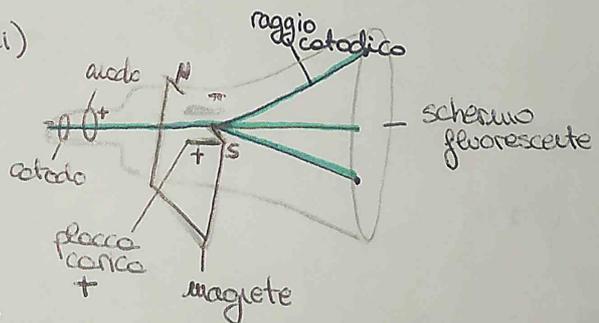
**LIMITI**

- Non prevede la formula delle molecole
- " " isotopi
- Atomo invisibile non spiega le particelle subatomiche.

**Esperimento Thomson** (RAGGI CATHODICI)

Scoperta nucleo atomico e cariche elettriche

→ il raggio devia verso la piastra positiva in presenza di un campo elettrico esterno ed è identico per ogni materiale usato



→ particelle cariche negativamente che fanno parte di tutta la materia → ELETTRONI

Spettro elettromagnetico → insieme di tutte le radiazioni elettromagnetiche.

Dai raggi cosmici -  $\gamma$  - x - ultravioletti - visibile - infrarosso - (pm) - microonde - radioonde - onde elettriche (migliaia di metri)

tra i 400 e i 700 nm

luce monocromatica  
singola lunghezza d'onda  
(prisma monocromatore)

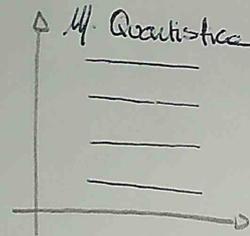
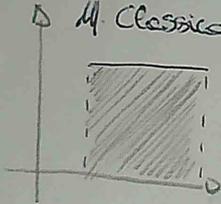
luce policromatica  
molte lunghezze d'onda  
(luce bianca)

Diffrazione delle luce → fenditure  $\leq \lambda$

Regioni chiare onde in fase <u>costruttiva</u>	Regioni scure onde in opposizione <u>distrostruttiva</u>
--	--

figure diffrazione / interferenza

Quantizzazione



① Radiazione corpo nero → sostanza capace di assorbire tutte le radiazioni + radiatore termico perfetto

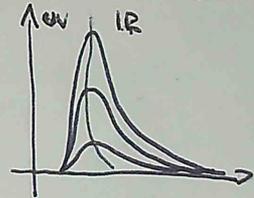
per meccanica classica doveva stare nel UV invece che nell' IR

se scaldato emette radiazioni dovute alle vibrazioni degli atomi

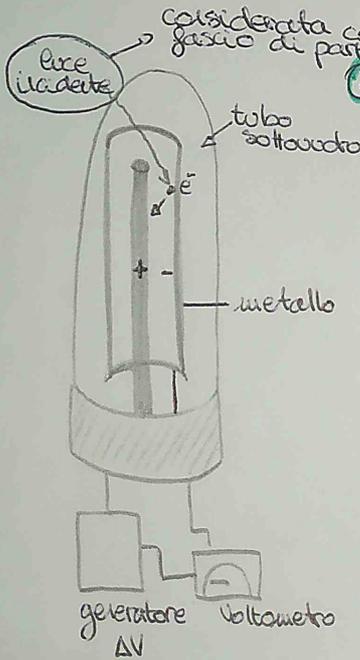
Max Planck intuì che l'energia dei singoli oscillatori non fosse un gradiente continuo ma discreto:

