



**Appunti universitari**

**Tesi di laurea**

**Cartoleria e cancelleria**

**Stampa file e fotocopie**

**Print on demand**

**Rilegature**

**NUMERO: 2292A**

**ANNO: 2017**

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

**STUDENTE: Gaeta Annamaria**

**MATERIA: Chimica Generale Teoria + Esercizi - Prof. Fiorilli**

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.**

quadro A => strutture disperi quadro B => strutture pari

### CIBAI DI TESTO

1. A.M. Rosetti, A Tripicchio, "Fondamenti di chimica", Ed. Aulimassima
2. B. Borelli, "Appunti di chimica", Ed. CWT => base, poco approfondita
3. R.S. Sponberg "Chimica per la vita: introduzione alla chimica e alla sue implicazioni", Ed. McGraw-Hill (+ videomato delle prof) !!!
4. P. Atkins, L. Jones, "Principi di chimica", Ed. Zanichelli

### TESTI CON ESERCIZI

1. M. Anselmi, B. Borelli, "Esercizi per l'esame di chimica", Ed. CWT
2. A. Celestino S. Rouchelli "Esercizi di chimica, Risolti e Correzionati", Progetto Leonardo, Esculapio - Bologna

### TAVOLE PERIODICA (quella + vecchia), CALCOLATRICE

4 Appelli  
 ↳ 2 migliori  
 ↳ 1 migliore  
 ↳ 1 settimane

Test (5 quesiti in 30 min)  
 scritto (4h) -> 2 esercizi + 2 domande aperte  
 + dom. appog.

de un corpo è interamente omogeneo? Rientra a vedere discontin.  
o non omogeneo. entire e posto?

due FASI (caratteristiche)

Due sostanze diverse (una si scioglie e  
due sostanze separate) => soluzione

Il composto è formato da più elementi  
come il cloro di sodio (NaCl), acqua (H<sub>2</sub>O)  
invece è una  
SOSTANZA  
REAGIBILE

no+  
(particelle  
positive  
che ne fanno)  
e- (particelle  
neg. che ne  
fanno)

+ FASI (STEREO)

più e da un corpo  
altro verso di verso  
procedere finché  
non si è  
delegati così un sb  
delegati procedere  
anticipato posizioni

può essere un caso di  
delegati così da  
SISTEMO (di, cioè)  
essere e' no se è decomponibile  
i COMPONENTI di tipo  
regio cloro di  
sodio

to  
sostanze  
pure

I COMPONENTI DELLA MATERIA

- le ossigeno che costituisce la base di tutto della materia
- le terre ossigeno di tutto
- le ossigeno che costituisce il metallo centrale dell'atomo
- = le terre ossigeno di tutto
- gli elementi: un nuovo sguardo alle terre pure

ELEMENTO è il tipo di sostanza più semplice, con proprietà fisiche  
chimiche estreme. è costituito da una sola specie di atomo. può essere  
purificato in un tipo di materia + semplice con estrazione fisica  
o chimica. [es. oro]

MOLECOLA è un'unità strutturale indipendente cost. da due o + atomi  
[es. acqua] che non ha una [massa e volume] per atomi unitari in  
soluzione. i propri elettroni => espone => per l'equilibrio

sodio + cloro -> cloro di sodio

no proprietà  
oposte rispetto  
al prodotto

le proprietà  
di senso rispetto  
al prodotto

COMPOSTO: se le proprietà sono diverse da quelle degli elementi costituenti

## LA TEORIA MODALE DI SARTON (1966 - 1969)

1. Tutte le usanze  $\bar{u}$  esistono da abusi
2. Gli abusi di un elemento non possono essere esentati negli abusi di un altro elemento.
3. Gli abusi di un elemento non ideali sono uguali a quelli delle proprietà e sono diversi dagli abusi di ogni altro elemento
4. Esempi: sono presentati dalla esemplificazione plurimo di uno specifico rapporto di abusi di differenti elementi.

### Esemplificazione dello stesso

Gli abusi non possono essere né usati, né disposti. **POSTULATO 1**  
o esentati in altri tipi di abusi. **POSTULATO 2**  
E anche ogni abuso ha uno stesso prima, dovuto **POSTULATO 3**  
una relazione esclusiva. Gli abusi si esentano in differenti modi  
e non con l'altro equivochi non c'è univ. delle usanze totali

### Esemplificazione definitiva

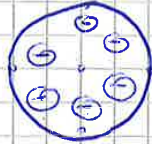
Gli abusi si esentano in un esempio in rapporto specifici e ogni abuso non sono specif. usanze. Però ogni elemento costruisce una funzione prima dello stesso totale in un esempio

### Proprietà multiple

Gli abusi di uno stesso elemento hanno la stessa usanza e gli abusi sono individuali. Però questo si esentano in differenti usanze di abusi in diversi esempi. Però rapporto dato essere quello di più o di meno interi.

IL MODELLO ATOMICO DI J. J. THOMSON

il modello è planetario



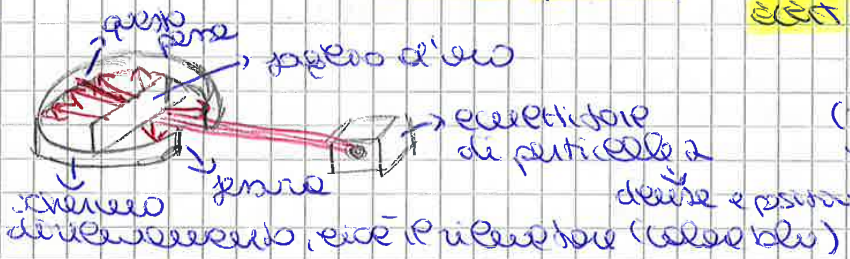
cariche positive distribuite sull'intera sfera

se l'atomo avesse le dimensioni di uno stadio, il volume del suo nucleo sarebbe equivalente a quello di una piccola biglia.

ESPERIMENTO DI RUTHERFORD

Una prova di particelle alpha usò a sud degli esperimenti di Thomson. Si fece un foglio di carta e si misurò il tempo di diversi fogli di carta sottile e viene elenato di un rivelatore (per il blu). So che la deviazione è maggiore e che non cambia con la velocità e per cui vedere come delle particelle

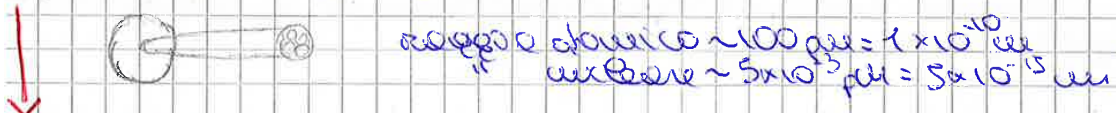
traversa. Le particelle più massicce, allungano il tempo di percorrenza perché, oltre a questo, il loro volume è maggiore. Il tempo di percorrenza è anche influenzato dalla densità. Però la carica è la stessa e la deflessione è concentrata. => impatti in un punto e una concentrazione delle particelle. => PROVA DI RUTHERFORD - ESPERIMENTO " IL VOLUME



spessore a  $2,4 \times 10^{-10}$  m (~500 volte della luce)

deflette di  $\sim 180^\circ$   
 massa di  $p$  è  $\sim 1840$   
 x massa di  $e$   
 numero opposto (+)  
 rispetto al elettrone (-)

Si osservò i effetti di un raggio di particelle di carica  $+2e$  e massa  $4m_p$ . Il raggio di particelle di metallo. ~~Alcune particelle erano cariche negative.~~  
 Fece, così, altri esperimenti con:



CHARLTON però con una serie di esperimenti per lui si era conservato e aveva visto.

Venne così scoperto il mezzone neutrone (carica = 0) massa  $m \sim$  massa  $p = 1,67 \times 10^{-27}$  g. Il numero di protoni determina la carica elettrica, e anche il suo atomico.

non è un **metallo** (anche se) pubblico ed è un **gruppo di organo**  
 sono degli **alcali**: uno solo che **si ossida** deve essere per **elementi**  
 perché se **nesso** **elemento** **veramente** **disponi** **in** **modo** **che** **gli** **altri**  
 che **proprietà** **chimiche** **sono** **occupano** **le** **due** **colonne**



con A sono **decolorati** i **gruppi** **più** **alti** **per**, **mentre** **con** **gli** **altri**

Al **ordine** **di** **numero**  $O_2, N_2 \Rightarrow$  **molto** **solite** (no **esempi**)  $F_2, Cl_2, Br_2$   
 (questi **tutti** **gli** **alogeni** **non** **biatomici**),  $H_2$  che **non** **è** **un** **alogeno**.

**ORGANIZZAZIONE DEGLI ELEMENTI**

gli **elementi** **si** **classificano** **in** **metalli**, **non** **metalli** **e** **metalloidi**  
 (metalloidi **divisi** **in** **due** **gruppi** **di** **uno** **gruppo** **rispetto** **alla** **colonna**  
 del **gruppo** **13** **al** **posto** **del** **gruppo** **16**).

I **metalli** **è** **diviso** **dalla** **linea** (tra **Li** e **H**). 1° **gruppo**  $\rightarrow$  **alcali**,  
 2° **gruppo**  $\rightarrow$  **alcali** **terrosi**, **dal** **3°** **al** **10°**  $\rightarrow$  **metalli** **di** **transizione** **e** **altri**  
**di** **transizione** **interne** **berillio** **e** **alluminio**. **tra** **metalli** **lucidi** **e** **T**  
**metalloide** (tra **un** **metallo** **che** **è** **liquido**), **conduttore** **ottimo** **e** **efficienza**  
**possono** **essere** **usati** **e** **trasmessi** **in** **acqua** (e **conduttore**) **e** **impie**  
**conduttore**

I **non** **metalli** **in** **acqua** **o** **aria** **due** **stati** **solidi** **o** **gas** **o** **T** **metalloide**  
**hanno** **il** **masso** **che** **è** **liquido** (lo **iodio** **è** **solido**) **e** **conduttore** **molto**  
**meno** **o** **efficienza**.

I **metalloidi** **hanno** **lo** **stesso** **o** **simile** (B, Si, Ge, As, Sb, Te) **hanno**  
**proprietà** **intermedie** **o** **però** **due** **usati** **per** **elettronica**.

**Composti ionici** sono prodotti dall'unione di cationi e anioni

- La presenza dell'elettrolita esprime la presenza di un elettrolita
- La presenza delle esche del catione e anione in ogni unità formula deve essere uguale o zero.