$$E = n h f$$

↳  $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$



→ Radiazione solare

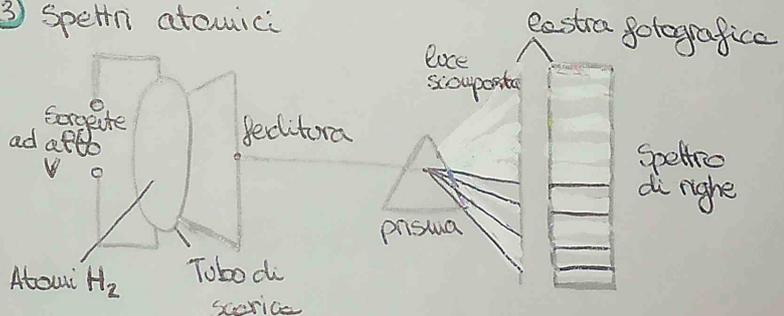


② Effetto fotoelettrico

- gli elettroni vengono emessi quando la radiazione ha  $\nu \geq \nu_0$  frequenza di soglia del metallo ( $\nu_0$ )
- applicando una diff di potenziale è possibile accelerare o rallentare il moto degli elettroni e misurare  $K$  ← dipende dalla  $f$
- il numero di  $e^-$  emessi è proporzionale all'intensità

$$K = \frac{1}{2} m v^2 = h\nu - h\nu_0$$

③ Spettri atomici



Lezione 4

Doppia natura della materia (ondulatoria e corpuscolare)

De Broglie → ipotizza che tutta la materia abbia doppia natura

$E = h\nu$

Esistono  $E = mc^2$

$v = c/\lambda$

Se l'elettrone ha doppia natura deve dare DIFFRAZIONE, fatti e così

$\Rightarrow \lambda = h/mc$  ← velocità  
i corpi hanno  $\lambda$  minuscoli

Principio d'indeterminazione

Non è possibile determinare contemporaneamente con sufficiente precisione la posizione e la velocità di una particella

descrive dove PROBABILMENTE si trova un elettrone

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

$\Delta x$  incertezza posizione  
 $\Delta p$  incertezza quantità di moto

Equazione di Schrödinger

$H\Psi = E\Psi$   
operatore Hamiltoniano | Energia

Equazione differenziale che descrive l'onda-materia associata all'elettrone come un'onda rappresentata dalla funzione  $\Psi$

funzione continua, finita, un solo valore in ogni punto per  $x \rightarrow \infty \Psi \rightarrow 0$

ogni soluzione trova uno stato energetico, associato a una funzione d'onda

↑ ORBITALE ATOMICO

$\Psi$  è caratterizzata da 3 numeri quantici

$\Psi^2$  è la probabilità di trovare l'elettrone in un punto

n → numero quantico principale (intero positivo)  
teoricamente tutti i valori da 1 a  $+\infty$ , sulla tavola periodica da 1 a 7. Descrive energia e dimensione dell'orbitale

l → numero quantico del momento angolare (numero quantico orbitale o azimutale)  
numero intero compreso tra 0 e  $n-1$ . Descrive la forma dell'orbitale  
nella tavola periodica da 0 a 3.  
0 → s 1 → p 2 → d 3 → f

m → numero quantico magnetico  
numero compreso tra  $-l$  e  $+l$  (passando per 0)  
descrive l'orientamento dell'orbitale nello spazio

Orbitale s

probabilità  $\Psi^2$  → diminuiscono allontanandosi dal nucleo  
orbitale s → funzione d'onda sempre positiva, priva di nodi  
↑  
n determina la distanza del nucleo

Orbitale p

3 orientazioni ←  $m_l$   
lungo i 3 assi



Il numero di massimi in qualunque distribuzione di probabilità radiale è data da  $(n-l)$

## Regole di Hund (massima molteplicità)

La configurazione di minima energia di un atomo è quella che presenta la maggior quantità di  $e^-$  a spin parallelo

→ dopo B si dispongono uno per ogni orbitale per minimizzare le repulsioni

## Legame ionico (TRASFERIMENTO di $e^-$ )

Energia reticolare  $\rightarrow$  E liberata nella formazione di un solido ionico partendo dagli ioni isolati allo stato gassoso

$\rightarrow$  da un elemento con bassa E.I. che forma facilmente cationi (METALLO) ad uno con elevata affinità elettronica (NON METALLO)

$$E_{\text{ret}} = k \frac{Q^+ Q^-}{r}$$

$Q^+$  carica catione  
 $Q^-$  carica anione  
 $r$  distanza

Costante di Madelung  $\rightarrow$  valore  $> 1$  e dipende dalla struttura cristallina e dal NUMERO DI COORDINAZIONE (numero di ioni di segno opposto che circondano uno ione)

Il ciclo di Born-Haber permette di ottenere  $E_{\text{ret}}$  utilizzando quantità determinabili sperimentalmente.  
 $\rightarrow$  Differisce di poco dal modello elettrostatico

### Solidi ionici

Duri ma fragili. Temperature di fusione da medio-alte a molto alte

### Conduttività elettrica

Solidi  $\rightarrow$  NO  
 Fusi  $\rightarrow$  SI  
 In soluzione  $\rightarrow$  SI

## ~~Polenta della molecola~~

Legami polari tal sempre implica la polarità della molecola  
↳ il funzione della struttura tridimensionale

momento dipolare  $\rightarrow \mu = \delta \cdot d$  (C.m)  
↳  $\neq 0 \rightarrow$  Polare  
↳  $\delta$   $\rightarrow$  eccesso di carica  
↳  $d$   $\rightarrow$  distanza tra le due cariche opposte

$\epsilon$   $\rightarrow$  Costante dielettrica

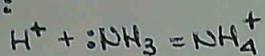
↳  $\frac{\text{capacità del condensatore quando tra le armature è posta la sostanza}}{\text{capacità del condensatore}}$

~~legame di coordinato~~ (carattere dotivo)  
si crea quando acido + base di Lewis

↓  
composto che  
tende ad accettare  
il doppietto elettronico

Uno dei due atomi coinvolti mette a disposizione  
una coppia elettronica e l'altro ha un orbitale vuoto  
per riceverla.

Ex:

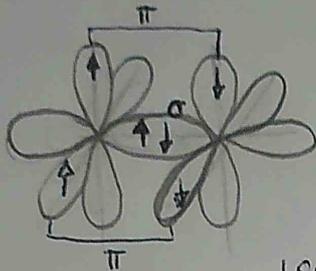


di essere condotte tra i nuclei

↳ della mole di max sovrapposizione  
 a solo al max due elettroni con spin  
 anti-paralleli ↳ rende la  $\delta$  asintotica in 0 (sotto)  
 se parallelo avrebbe asintoto in 0 ma  
 aumenterebbe. (sopra asse x)

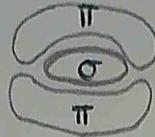
maggior sovrapposizione  $\rightarrow$  legame + forte

legami multipli  $\rightarrow$



$\sigma$  sovrapposizione assiale

$\pi$  sovrapposizione laterale



più forte  
 $\downarrow$   
 maggiore la  
 sovrapposizione delle  
 funzioni d'onda

legame semplice e sempre di tipo  $\sigma$   
 se e multiplo uno e  $\sigma$  e gli altri  $\pi$

Orbitali IBRIDI

$\downarrow$   
 orbitali con pari  
 energia e forma,  
 in seguito alla combi-  
 nazione delle funzioni  
 d'onda degli orbitali  
 atomici di  
 parità.