CaCl<sub>2</sub> NO<sub>3</sub> → due rapporti di massa e due specie nell'elettrolita

unità formula ed in parte ed è possibile essere più o meno un elettrolita

**MASSA ATOMICA (O PESO ATOMICO)** è la somma di un atomo espressa in unità di massa atomica (u.m.a.) o Dalton (Da)

u.m.a. = precedente **relativo** =  $\frac{1}{12}$  della massa dell'atomo <sup>12</sup>C

l'atomo <sup>12</sup>C "pesa" 12 volte tanto equivale ad un u.m.a. assoluta

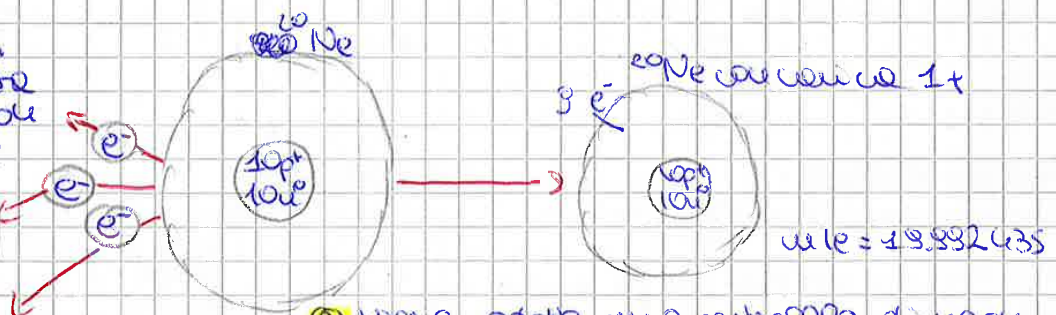
di  $1.66054 \cdot 10^{-24}$  g

<sup>1</sup>H = 1.008 u.m.a. <sup>16</sup>O = 16.00 u.m.a.

6 protoni  
6 neutroni  
6 elettroni  
relativa  
assoluta  
quanti ne restano al tempo di u.m.a. relative

Le percentuali relative degli isotopi in natura è puramente empirica (ottenuta per spettrometria di massa) (realizzata alle scoperte e gli esperimenti dei raggi cosmici).  
 → massa e carica relative delle particelle usate in tutto classico

1) Un elettrone con una energia vite nel campo di un atomo può essere posseso.  
 sempre di elettr. ed altri energie



2) L'orbita elettronica è l'energia di un elettr. dall'atomo di un at.

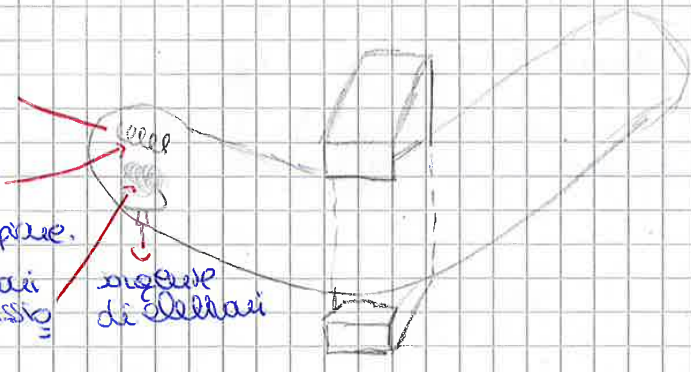
3) Viene prodotta una particella di un atomo che ha 10p<sup>+</sup> e 10n<sup>0</sup> nel nucleo ma solo 9e<sup>-</sup>.

Tutto si divide in base al rapporto verso cui le particelle + pesanti deviano di un lato mentre quelle + leggere.

4) L'elettrolita è venduto nelle essenze.

5) se necessario, per circolazione, si può fare l'elettrolita.

6) se preso da elettroliti bisogna che l'elettrolita sia sempre nuovo.





**MASSA MOLECOLARE (O PESO MOLECOLARE)** è la somma delle masse atomiche (in u.w.e.) in una molecola

$$SO_2 \Rightarrow \begin{array}{r} 1S \\ 2O \end{array} \quad \begin{array}{r} 32.07 \text{ u.w.e.} \\ 2 \times 16.00 \text{ u.w.e.} \end{array} +$$

$$SO_2 \quad 64.07 \text{ u.w.e.}$$

Per ogni molecola: **massa molec. (u.w.e.) = massa molec. (grammi)**

Esempio: 1 molecola  $SO_2 = 64.07 \text{ u.w.e.}$   
 1 mole  $SO_2 = 64.07 \text{ g } SO_2$

**MASSA DELL'UNITÀ FORMOLA** è la somma delle masse degli atomi (in u.w.e.) in una unità formula di una sostanza ionica

$$NaCl \Rightarrow \begin{array}{r} 1Na \\ 1Cl \end{array} \quad \begin{array}{r} 22.99 \text{ u.w.e.} \\ 35.45 \text{ u.w.e.} \end{array} +$$

$$NaCl \quad 58.44 \text{ u.w.e.}$$

Per ogni esempio ionico: **massa dell'un. form. (u.w.e.) = massa molec. (g)**

Esempio: 1 unità formula  $NaCl = 58.44 \text{ u.w.e.}$   
 1 mole  $NaCl = 58.44 \text{ g } NaCl$

Il numero di moli ( $n$ ) di una sostanza di massa molec.  $M$  (g/mole) si calcola in numero di moli

$$n(\text{mole}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mole})}$$

Le reazioni del tipo  $aA + bB \rightarrow cC + dD$  (o più sostanze) si interpretano in base (o più) sostanze di partenza è detto **REAZIONE CHIMICA**.

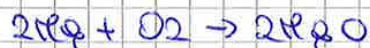
Una **REAZIONE CHIMICA** altera i nuclei atomici per costruire quello che essi avevano dovuto essere chimici.



↓  
 reagenti  
 ↓  
 prodotti

reagenti → prodotti

se c'è ⇒ allora la rea. è bilanciata



come si legge:

- 2 atomi di  $Hg$  + 1 molecola  $O_2$  danno 2 unità formula  $HgO$
- 2 moli di  $Hg$  + 1 mole  $O_2$  danno 2 moli  $HgO$
- 436 g  $Hg$  + 32.0 g  $O_2$  danno 806 g  $HgO$

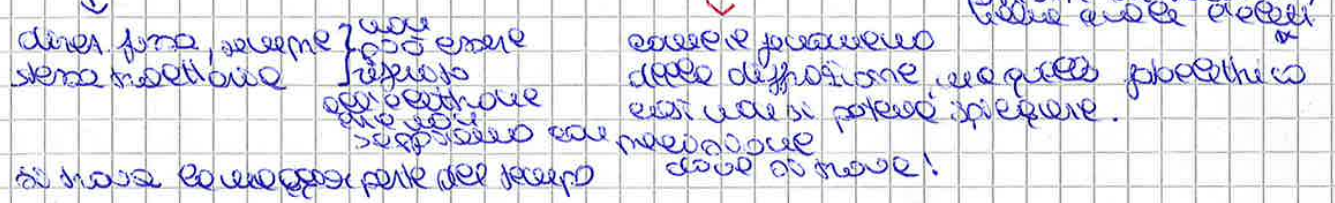
**teoria quantistica e struttura atomica**

Per descrivere ciò che avviene in modo sostanziale, non si poteva perché non si aveva ciò di cui si aveva bisogno. Su questo esempio - quello dell'atomo - i quali sono per la **teoria quantistica**.

1. Natura della luce (caratter. della luce elettromagn. / corpuscolare) => **decadenza** perché **essenziale**

2. Il dualismo onda-particella di luce ed energia

3. Il modello planetario viene dopo l'etere (il fatto di atomi diversi deve esistere)



**DETERMINISTICO - PROBABILISTICO**

questo lo dice il dubbio / questo lo dice l'ordine

$f(x=1)$ , che è il ricambio, è detto **numero d'onda**

**CANATURA ONDULATORIA DELLA LUCE**

**CONDIZIONE D'ONDA**: distanza tra punti corrispondenti consecutivi delle onde.

complesso d'onde,  $\lambda = v \cdot T \rightarrow \lambda = \frac{v}{f}$

$\lambda A = 2 \lambda B = \lambda C \Rightarrow v_A = \frac{1}{2} v_B = \frac{1}{4} v_C$

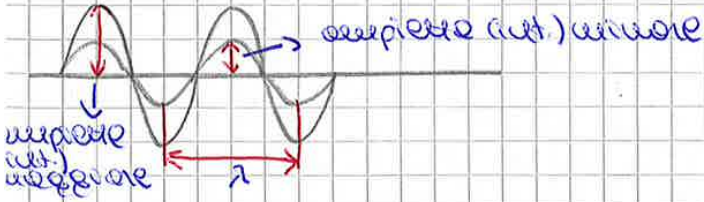
$c = \lambda \nu$



**frequenza** = numero di cicli al secondo

velocità =  $3.00 \times 10^8$  m/s

**AMPLIEZZA** (intensità) di un'onda: la massima variazione che si può avere => si può di ampiezza



Lo **spettro elettromagnetico**, che ha permesso di vedere le variazioni attraverso le radiazioni, si estende da lunghezze d'onda molto corte dei raggi  $\alpha$  e  $\gamma$  (gamma) a lunghezze d'onda molto lunghe delle onde radio, passando a quelle più visibili

**DECADIMENTO NUCLEARE**

modificazione dell'aspetto e quantizzazione dell'energia

Amplitude delle frequenze = un **corpo nero**

NATURA PARTICELLARE  
LUCE

Se un corpo nero viene riscaldato, emette delle radiazioni caratterizzate dal volume, le cui note stative, che si comportano come oscillatori, la cui energia dipende dalla lunghezza d'onda e dalla temperatura. Tutte le emesse hanno una  $\lambda$  massima, e poi vanno di un minimo ad un

tra spinta di oscillazioni (in un caso di  $\lambda$  o  $f$  dalla luce che viene emessa) e quello blu e quello rosso (aumentano)  $\Rightarrow$  la luce emessa si raggruppa in massimo. Il colore viene dunque più grande o il minimo si sposta verso la lunghezza

**L** ALTA SPERIMENTALE (diverso da quello economico che sempre prevedere le due emesse indistinte)  $\rightarrow$  perché i risultati di misurare l'emissione della luce mostrano un salto di frequenza e continuo.

**MAX PLANCK**: ipotizzò che un corpo a temperatura elevata ( $\sim 2000K$ ) se in

spazio di emettere (o assorbire), possiede "certe quantità" di energia.