Tetravalente del C

(forma sempre 4 legami)

$1s^2 2s^2 2p^2$  (basterebbero  
 stato eccitato 2 legami per  
 $1s^2 2s^1 2p^3$  la regola di  
 Hund)

avremo 2  
 tipi di legami  
 $\neq$   
 ma in realtà  
 se osserviamo  
 4 uguali

4 elettroni  
 spaiati

$\rightarrow$  4 orbitali ibridi

3 ibridazioni  
 $sp^3 sp^2 sp$

$1s^2 4sp^3 \begin{cases} 1/4 s \\ 3/4 p \end{cases}$

Appunti lezione x  
 casi particolari

Ciclico Aromatico Benzene  $C_6H_6$

$\pi$  delocalizzati  
 ogni C  $\Rightarrow$  3 $\sigma$   $\begin{cases} 2 C \\ 1 H \end{cases}$

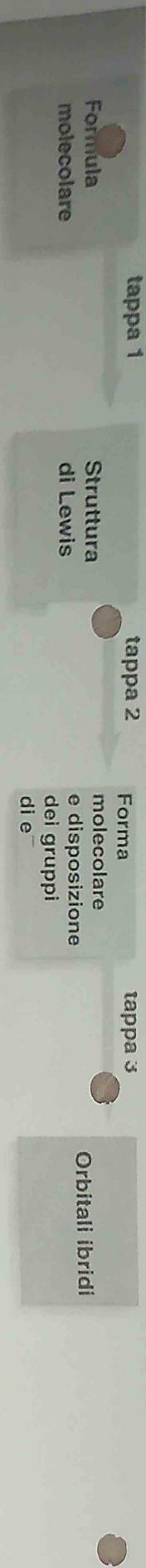


Figura 11.8 Le tappe concettuali dalla formula molecolare agli orbitali ibridi usati nella formazione del legame.

Tabella 11.1 Composizione e orientamento degli orbitali ibridi

	Lineare	Planare trigonale	Tetraedrica	Bipiramidale trigonale	Ottaedrica
Orbitali atomici mescolati	uno <i>s</i> uno <i>p</i>	uno <i>s</i> due <i>p</i>	uno <i>s</i> tre <i>p</i>	uno <i>s</i> tre <i>p</i> uno <i>d</i>	uno <i>s</i> tre <i>p</i> due <i>d</i>
Orbitali ibridi formati	due <i>sp</i>	tre <i>sp<sup>2</sup></i>	quattro <i>sp<sup>3</sup></i>	cinque <i>sp<sup>3</sup>d</i>	sei <i>sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup></i>
Orbitali non ibridati restanti	due <i>p</i>	uno <i>p</i>	nessuno	quattro <i>d</i>	tre <i>d</i>
Orientamento					

**Per tutte le specie di cui possiamo ricavare la struttura di Lewis (indipendentemente dall'eventuale espansione dell'ottetto), possiamo ricavare l'ibridazione dell'atomo centrale!!**

Carica formale  $\neq$  ~~numero di ossidazione~~

~~NO.~~ =  $4^\circ$  el. di valenza -  $4^\circ$  di el. dei doppietti -  $4^\circ$  el. di legame

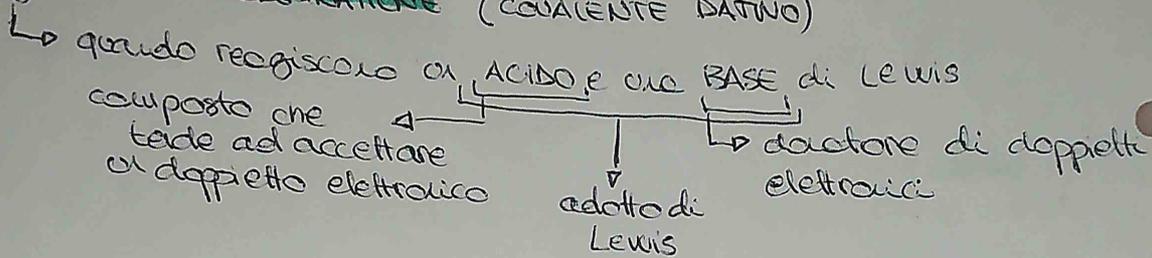
Espansione dell'ottetto (elementi 3° periodo)

↳ fine ad ottenere  $CF=0$  sull'atomo centrale

~~Esceva regola ottetto~~

- ① Molecole circondate da più di 8 elettroni
- ② Molecole gassose elettrodeficienti
- ③ " con numero dispari di elettroni (radicali)

~~Legame di COORDINAZIONE~~ (COVALENTE DATIVO)



Lezione 12

Stato gassoso → sostanze sotto forma di volume proprio

↳ reattività diverse, comportamento chimico molto simile

Vol → Occupano tutto il volume disponibile (dipende da p e T)

Viscos → molto basso - fluiscono attraverso i tubi, effluiscano dai fori

Densità → bassa - aumenta al diminuire del volume

compressibilità → completa

molecole distanti e libere di muoversi

Leggi dei gas

- Leggi empiriche applicabili a gas ideali (perfetti)

↳ non adatti a descrivere tutti i gas

Pressione: urti tra particelle e superficie

$$\frac{F}{S_{sup}} = \frac{m \cdot a}{S}$$

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2 \quad 1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} \quad 1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar}$$

TEMPERATURA: agitazione termica di un gas

$$0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

VOLUME: tutto il volume del recipiente che lo contiene

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$$

Modello di gas perfetto vale per tutti i gas puri se:

- le particelle sono puntiformi (dotate di vol trascurabile ma con massa)
- si possono trascurare le forze intermolecolari tra particelle di gas
- gas completamente miscelabili

+ Legge di Boyle (ISOTERMIA)

Ad una certa T, il volume occupato da una quantità fissa di gas è inversamente proporzionale alle pressioni applicate.

$$PV = \text{costante} \quad T \text{ e } n \text{ costanti}$$

↳ Hanno usato l'aria per formulare le leggi dei gas  
 ↳  $O_2$  21%  $N_2$  79%

+ Legge di Charles (ISOBARA)

1<sup>a</sup> legge di Gay-Lussac

A pressione costante, il volume occupato da una quantità fissa di gas è proporzionale alle T assolute.

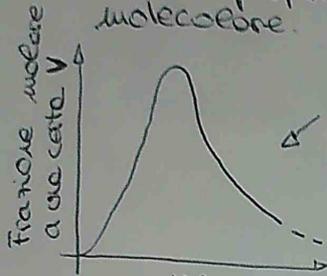
$$\frac{(V)}{T} = \text{costante} \quad P \text{ e } n \text{ costanti}$$

Teoria cinetica molecolare nei gas (Maxwell e Boltzmann)

Comportamento macroscopico dei gas

- ① Le molecole possono considerarsi puntiformi
- ② Particelle dotate di moto casuale continuo, escludendo gli urti
- ③ Gli urti sono elastici →  $E_k$  è costante in interazioni intermolecolari

Maxwell propose una formula per lo studio delle velocità molecolari.



Contra di distribuzione delle velocità

$E_k$  = energia cinetica

$R$  = ~~costante di Boltzmann~~

~~$1,38 \cdot 10^{-23}$~~   $\rightarrow \frac{1}{2} R = R/NA$

$V_p = \sqrt{\frac{2RT}{M}}$   
 ↳ velocità probabile

$V_{av} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}}$   
 ↳ velocità media

$V_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$   
 ↳ velocità quadratica media ( $\bar{U}$ )

$E_k \rightarrow$  di un gas dipende solo dalla  $T$

$\bar{E}_k = \frac{1}{2} \cdot \text{masse} \times \bar{U}^2$        $\bar{U} = \sqrt{RT/M}$

~~• x 1 molecola~~

$\bar{E}_k = \frac{3}{2} R_B T$

$\bar{E}_k = \frac{1}{2} \frac{M}{NA} \times \frac{3RT}{M} = \frac{3}{2} \frac{RT}{NA}$

~~• x 1 mole~~

$\bar{E}_k = \frac{3}{2} RT$

Effusione e Diffusione (Graham)