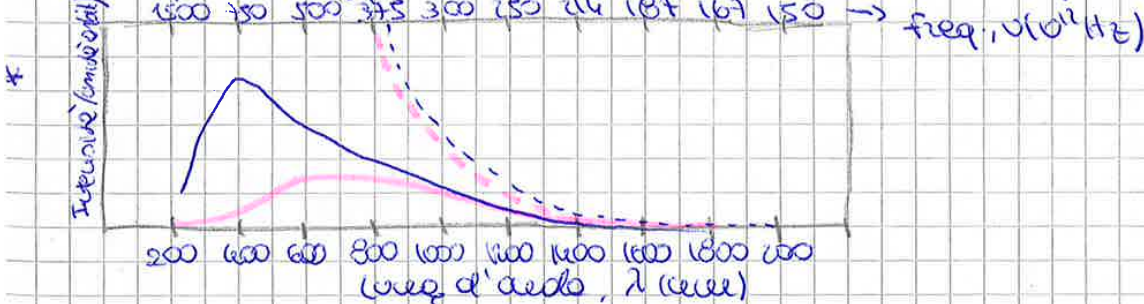
$E = nh\nu$  (dette quanti) sono per classi che interiscono o emettono

- $\downarrow$   $h$   $\rightarrow$  frequenze
- energia delle radiazioni emesse
- $\rightarrow$  nuovo intero positivo, dalla meccanica quantistica
- $\rightarrow$  esistenza di proporzionalità (costante di Planck)

$h = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

Le oscillazioni che emette (che sono pacchetti) sono più gli oscillatori che si possono trovare per ogni oscillatore in ogni secondo di ogni oscillatore per emettere e assorbire energia in pacchetti

l'energia emessa da un corpo all'oscillatore è dovuta alla oscillazione dei pacchetti. Se oscillano possono emettere una certa quantità di energia che non dei multipli di nh, quindi si dice che la loro energia è quantizzata



colli sono significativi tendenti a zero per  $\lambda \rightarrow 0$

lo spettro di emissione viene dato come continuo spandendosi fino a  $\lambda \rightarrow \infty$  (per  $\lambda \rightarrow \infty$   $\nu \rightarrow 0$ )  
 luce bianca emessa da un corpo nero più piccolo. In un realtà solo  
 2 ALGHE SPECTRA perché si è osservato una struttura (potrebbe essere  
 anche emispetro di un corpo nero)  $\rightarrow$  quindi per spettro continuo per  
 altri dati.

Per questo riguarda quello dello idrogeno erano 3 serie di ALGHE



con osservazione degli spalti di assorbimento si giunge a

EQUAZIONE DI RYDBERG (unica empirica)

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[ \frac{1}{m_1^2} - \frac{1}{m_2^2} \right]$$

$m =$  numeri interi positivi

NUMERO  
 DAVIDA

costante di RYDBERG =  $1,096776 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$  trovato sperimentalmente.

Per esempio il primo delle serie per l'idrogeno di H (Lyman) viene  
 solo emesso per le transizioni semplici. Adatto il modello classico  
 della quantizzazione dell'energia al modello atomico di Bohr e  
 ed elettroni nei modelli atomici che si adottano del H e degli altri  
 "idrogenoidi" (per esempio atomi di elio in modo che esso conti  
 con H, cioè avendo un solo elettrone).

Quindi per spiegare gli spalti atomici ipotizzò che gli elettroni  
 soltanto alcuni livelli energetici.

Modello atomico di Bohr (1913)

I POSTULATI:

- 1) Gli elettroni della orbita circolano intorno al nucleo
- 2) Gli elettroni che circolano intorno al nucleo non perdono né emettono stati  
 stazionari (invarianti nel tempo) cioè orbita e per corrisponde un  
 valore definito di energia.
- 3) Gli elettroni emettono energia quando si trova in un'orbita perenne,  
 ma solo se passano da un'orbita più esterna ed emettono più interne perenne  
 la frequenza della radiazione emessa (quanta) è data dalla  
 relazione:  $\nu = (E_2 - E_1) / h$

## Le onde di de Broglie

Se la materia è di natura corpuscolare e allora si pensò in un'idea che essa avrebbe potuto essere un'onda elettromagnetica.

L'ellitticità dell'onda ha un'eccezionalità conclusiva

Tutte le onde vibrazionali ogni estremo  $\Rightarrow$  sono possibili solo determinati valori di lunghezza d'onda  $\lambda$  perché l'onda oscillava in sistemi astratti

### Imposizione che $\lambda$ sia frazionaria

$2\pi r = n\lambda$  non determinati multipli più di  $\lambda$  che stesso valore  $2\pi r$

$m=3$   
 $m=5$  onde vibrazionali

$m=3, \frac{1}{3}$  onde possibili perché possibili e vibrazioni non eliminate

$\Downarrow$   
condizioni base!

Da Broglie ipotizza che  $e^-$  sia ~~onda~~ particella che ~~onda~~

$\lambda = \frac{h}{mv}$  lunghezza di onda  
 $\downarrow$   
lunghezza  $e^-$

$\lambda = \frac{h}{mv}$  il  $h$  è l'energia propria della quantità di moto

$$2\pi r = n \frac{h}{mv}$$

una  $e^-$  veloce ha  $\lambda$  dell'ordine di  $10^{-10}$   $\Rightarrow$  se viene eccitata onde elettromagnetiche, se dovessero vedere le conseguenze attraverso la legge  $\lambda = \frac{h}{mv}$  un  $e^-$  veloce, sul quale non ripartire e non hanno fenomeni di diffrazione.

Le particelle sono in grado di attraversare quantità di onda, quindi dei piani con quantità di onda + fase,  $\lambda$  deve essere uguale (o frazione)

## Il principio di indeterminazione di Heisenberg

Esistono onde  $\Rightarrow$  ogni cosa di  $e^-$  in ogni momento e come onda  $e^-$  non è possibile. Solo perché questo principio:

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

$\Delta x$  = oscillazione di sapere la posiz. e la velocità

Esempio  $\Delta v = 1\% v = 0,01 (6 \times 10^6) \text{ m/s} = 6 \times 10^4 \text{ m/s}$

ei da dei dati

$$\Delta x \geq \frac{h}{4\pi \Delta p} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}}{4\pi (9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}) \cdot 6 \cdot 10^4 \text{ m/s}}$$

$$\Delta x \geq 10^{-8} \text{ m}$$

perché  $\Delta v = 1\% v$

## NUMERI QUANTICI E ORBITALI ATOMICI

Un orbitale atomico (o la fz d'onda di un e<sup>-</sup> in un atomo) è specificato da 3 numeri quantici (che derivano dalla soluzione matematica dell'equazione di Schrödinger):

- $n$  numero quantico principale  $\rightarrow$  numero intero positivo
- $l$  " " del momento angolare  $\rightarrow$  numero intero compreso tra 0 e  $n-1$
- $m_l$  " " magnetico  $\rightarrow$  numero intero compreso tra  $-l$  e  $+l$

PROPRIETÀ	VALORI PERMESSI	NUMERI QUANTICI
$n$ : dimensione, energia $\neq$	$1, 2, 3, \dots$	<pre>           1                       0                       0           </pre>
$l$ : momento	da 0 a $n-1$	<pre>           2          / \         0   1                       0   0                       0  -1  0  +1  0           </pre>
$m_l$ : orientaz. nello spazio	$-l, \dots, 0, \dots, +l$	<pre>           3          /   \         0  1  2                         0  0  0                         0 -1  0  +1  2           </pre>

$n$	$l$	$m_l$	simbolo orb.	$n$ orb.
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	4
	1	+1, 0, -1	2p	
3	0	0	3s	9
	1	+1, 0, -1	3p	
	2	+2, +1, 0, -1, -2	3d	
4	0	0	4s	16
	1	+1, 0, -1	4p	
	2	+2, +1, 0, -1, -2	4d	
	3	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	4f	

perché non  
opp. simmetria  
de. uguale  
opp. simmetria  
p<sub>z</sub> p<sub>x</sub> p<sub>y</sub>

$\rightarrow$  Hanno la  
stessa energia  
 $\Rightarrow$  degenerati

$\downarrow$   
resonanza  
vale e propri  
cost. in  
quello  
non equiv  
al p<sub>z</sub>  
altri

L'energia dipende solo da  $n$  e  $l$  anche da  $l$   $\Rightarrow$  perché subisce lo spin  
da questa relazione dei livelli energetici dipende dalla soluzione dell'equazione di Schrödinger.

$\downarrow$   
però anche sugli idrogenoidi!

\* dell'orbitale (o cui energia e lunghezza d'onda)  $\rightarrow$  funzione

$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

NUMERO QUANTICO ANGIOLARE  $l$

Per un dato valore di  $n$ ,  $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$

- $n=1, l=0$
- $n=2, l=0, 1$
- $n=3, l=0, 1, 2$
- $n=3, l=0, 1, 2, 0, 3$

- $l=0$  orbitale s
- $l=1$  " p
- $l=2$  " d
- $l=3$  " f

primo dell'orbitale "di  
più occupato da  $e^-$

$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

NUMERO QUANTICO MAGNETICO  $m_l$

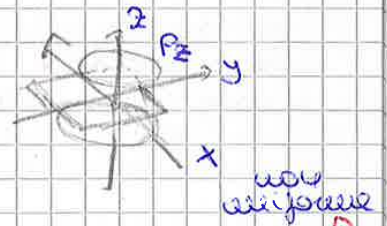
Per un dato valore di  $l$ ,  $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$

se  $l=1$  (orbitale p),  $m_l = -1, 0, +1$   
 se  $l=2$  (orbitale d),  $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$

è il numero che gli è perpendicolare

orientamento degli orbitali  
 nello spazio

Lo spin è un vettore e come si ottiene il numero:



\*  
 In questo vettore solo 2 orbite, ed è evidente che l'orbitale dovrebbe  
 per ogni valore di  $m_l$  occupare, quindi al posto del numero di  $m_l$  orbitale  
 di nucleo, ed è il numero di momento angolare  $\rightarrow$  spin  $\rightarrow$  spin  
 $\Rightarrow$  2 momenti di spin:  $-\frac{1}{2}$  e  $+\frac{1}{2}$ . Il che è il caso spin up, se però pensate  
 altrimenti nel caso spin down, mentre lo spin up è il caso di  
 si separano in due. Quindi è un altro momento angolare che non deriva  
 dallo spin, dall'equazione di Schr.  $\rightarrow$   $m_s$

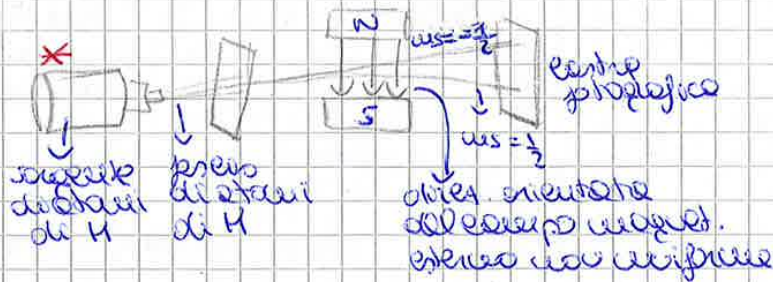
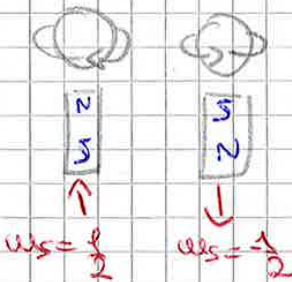
NUMERO QUANTICO DI SPIN  $m_s$

diretta circolare dello spin  
 dell'elettrone

derivato da  
 due possibili  
 orientamenti dello  
 spin  $\rightarrow$  spin  $\rightarrow$  spin  
 spin  $\rightarrow$  spin  $\rightarrow$  spin

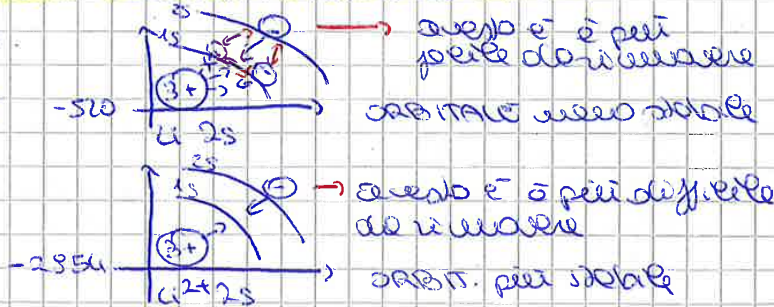
orbita  
 di H

$$m_s = +\frac{1}{2} \quad 0 \quad -\frac{1}{2}$$

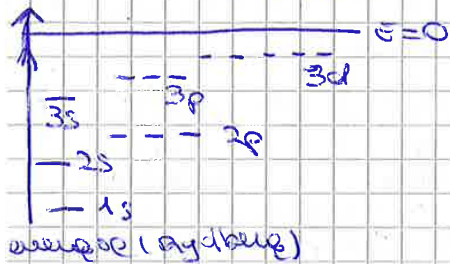
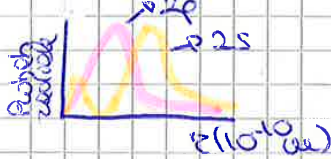


l'oggetto di altri elettroni in orbita: interni

si considera sempre gli elettroni nello stato più esterno



2s è un po' più piccolo rispetto al 2p -> dipende dallo spin e dallo spin

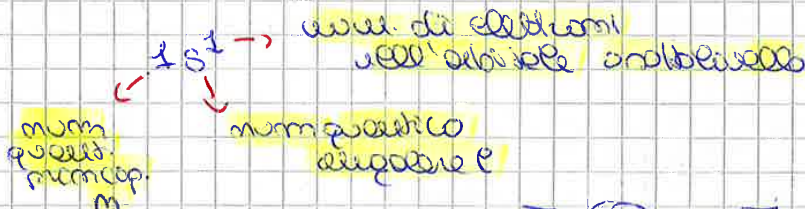


superiore più concetto di indistorsione (come quello all'atomo). Si pensi ad un'altra serie di orbitali

$s < p < d < f$

la configurazione elettronica

efficienza come gli elettroni sono distribuiti nei vari orbitali atomici lo si dice.



$n = 1, 2, 3, \dots$

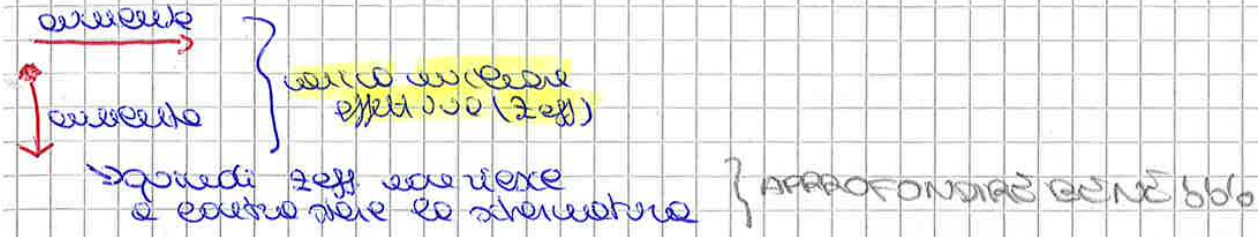


disposizione ad orbite

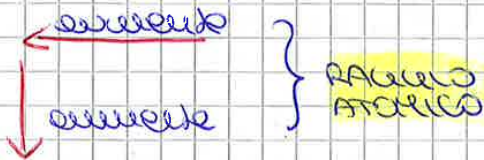


**proprietà periodiche degli elementi**

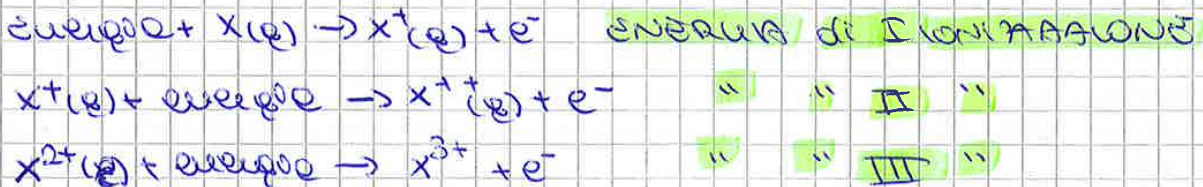
- Tendenza nel raggio atomico (+ piccolo, distanze legame piccole → (legame + forte)
- Tendenza nell'energia di ionizzazione
- Tendenza nell'affinità elettronica



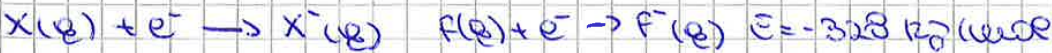
tipi esiti dello distacco dei elettroni ⇒ **RAGLIO COVALENTE** (vale anche per composti ionici, metallici)



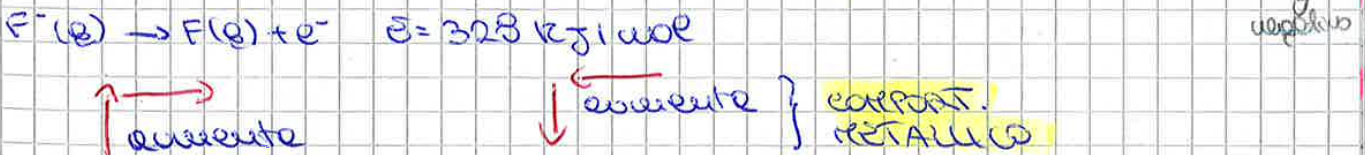
**ENERGIA DI IONIZZAZIONE** = energia richiesta (in kJ/mole) necessaria per rimuovere 1 mol di e<sup>-</sup> da uno stato elettronico particolare dello stato fondamentale.



**AFFINITÀ ELETTRONICA** = energia liberata (per esempio, negativa) da un atomo neutro quando accetta un elettrone nel suo stato fondamentale, quando acquista un e<sup>-</sup> per dare luogo a uno ione negativo formato.



Laudi è l'energia che deve essere fornita per liberare e<sup>-</sup> dall'atomo



**Simboli di Lewis:**

Per gli elementi dei gruppi principali

es: Azoto, N, SA che 5 elettr. valente

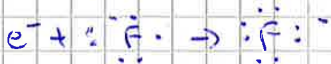


- il numero del gruppo A dà il numero degli elettr. di valenza
- rappresenta un punto per ogni elettr. di valenza sui Lewis del simbolo dell'elemento
- Aggregare i punti (elettr.) come se uno stesso stato distribuito tutti gli elettr. di valenza.

avere come un frase generale il equipartire degli atomi nel primo che sparsi otterrebbero ed **regola dell'ottetto**: quando gli atomi si legano essi edano, preesistono o ed edividaano elettroni per raggiungere un livello esterno pieno di due (due) elettroni.

**Le legami covalenti**

Legame covalente elettrostatico e si forma quando si escludono fra loro due elementi aventi rispettivi uno o due elettroni di valenza. (P. E. u. metallo) e un altro opposto elettrostatico (elettr. non metallici)



**Energia potenziale**

→ esse esempio spere

elet (positiva) è l'energia richiesta per separare completamente **uno mole** lo stato covalente nei suoi vari assoluto positivo (oppure quello che viene liberata dalla formazione di una mole di un solido i cui partendo degli suoi ioni in stati assoluto positivo, elet negative)

una teoria per capire l'entità di energia im poco che tra due ioni e sono vni peraltro, tra due diversi gli elementi.

$$E = k \frac{Q^+ Q^-}{r}$$

- $Q^+$  = carica catione
- $Q^-$  = " anione
- $r$  = distanza tra ioni

essendo all'ovvero di Q e lo al di am. di r.

$\Delta H =$  ENTALPIA = ENERGIA

1° stadio  $\rightarrow$  SUBLIMAZIONE ( $\uparrow$ )

2° "  $\rightarrow$  ENERGIA DI LEGAME ( $\uparrow$ )

REAZ. ESOTERMICHE  $\rightarrow$  ENERGIA RETICOLARE

valore freddo negativo =  $\Delta H$

energia reticolare  $\rightarrow$  PROPRIETÀ (Punto di fusione)

energia reticolare  $\neq$  energia elettrostatica  
 e questo vale e esiste sempre

I ioni vicini si muovono grazie alle forze di attrazione che favorisce un processo di avvicinamento perché energia favorita. E' un processo di attrazione reciproca o a eq. dell. è favorita dalla stabilizzazione degli ioni nel reticolo cristallino.

Per calcolare l'energia reticolare bisogna tener conto sia dell'energia di attrazione che di repulsione, in dipendenza della carica dello ione:

$$E_r = -\frac{6z^2}{4\pi\epsilon_0 d} + \frac{12z^2}{4\pi\epsilon_0 13d} - \frac{8z^2}{4\pi\epsilon_0 17d} + \dots = -\frac{z^2}{4\pi\epsilon_0 d} \left( 6 - \frac{12}{13} + \frac{8}{17} + \dots \right)$$

se il cristallo contiene N cationi ed N ioni anionici, il valore dell'energia reticolare sarà dato dalla somma dei contributi di tutti gli ioni:

$$E_r = -\frac{Nz^2}{4\pi\epsilon_0 d} \left( 6 - \frac{12}{13} + \frac{8}{17} + \dots \right)$$

= M, **costante di Madelung**, valore  $> 1$  e dipende soltanto dal tipo di struttura cristallina e dal numero di **coordinazione** del singolo ioni (numero di ioni che seguono quello che viene considerato come base)

$$E_r = -M \frac{Nz^2}{4\pi\epsilon_0 d}$$

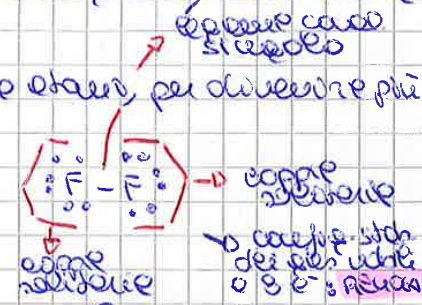
energia coesiva

**CRISTALLINACE**: riguarda il numero di ioni vicini di segno opposto ed una distanza  $d$ , da 12 ioni dello stesso segno ed una distanza  $13d$ , da 8 ioni di segno opposto a distanza  $17d$

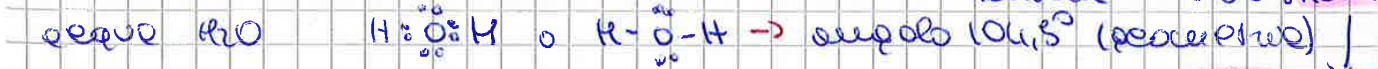
2 stadi di K  $\rightarrow$  se unione rispetto alle esigenze di legame è allentato energia

legame in cui 2 o più elett. sono condivisi da due o più atomi, per diventare più stabili.