La velocità di effusione di un gas è inversamente proporzionale alla radice quadrata della sua massa

$\frac{\text{Velocità}_A}{\text{Velocità}_B} = \frac{\sqrt{M_B}}{\sqrt{M_A}}$

movimento di un gas attraverso un altro gas

molecole + leggere hanno  $\bar{U}$  maggiore

Fattore comprimibilità

$Z = PV/RT$

Gas ideale  $Z = 1$

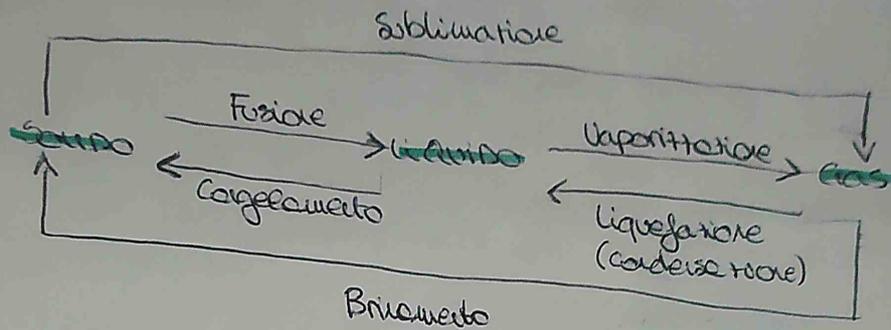
$Z < 1$  pressioni moderate

$Z > 1$  " elevate

Il comportamento di un gas reale si allontana dal modello dei gas ideali quanto più  $P$  è elevato e quanto più è bassa  $T$

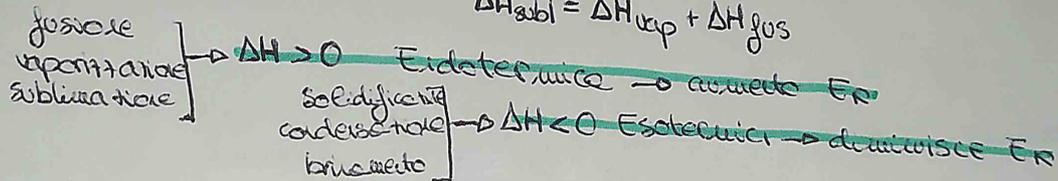
Stati aggregati

Stato materia	Volume forma	Densità	Comprimibilità	Movimento molecole
GAS	Vol del contenitore	bassa	molto	libero
LIQUIDO	Vol definito forma del contenitore	Alta	debolmente	scosso liberamente
SOLIDO	Ha volume e forma def	Alta	quasi no	Vibra in posizioni



Entalpia → funzione di stato che permette di determinare un calore molare di vaporizzazione, fusione e sublimazione a p costante. dipende da st iniziale e st. finale

$$\Delta H_{\text{subl}} = \Delta H_{\text{vap}} + \Delta H_{\text{fus}}$$



ΔH dipende dalle forze intermolecolari presenti

Processo d'interfaccia → particelle alla sep di un liquido in contatto col una fase aeriforme

Equilibrio Liq/Gas in un sistema chiuso: processo reversibile  
 ↳ dinamico  $L \rightleftharpoons G$  → La pressione esercitata dalla fase di vapore sulla fase liquida ad una certa T è detta tensione di vapore

T aumenta → aumenta la velocità media delle molecole

forze intermol + deboli evaporano + velocemente → press di vapore + alta

Eq di Clausius-Clapeyron

$$P_2 = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left( \frac{1}{T_2} \right) + C \quad \text{e} \quad \frac{P_2}{P_1} = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