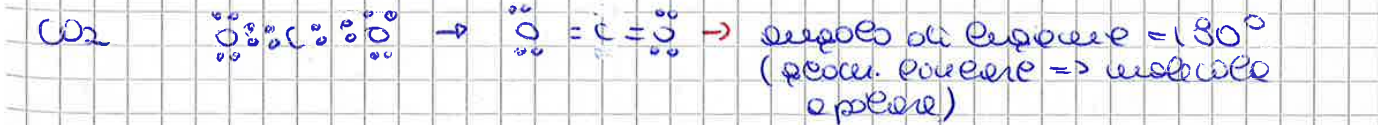
**COPIA COVALENTI** di legame è indicata con "



n° ORDINE di legame  $\rightarrow$  n° di copie di legame



**LEGAME DOBBO**  $\rightarrow$  2 copie di elett. condivise da due atomi



**Legami intermolecolari**

Non vengono considerati nei calcoli della valenza

**SODICI COVALENTI O ARTICOLARI**

tra gli atomi c'è un legame covalente puro (temp. elevata)

recato idealizzato

es. quarzo = biossido di silicio (SiO<sub>2</sub>)

**LEGAMI COVALENTI POLARI**

è una densità elettronica che si trova tra due atomi

es.  $H-\overset{\delta-}{F} \rightarrow$  **MOMENTO DI DIPOLO** che dipende dalla geometria molecolare ed è uguale al numero dei legami di dipolo.

Le molecole polari di dipoli sono in grado di orientarsi in un campo elettrico. Permette di considerare le interazioni tra di poli.

**ELETTRONEGATIVITÀ**: capacità di un atomo legato di attirare o no gli elettroni

di legare. L'atomo più elettroneg. è il **FLUORO (F)**, seguito da O, anche il più elettroneg. è il **RE** (metallo), seguito dal Cs

- Diminuisce lungo i gruppi (in senso inverso prop. ai gruppi atomici)
- Aumenta lungo i periodi (proprio perché il metallo attrae meno gli elettroni di legame)

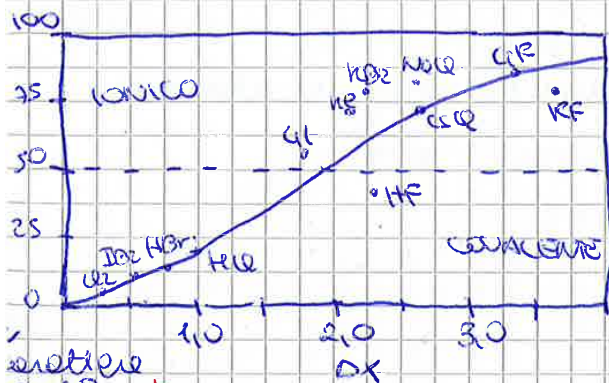
**≠ AFFINITÀ ELETTRONICA** = ENERGIA che si libera quando un atomo accetta un suo guscio pieno di elettroni.

**AULINI** → valori sperimentali dell'energia di legame (senza valori elettronici) che dipende dal numero e valore max di li.   
 Valori elettronici elettronici → esempio di legame

Le differenze dell'elettronegatività permette di capire la natura del legame tra due atomi:

$\Delta x > 1,7$   
 $0,4 \leq \Delta x < 1,7$   
 $\Delta x < 0,4$   
 0

**CARATTERE IONICO**  
 in modo molto ionico  
 carattere polare  
 in modo molto covalente  
 carattere apolare



\* Atomo elettronegativo è equipotenziale elettrico di una molecola polare in un campo elettrico con quello che lo molecola avrebbe se presentasse come dipolo completo (legame ionico).

Carica formale permette di scegliere la presenza di risonanza.

- I numeri

Electroni di valenza - (m. elettr. di valenza con esclusione  $\pm 1m. elettr.$  di valenza esclusi).

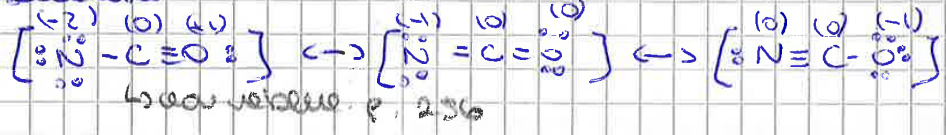
La somma delle cariche formali è zero in una molecola neutra, altrimenti il N° della carica.

↓  
due cariche opposte alla carica formale sono specie

REGOLA

1. + piccole possibili
2. no cariche scritte su atomi adiacenti
3. carica più negativa su atomo più elettro negativo.

Valore dell'orbitale di valenza,  $NO^-$ , che non è numerico  $\rightarrow$  3 forme di risonanza



Metodo di Foxley \*

Metodo di HF, si potrebbe ottenere un esempio del legame per cui alle medie delle energie H-H e F-F. Però esempio di H-F un valore superiore a queste diff. è dovuta a un contributo elettrostatico all'energia del legame H-F.

$F^- + e^{-}$  di H  $\rightarrow$  gli e<sup>-</sup> trascorrono più tempo vicino ad F, quello esaltano come elettrone che fa sì che l'elettrone F del legame sia **parzialmente negativa** e l'elettrone H **parzialmente positiva** e l'altro ha queste cariche perché aumenta l'energia del m. a rispetto al legame.

Perché  $NO^-$  è un caso di elettr. di valenza come detto a differenza ha l'energia di ionizzazione e l'affinità elettrostatica dell'atomo

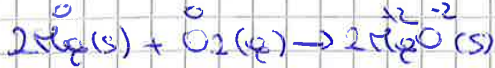
$$\chi_A \approx \frac{1}{2} (I_E + A_E)$$

↓  
diff. di elettr. spem. elettr.

**Le reazioni redox**

Le reazioni di ossido-riduzione (redox) sono caratterizzate dal numero di trasferimento elettronico (valore del var. oss. degli elementi)

Anche le reazioni di combustione sono redox, ma si bloccano e come esse reazioni di ossido-riduzione (valore oss. prof. non cambia dev. 0)



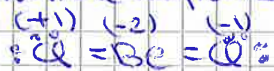
Il numero di e<sup>-</sup> persi = numero di e<sup>-</sup> acquistati

**Eccezioni alle regole dell'ottetto**

- **ORBITALI INCOMPLETE** e BF<sub>3</sub> solido di boro → 6 e<sup>-</sup> H-13-14

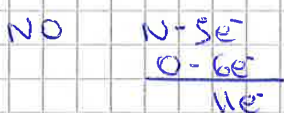


Il caso solo a effetti orbitali e Be e B e O effetti orbitali e il fluorio più elettrone del boro e del B, e la carica parziale negativa che persiste in strutture improponibili:



Il caso di gruppi di non legame degli atomi di ossigeno e cloro che sono elettronegativi e quindi carichi negativi, addiz. le regole dell'ottetto

- **RESONANZE CON QUANTI DIFFERENTI**



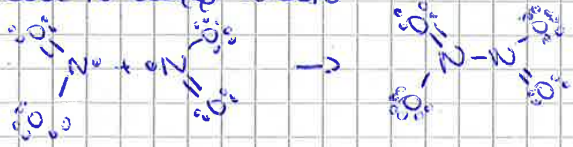
molteplici risonanze

caratterizzato da atomo

- **CARICHE FORMALI**



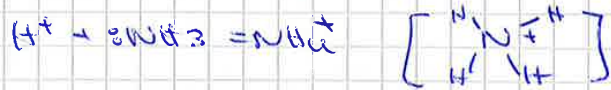
Il primo e diossido di azoto possiede NO presenza nei gas di scarico dei motori e viene reagito con O<sub>2</sub> in presenza di radicali. reazione ⇒ reazione irreversibile. I radicali liberi reagiscono più con il primo x opporre il loro elettr. positivo. Se l'atomo di N è positivo e l'atomo di O è negativo (il primo è il più elettronegativo di O)



**Leggere e scrivere alcuni (o dei) esandiacovalenti**

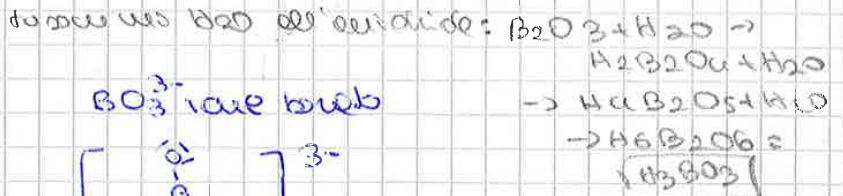
uno dei due ~~esempi~~ stati esandiacovalenti nel leggere molto di spaziosità  
 una coppia elettronica e l'altro ha un orbitale vuoto per riceverla.  
 l'altro che prende la coppia è il **donatore** e l'altro è l'**accettore**

es. nello stato esandiacovalente



es.  $H^+ + H_2O = H_3O^+$

**ANFITROICA**  
 (può essere acido o base)



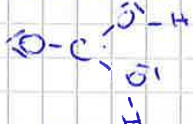
$H_3BO_3$  acido labile



$BO_3^{3-}$  ione boro



$H_2CO_3$  acido carbonico



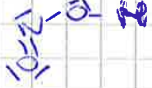
$HCO_3^-$  ione idrogenocarbonato



$CO_3^{2-}$  ione carbonato



$HNO_2$  acido nitroso



$NO_2^-$  ione nitrito



$HNO_3$  acido nitrico



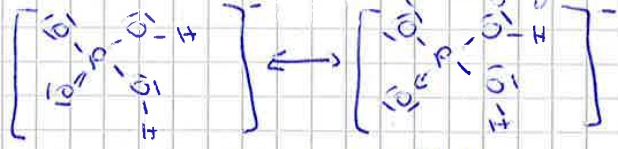
$NO_3^-$  ione nitrate



$H_2PO_4^-$  acido fosforico



$H_2PO_4^-$  ione di idrogenofosfato



$H_2SO_3$  acido solforoso



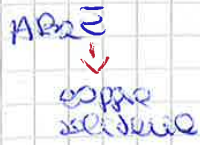
$HSO_3^-$  ione idrogenosolfato



$SO_3^{2-}$  ione solfito



⊗ per il SOCC.



2 1

triangolo  
 planare

esigonalare

$\rightarrow$  coppia NH<sub>3</sub>

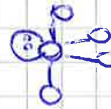
$\rightarrow$  Co esigonalare  
 dello  
 pbesopie



4 1

triangolo  
 bispirale

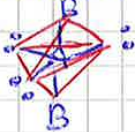
tetraedro  
 distorto



2 3

triangolo  
 bipiramidale

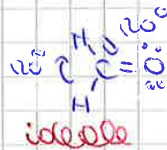
esigonalare



**effetti che influenzano l'angolo di legame**

Angoli di legame sono modificati sistematicamente se gli atomi periferici dell'orbitale centrale sono tutti uguali e quello lo tutti per altri. sono chiamati "effetti dello stesso ordine".