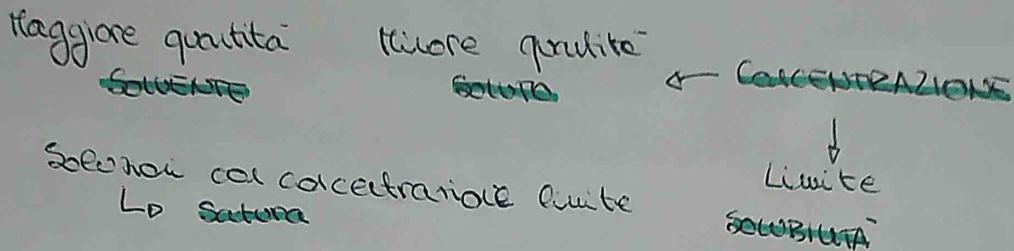
~~Lezione 14~~

Soluzioni → miscela omogenea di più sostanze

- Gas: solo sempre omogenee + miscibili in tutte le proporzioni

↳ Liquide: si formano sciogliendo in un liquido, uno o più gas, solido o altri liquidi

• Solidi: abbastanza comuni (leghe metalliche)



$$X_i = \frac{n_i}{n_{tot}} \quad X_i = \frac{P_i}{P_{tot}} \quad \leftarrow \text{Frazione molare}$$

$$X_i \% \quad \leftarrow \text{Percentuale molare}$$

$$H = \frac{M_{soluto}}{L_{soluzione}} \quad \leftarrow \text{Molarità} \quad (\text{dipende da } T)$$

$$m = \frac{M_{soluto}}{P_g \text{ solvente}} \quad \leftarrow \text{Molarità}$$

$$\% \text{ wt} = \frac{\text{massa soluto o solvente}}{\text{massa soluzione}} \cdot 100\% \quad \leftarrow \text{Percentuale in massa}$$

$$\% \text{ vol} = \frac{\text{volume soluto o solvente}}{\text{volume soluzione}} \cdot 100\% \quad \leftarrow \text{percentuale in volume}$$

$$\text{PPM} = \frac{g_{soluto}}{g_{soluzione}} \cdot 10^6 \quad \leftarrow \text{parti per milione}$$

Masses sempre additive anche se i volumi ~~non~~ lo sono sempre

Spontaneità dei processi di dissoluzione dipende dalla funzione di stato → ΔG Energia libera  
 ΔG > 0 non spontaneo    ΔG < 0 è spontaneo    ΔG = 0 equilibrio

Effetto della T sulla solubilità

Solubilità di un sale aumenta con la T.

Satura → corpo di fondo

Solubilità dei gas

Solubilità diminuisce all'aumentare della T

Solubilità aumenta all'aumentare della P L di Henry

$$S_{gas} = R_H \cdot P_{gas}$$

La solubilità di un gas è proporzionale alla pressione parziale del gas sopra la soluzione

Legge di Raoult (sol volatili): la pressione di vapore di un componente della soluzione è proporzionale alla sua frazione molare nella miscela liquida

$$P_A = P_A^\circ \cdot X_A \quad P_B = P_B^\circ \cdot X_B$$

$$\rightarrow P_{tot} = P_A^\circ \cdot X_A + P_B^\circ \cdot X_B \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{L. di DALTON} \\ \text{L. di RAULT} \end{array} \right.$$

Soluzioni ideali → interazioni A-B con solo molto diverse da quelle A-A e B-B

$$\Delta H_{sol} = 0$$

$$\Delta H_{sol} > 0$$

forte attrattive A-B  
minori di quelle A-A e B-B

$$\Delta H_{sol} < 0$$

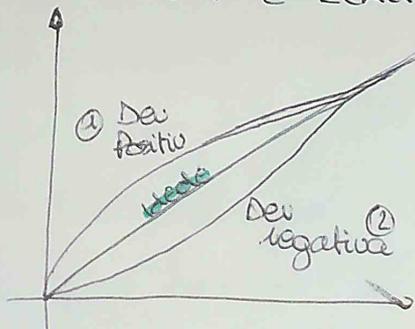
forte attrattive A-B  
maggiori di quelle A-A e B-B

Legge di Raoult (sol volatili): vale solo per soluzioni ideali o molto diluite

$$P_{tot} = P_{sol}^\circ \cdot X_{soluto} \quad \Delta P = P_{sol}^\circ \cdot X_{soluto}$$

La presenza di parti sol volatili riduce il numero di molecole che stanno a superficie → meno liquido evapora

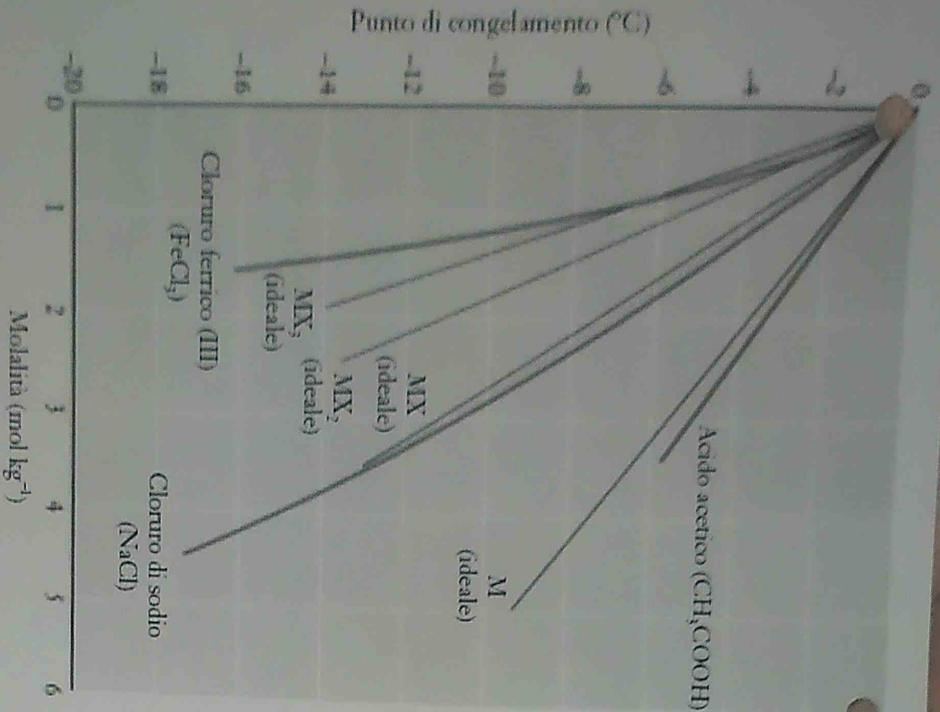
SOLUZIONI IDEALI e REALI



① interazioni soluto-solvente molto deboli

② interazioni molto forti

# SOLUZIONI DI ELETTROLITI deviazioni dal comportamento ideale



**FIGURA 6.11** Le linee colorate spesso forniscono gli abbassamenti crioscopici dell'acqua osservati in presenza di acido acetico, NaCl e FeCl<sub>3</sub> al crescere della molalità delle soluzioni. Le linee rette nere rappresentano i valori attesi per un comportamento ideale nei casi in cui, per ogni mole di soluto, si formano in soluzione da una a quattro moli di particelle. La curva sperimentale di NaCl (che dà due moli di particelle per ogni mole di soluto) è molto vicina alla linea retta ideale propria dei composti MX; la curva sperimentale di FeCl<sub>3</sub> (che dà quattro moli di particelle per mole di soluto) è abbastanza vicina alla linea ideale dei composti MX<sub>3</sub>. L'aspetto complessivo indica che l'acido acetico si scioglie dando sostanzialmente una mole di particelle per mole di soluto. Da notare anche che, al crescere delle concentrazioni, si osservano sia deviazioni negative che positive dal comportamento ideale.