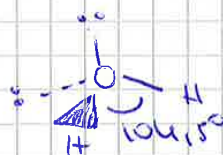
**EFFETTO DEI COPPI LEGANTI:**



**EFFETTO DELLE COPPI SOLITARIE DI E<sup>-</sup>**



Le coppie solitarie e<sup>-</sup> respingono le coppie di e<sup>-</sup> di legame più fortemente di quanto non si respingano tra loro. L'angolo di legame è minore di quello delle coppie di e<sup>-</sup> di legame.

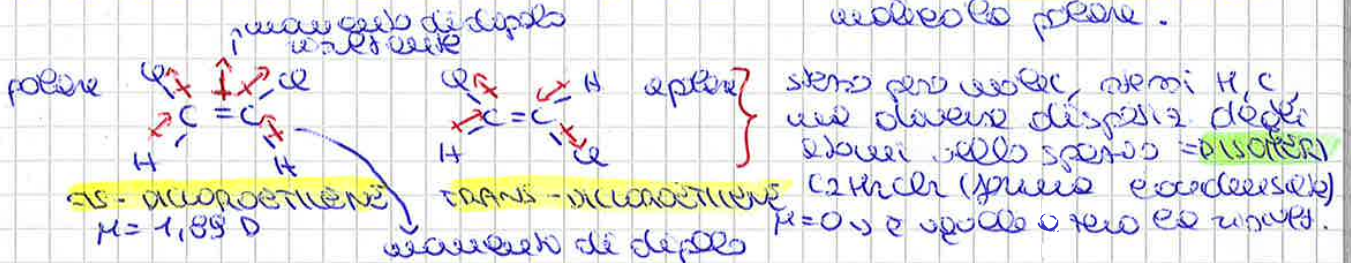




• **trascorrendo il dipolo di legame  $\neq 0$ , le variazioni  $= 0 \Rightarrow$  TRASCORRIMENTO DI CARICO**  
 anche così è possibile



• Se C non è elettr. per si creano poli di carica all'interno di dipolo, ma si non può essere nullo  $\neq 0 \Rightarrow$  **SOSTRUBO DI CARBONILE** \*  
 anche così è possibile.



I due carboni sono uguali storicamente dopo stesso parte del processo elettronico, mentre nel trans sono dalla parte opposte.

Avrà una temp. di eff. + alta ed è relativa a quanto il cis perché ha il variazioni di dipolo (con esse dipoli  $\delta^+$  e  $\delta^-$ )  $\Rightarrow$  **residuo di fase intermedia**.  
 Il rapporto tra temp. di eff. + alta.

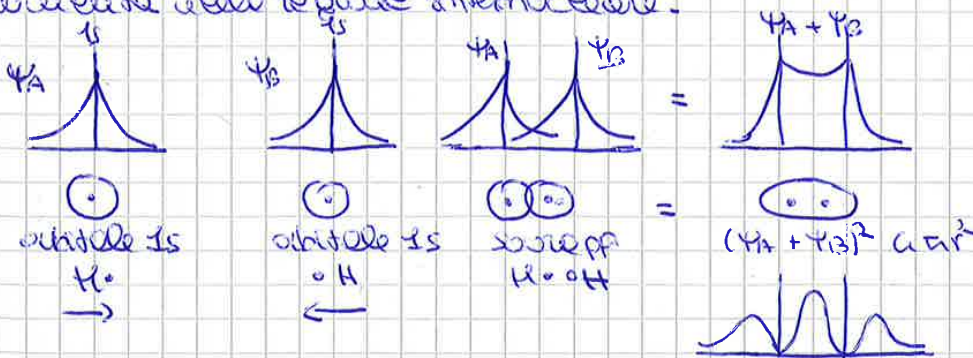
Alcune note in 2 fasi:  
 - per il elett. si vede il momento dipolare e  
 se da solo, che è il prodotto di un dipolo  
 elettrico per una area (area di superficie  
 elettrica)  
 A - variabile in senso orario relativo  
 al momento  
 il momento  
 elettrico (dipolo)

**Teoria del momento quadrupolo**

1. Teoria del momento di quadrupolo ( $Q$ ) e influenza delle dipole atomiche
2. Teoria dei dipoli atomici molecolari ( $Q$ ) e momento elettrico quadrupolo

**TEORIA Q**

Si prende un sistema quadrupolo quando per atomi di dipolo si sovrappone o si regala di loro parte, situata nei due nuclei e occupata da una coppia di elettroni.  
 Se due elettroni d'onda sono in fase e l'occupazione avviene nello stesso momento.



Es. esempio di  
 dipoli e di valore  
 $\rightarrow$  sovrapposizione  
 atomica  $\rightarrow$  sovrapposizione  
 due nuclei elett.  
 (stabilizzazione  
 chimica)

**QUADRUPOLO**  $\rightarrow$  densità elett. della coppia di legami sta sopra i nuclei.  
 In base alle grandezze degli orbitali e se sono in fase  $\rightarrow$   
 sovrapposizione.  
 In base alla sovrapposizione in fase ed alla differenza di simmetria e  
 sono espliciti singoli.

**QUADRUPOLO**  $\rightarrow$  **quadrupolo** viene fatto perché la sovrapposizione è efficace  
 se lo sono per via della  
 elettronegatività

esempio

stato di N ha 3 elettroni spaiati  $[He] 2s^2 2p^3 \Rightarrow$  primo 3 a periodo  $N \in N$

non sono  
equivalenti  
perché lo sono  
dopo orbitale  $2p_x$   
avrebbe campo  
comp. completo  
dopo tutti i quindici  
elettroni. Invece  
sarebbe in un altro  
 $2p_y$  e  $2p_z$  è solo  
una e sotto con  
i due altri.

Il primo è  
il secondo

stato di N



Sarebbe di 3 orbitali  $2p$  di N con orbitale  $1s$  di elio e idrogeno di H



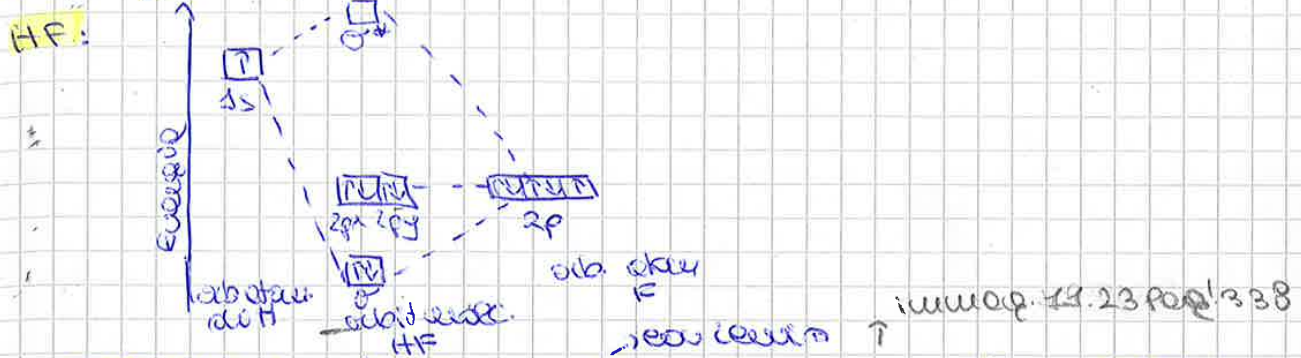


**teorie biochimiche eterogenee**

I dipendimenti degli orbitali molecolari sono omogenei, perché gli orbitali atomici e dei due atomi hanno  $l$  diverse.

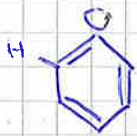
gli orbitali con energie molto elevate, effetto di repulsione, allungano i loro livelli più vicini al nucleo, quindi hanno un  $r$  di raggio inf.

in  $sp$   $2p_x$  e  $2p_y$  + orbitale  $z$  + orbitale  $z$ .



per  $NO$  l'orbitale spinto sopra su  $N$ , mentre ora per (levi di separazione)

**gli ORBITALI MOLECOLARI DELOCALIZZATI** non sono confinati tra due atomi ed invece si estendono tra tre o più atomi.  
 la teoria MO spiega la delocalizzazione elettronica



$sp^2$  è imadatto PC  $\Rightarrow$  estensione e  
 3 orbitali  $sp^2$  } sono tutti protetti  
 con  $sp^2$  } stabile!

più stabile  
 $\downarrow$   
 benzene  
 più stabile



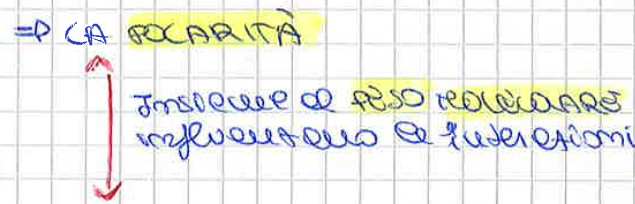
**Forme di coordinazione e dei Ctu (ipf.)**

si verificano che specie opposti (gas molecolari, acido e base).  
 È una forma di coordinazione che può avvenire anche attraverso queste non deve servire  
 bene per le condizioni esistenti.

La **POLARITÀ** è la proprietà che può essere distinta e distribuita  
 come elettroni in un atomo o in una molecola (dipolo istante  
 ecc). Avvicinata con: maggior numero di e<sup>-</sup>, molecole elettronegative  
 per difetto.

Le forme di dipendenza avvengono con esse e con la massa molecolare (avvicinata  
 per e<sup>-</sup>)

Ctu → acetone      Ctu → tetrafluoro metano (centro affare)  
 ↳ si tratta di interazioni  
 dipendenti  
 da posizioni e punti  
 di legame sono diversi



neopentano      neopentano  
 ↳ il primo è il  
 secondo è un  
 gruppo che ha una temp.  
 di eboll. + bassa (questo  
 gruppo che ha intera.  
 + b. eme).

⇒ LA FORMA DEL MOLECOLO

La dipendenza a **ordine** è perché:  $\phi = -\frac{c}{r^6}$  → costante che dipende dal  
 tipo di interazione

⇒ forme di coordinazione e di distribuzione

### Le uniche uniche dell'acqua

- forte coesione dovuto alla coesività e all'eccezionale di formare legami idrogeno
- elevata capacità termica specifica
- Alta tensione di vapore e capillarità (capacità di risalire di cui l'equilibrio sarebbe determinato superficie).
- differenza di densità tra lo stato liquido e quello solido e " <sup>forte adesive</sup> coesive "

### GHIACCIO:

H<sub>2</sub>O / aumenta il volume allo stato solido (e differenza densità che non è relativa, il solido ha un volume maggiore rispetto ai rispettivi liquidi).

Questa molecola è circondata da altre molecole di acqua. Tale struttura fa sì che la densità dell'acqua solida sia inf a quella dell'acqua liquida, poiché volume è maggiore.

ghiaccio è meno denso dell'acqua  
⇒ galleggia su di esso.

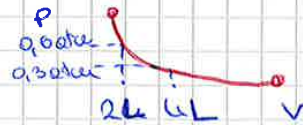
quando l'acqua scende dentro le fessure delle rocce ⇒ **espansione e contrazione dell'acqua (come iolite)**

### LEGGI DI BOYLE o LEGGE ISOTERMA

Ad una costante, il volume occupato da una quantità fissa di gas è inversamente proporzionale alla pressione applicata.

$$[T, n = \text{cost}] V \propto 1/P \quad Pr = \text{costante}$$

Processo di ipertensione equi estesa



Se T aumenta o diminuisce, l'equilibrio si sposta verso P alto o verso P basso.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

### LEGGI DI CHARLES o LEGGE ISOBARA

A pressione costante, il volume occupato da una quantità fissa di gas è proporzionale alla temperatura (in KELVIN bbb)

0 K è un valore che equivale a zero assoluto e non può essere emulato. Il punto di Kelvin, processo espansivo del gas.

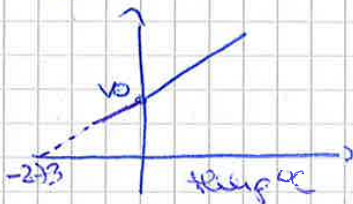
$$[P, n = \text{cost}] V \propto T$$

$$V/T = \text{costante}$$

$$V = V_0 + V_0 \cdot \frac{1}{273t} = V_0 \left( 1 + \frac{1}{273t} \right) = V_0 \left( \frac{273+t}{273} \right)$$

$$\begin{aligned} \text{in } ^\circ\text{C} & \quad V_t = V_0 + \frac{V_0 t}{273} \\ \text{in K} & \quad V_t = \frac{V_0 T}{273} \end{aligned}$$

A P costante, il volume di gas, per ogni aumento o (diminuzione) di 1°C di temperatura, aumenta (o diminuisce) di  $\frac{1}{273}$  del volume  $V_0$  corrispondente a 0°C.



$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

Allo 0 K = -273,15°C (zero assoluto) il volume del gas si annullerebbe, non è possibile che lo volume sarebbe uguale a zero! quindi ci si può avvicinare a 0 K, ma non raggiungerlo!

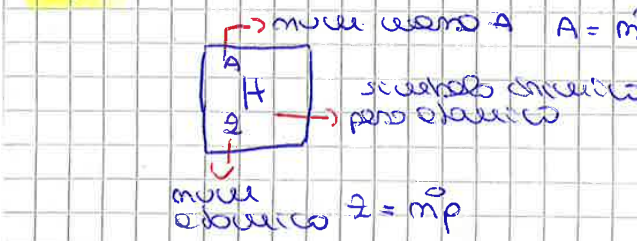


**Numero Ossidazione**

18 gruppi che definiscono le colonne

queste TRANSIZIONE METALLI  
quelli che vengono usati in  
beno

- 1° ALCALINI
- 2° TERROSI
- 3° METALLI TRANSIZIONE
- 4° METALLI TRANSIZIONE
- 5° METALLI TRANSIZIONE
- 6° METALLI TRANSIZIONE
- 7° METALLI TRANSIZIONE
- 8° METALLI TRANSIZIONE
- 9° METALLI TRANSIZIONE
- 10° METALLI TRANSIZIONE
- 11° METALLI TRANSIZIONE
- 12° METALLI TRANSIZIONE
- 13° CAS NOBILI (hanno 8 e' orbitali)
- 14° CAS NOBILI (hanno 8 e' orbitali)
- 15° CAS NOBILI (hanno 8 e' orbitali)
- 16° CAS NOBILI (hanno 8 e' orbitali)
- 17° CAS NOBILI (hanno 8 e' orbitali)
- 18° CAS NOBILI (hanno 8 e' orbitali)



nelle parti destra e sinistra  
quelli + elettroni

queste elettroni sono quelli  
che vengono usati in beno

**TAVOLA PERIODICA**

- **AVANTI** superficie minima come H<sub>2</sub>O deformare il rapporto tra le due
- **MOLECOLARE** come il rapporto tra le due e' esplicita direzione (molecole)
- **STRUTTURA** H-C≡C-H
- esplicita le valenze e' il numero di legami che un elemento puo' formare con altri atomi come gli atomi suoi vicini

**FORMULE**

**NUMERO DI OSSIDAZIONE**

di essere che un elemento avrebbe se gli elettroni fossero assegnati all'elemento più elettroneg.

H<sup>+1</sup>O<sup>-2</sup> → come se O e' neutrale, mentre H e' debole  
 numero oss.

• In uno stato stabile, in un campione stabile (come H<sub>2</sub>O) la somma dei num. oss. di ciascun elemento uopo presento piu' numero e' uguale a zero

$H_2O \quad x \cdot 2 + y \cdot 1 = 0$

• **valore** (1°-2° gruppo) hanno num. oss. +1 e +2 all'interno dei composti. Negli idruri, e' H ha -1 perche' si lega ad O e' + elettroneg.

- Cu +1, +2
- Fe +2, +3
- Ni +3
- O +2

• Negli **ossidi** per essere O il num. di ossid. e' 0. O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, N<sub>2</sub> (molecole neutre)

- **ossidi** perossidi e superossidi
- **perossido** (F) elemento e' O e' +2. ha num. oss. -1
- H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> → acqua ossigenata

**IDROSSIDI**

$MeO + H_2O \rightarrow Me(OH)_y$  → nome delle basi, quindi si dimostrarono le equo e l'insolubilità  
 → no di gruppi esochimico  
 $OH^-$

$Fe(OH)_2$  I. diidrossido di ferro  
 II. idrossido

$Cu(OH)_2$  II. idrossido rameico  
 III. idrossido di rame (2)

Ordinare i num. di ossidazione in ordine crescente (in base S)

S  
 $SO_3$   
 $SO_2$   
 $H_2S$   
 S H<sub>2</sub>S O<sub>2</sub> SO<sub>3</sub>

In quale dei seg. composti il cloro è +3

- 1)  $NO_2^+$
- 2)  $Cl_2O_5$
- 3)  $Cl_2$
- 4)  $NO_2^-$
- 5) nessuno

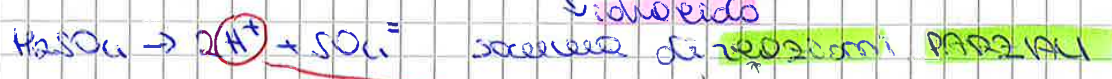
Quale dei seg. ha num. oss. diverso da quello che ha nell'acqua?

- 1)  $OH^-$
- 2)  $H_2CO_3$
- 3)  $N_2O$
- 4)  $H_2O_2$  acqua ossigenata !!!

In quale dei seg. non un elemento ha stato di ossidazione +6?

- 1)  $MnO_4^{2-}$
  - 2)  $SO_3^{2-}$
  - 3)  $NH_4^+$
  - 4)  $K_2Cr_2O_7$
  - 5)  $Cr_2O_7^{2-}$
- Se quello dei num. di ciascun elemento per l'atomo deve dare la carica dello ione
- 1)  $x + 2y = -2$   
 $x + 2(-2) = -2$   
 $x - 4 = -2$   
 $x = 2$
- 1)  $x + 2y = -2$   
 $x + 2(-2) = -2$   
 $x - 4 = -2$   
 $x = 2$

•  $HxXO \rightarrow x H^+ + XO^{x-}$  **esempi di acido ossigeno**  
 ↓  
 associati CATIONE ANIONE



indica il grado che si legge nel nome dell'acido  
 dell'acqua e di ossigeno  $H_2O$



1 proto di H **MONOPROTICO**  
 2 " di H **BIPROTICO (o DIPROTICO)**  
 + " di H **POLIPROTICO**

•  $Me(OH)_x \rightarrow Me^{x+} + xOH^-$  **esempi di idrossido**

idrossido



estrarre o  
 come ferro mentre  $Fe^{2+}$  catione ferro

Per gli ossidanti si distingue tra gli ossidanti e riducenti

oro → ito    ph --- ito } **per gli ossidanti**  
 leo → eto    --- eto }  
 --- ito }  
 ip --- ito }

acido ossigeno  $SO_4^{2-} \Rightarrow$  ione solfato

--- idrico → --- ico } **per gli riducenti**

estrazioni (preff. precedenti) de ice



Per i estrazioni, se esiste un unico estrattore per l'ossigeno (1 m oss) si uno le  
 estrazioni come seguito dal nome dell'elemento. Se sono possibili due  
 estrazioni (2 m oss):

m oss. acqua → ione + radice + ico  
 " " idrico → " + " + oso

$Fe^{3+}$  ione ferrico  
 $Zn^{2+}$  ione zinco

Il **perossido** è lo come  $H_2O^+$ , come ossigeno, viene dall'unione  
 del catione  $H^+$  con un anione d'ossigeno

↓  
 del nome dello dimorfismo  
 dell'acido in sua acqua

**Fabrizi** → **IDRURI METALLICI**: del gruppo II. H è -1. Gli idruri sono composti ionici  
 e tendono a sublimare.

**IDRURI COVALENTI**: IV gruppo e seguenti. sono coval. e tendono ad essere volatili  
 NH<sub>3</sub>  
 AsH<sub>3</sub>  
 PH<sub>3</sub>  
 CH<sub>4</sub>

**MH** si ossidano più facilmente H è a destra e no m. oss = -1  
 ↳ si lega ad un elemento a basso elettroneg. dell'isologo

**KH** idruro di potassio

**CaH<sub>2</sub>** " di calcio (frad.) o di idruro di calcio (IUPAC)

**FeH<sub>2</sub>** " ferroso (frad.) o di idruro di ferro (IUPAC)

**FeH<sub>3</sub>** " ferrioso  
 questo solo elemento e non un idruro

**Esercizi:**

- 1) KOH + HClO<sub>4</sub> ←
- 2) KOH + H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>
- 3) KOH + ~~KClO<sub>3</sub>~~ KClO<sub>3</sub>
- 4) KClO + KCl

perossido di potassio K<sub>2</sub>O<sub>2</sub> è un sale quindi da acido + base

APV acido di ossigeno. Ca reagisce con ossigeno

Ca(OH)<sub>2</sub> reagisce con acido Pb(ClO)<sub>4</sub> ipoclorato piombo

MgS reagisce con acido Fe(NO<sub>2</sub>)<sub>3</sub> nitrito ferroso NBr = bromuro di azoto

NaNO<sub>2</sub> nitrito di sodio Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> solfato di sodio

NaClO ipoclorato di sodio CaSO<sub>4</sub> solfato di calcio

- 1) H-Cl-O
- 2) H-O-Cl
- 3) H-O-Cl ←
- 4) Cl-H-O
- 5) nessuna

acido ipocloroso

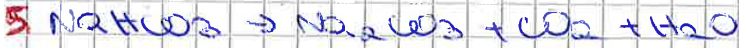
Qual è il modo di struttura ho HClO? Perché negli ossiacidi H e O vanno insieme

Scrivere la struttura degli ossiacidi, evidenziando gli elettroni condivisi



ANIDRIDE	+ 1 H <sub>2</sub> O	→	ACIDO	META
"	+ 2 "	→	"	PIRO
"	+ 3 "	→	"	ORTO

!!!  
 → se il m. oss. è pari non si è DISGRI. se è PARI: acido + 1 H<sub>2</sub>O → acido meta  
 " + 2 H<sub>2</sub>O → " orto



si favorisce l'equilibrio verso  
i reagenti (principio di Le Chatelier).



Esistono le perdite percentuali del sale (in peso)

$\text{PM NaHCO}_3 = 84 \text{ g/mol} \cdot 2 = 168 \text{ g}$

$\text{PM Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ g/mol} \cdot 1 = 106 \text{ g}$

$168 - 106 \text{ g} = 62 \text{ g} \quad \frac{62}{168} \cdot 100 = 36,9\%$

Esistono  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  in fase gas ed evaporano ed. Poiché questi due composti sono perdite di peso. Qui vale la regola 2 moli di bicarbonato di Na dà fine a 1 molo di carbonato di sodio.

**Reazioni**



Le stechiometriche medie in un rapporto due o più sostanze reagiscono tra loro.

Esistono due moli di  $\text{CO}_2$  per molo di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (per legge di conservazione della massa) e anche moli di  $\text{H}_2\text{O}$ .

coefficienti stechiometrici  $\rightarrow$  moli reagenti ma reagente e prodotti

stipulare la formula chimica e quella, anche dare di esse esempi

esempio H.M. = 134,2 u  $\downarrow$  % peso  $\left. \begin{matrix} K = 40,2\% \\ Ca = 26,5\% \\ O = 32,9\% \end{matrix} \right\}$  essere  
 $\downarrow$  percentuale  $\left. \begin{matrix} \text{mola o} \\ \text{semplice} \end{matrix} \right\}$  100 g  $\left. \begin{matrix} \rightarrow 40,2 \text{ g} \\ \rightarrow 26,5 \text{ g} \\ \rightarrow 32,9 \text{ g} \end{matrix} \right\}$

Formula chimica  $K_x Ca_y O_z$

$\text{mola } K = \frac{40,2 \text{ g}}{39,1} = 1,03 \text{ mola}$   $Ca = \frac{26,5 \text{ g}}{40,1} = 0,52 \text{ mola}$   $O = \frac{32,9 \text{ g}}{16} = 2,06 \text{ mola}$

addere insieme per quello più basso, cioè

$K = \frac{1,03}{0,52} \approx 2$   $Ca = \frac{0,52}{0,52} \approx 1$   $O = \frac{2,06}{0,52} \approx 4 \Rightarrow K_2 Ca O_4$

nesso molecolare = 134,2 uguale a quello di partenza!

può essere  
100 g  
composto con  
questo  
diviso

esistono i grammi di  $\text{HNO}_3$  al 30% peso che si ottengono da 1 g di acido nitrico ( $\text{NO}_2$ ) secondo l'equazione



$n \text{ N}_2\text{O}_5 = \frac{1 \text{ g}}{108} = 0,102 \text{ mol}$   $n \text{ HNO}_3 = 0,102 \cdot 2 = 0,204 \text{ mol} \rightarrow 0,204 \cdot 63 = 12,85 \text{ g}$   
 ovvero 30 g stanno su 100 g  
 $\frac{30}{100} = \frac{12,85}{x}$   $x = 42,8$

= 12,85 g  
di  $\text{HNO}_3$   
su 100 g

2. Solfuro di sodio ( $\text{Na}_2\text{S}$ ) e cloruro di calcio ( $\text{CaCl}_2$ ). resa del 82,6%



$$m_{\text{Na}_2\text{S}} = \frac{24g}{78,1} = 0,307 \text{ mol (teorico)}$$

$$m_{\text{CaCl}_2} = 0,326 \cdot 0,307 = 0,284$$

$$e_{\text{CaS}} = 0,284 \cdot 72,2 = 20,51 \text{ g}$$

calcolare la resa.

3.  $\text{P}_2\text{O}_5$  di ossidato fosforico ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ) reagente con un eccesso d'acqua.



$$m_{\text{P}_2\text{O}_5} = \frac{50}{141,94} = 0,35 \quad m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{40}{97,97} = 0,41$$

$$\frac{0,41}{0,70} \cdot 100 = 58\%$$

Questi processi di cloro mercurio ( $\text{HgCl}_2$ ) si ottengono da un minerale giallo solforato ( $\text{HgS}$  solfo mercurio) secondo le reazioni



ossidi in eccesso (acqua) e ossidante

250g di cui il 95% di  $\text{HgS}$

$$\frac{95 \cdot 250}{100} = 237,5 \text{ g di HgS}$$

$$m_{\text{HgCl}_2} = \frac{237,5}{232,66} = 1,024 \text{ moli} \quad \text{Rapporto 1:1} \quad R = 1,024 \cdot 271,5 = 278 \text{ g}$$

$\rightarrow$  come  $\text{HgS}$

500g di  $\text{CH}_4 + \text{C}_2\text{H}_6$  comburono completamente. Si vuole ossidato carbonio.



**Reazioni ossid.**

Le reazioni ossid. e rid. si verificano contemporaneamente e in m. oss.

**RIIDUCENTE** → dim. m. oss. → **perde elettroni** → **ossidante**

**ossida** → **perde** elettroni → **dim. m. oss.** → **riducente**

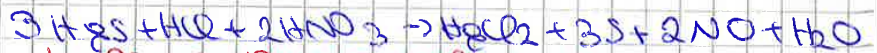


La p. ossid. è zero perché c'è solo S che ha m. oss. = 0 quando è elementare

**Metodo delle semireazioni**



6e



*↓ bilancia per conservare*



Ossidare bilancia per bilanciare perché è quello più ossidante !!



10e



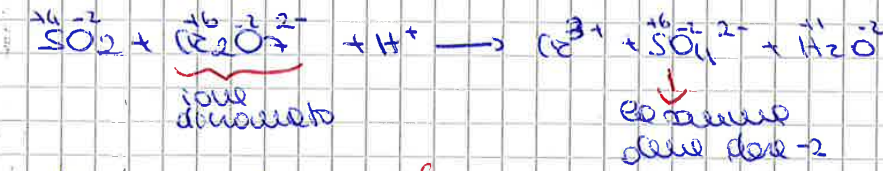
6e



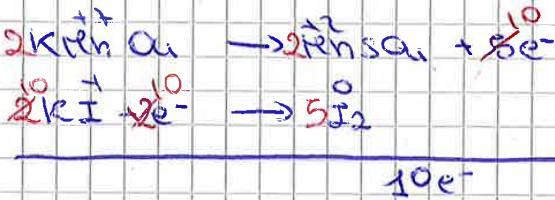
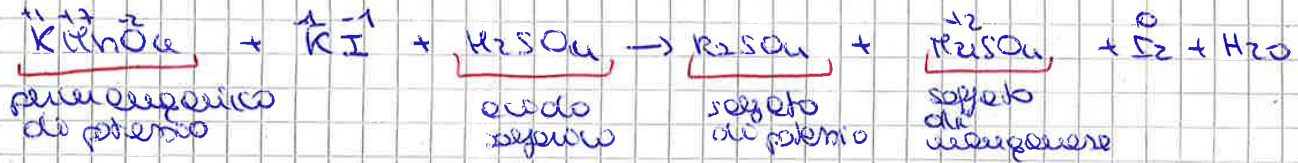
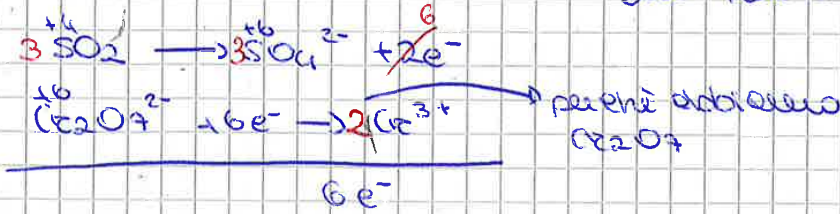
6e

non è un oss. un ossidante perché non si riduce solo dato che ha i protoni come per due volte





ANOX in FORMA IONICA



**Esercizi**

1) Qual è il peso in grammi dell'ossigeno contenuto in 275g di nitrato di alluminio decaidrato?



$$P.M. (Al(NO_3)_3 \cdot 10H_2O) = 383 \text{ g/mol}$$

18 uoli di O in una uole di  $Al(NO_3)_3$  n =  $\frac{uoli}{P.M.}$

$$\frac{2750g}{386g/mol} \approx 7 \text{ uoli di mole}$$

$$\frac{x}{18} = \frac{1}{18}$$

$$x = 133 \text{ uoli di O che pesano } 133 \cdot 16 = 2128g$$

u = n · P.M.

2) Quanto grammi di biossido di azoto si ottengono da un ossido di azoto e ossigeno?



$$\frac{uoli}{uoli \cdot P.M.} = \frac{0,5}{2} = 0,25 \quad \frac{0,56}{1} = 0,56 \quad u_{O_2} = \frac{18}{32} = 0,56 \quad u_{NO_2} = \frac{15}{30} = 0,50$$

AUMENTO CIRCITANTE



**Esercizi**

• Un combustibile perenne  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  con il di benzene (0,6 g  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  (CUB) dell'aria). Supponendo che le molecole si occupano di  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  (ottavo). Quante  $\text{CO}_2$  si produce perenne 50 kcal?

Reag. di combustione:

0 cc  
0 cc



valore di  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  e  $\text{CO}_2$  i grammi.

$$0,6 \cdot 1000 = 600 \text{ g di benzene}$$

$$17,9 \text{ kcal} : 600 \text{ g} = 50 \text{ kcal} : X$$

$$X = \frac{600 \cdot 50}{17,9} = 1675,44 \text{ g di benzene (esce ottavo)}$$

$$\text{moli } \text{C}_7\text{H}_{16} = \frac{1675,44}{114} = 14,69 \text{ moli}$$

1 mol di  $\text{C}_7\text{H}_{16} \rightarrow 7 \text{ mol di } \text{CO}_2$

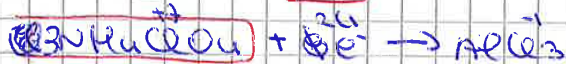
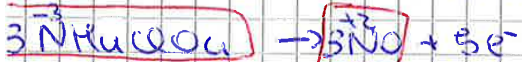
$$14,69 \cdot 7 = 102,83 \text{ mol di } \text{CO}_2 \quad q = \text{moli} \cdot P.M. = 102,83 \cdot 44 =$$

$$\frac{4524,55 \text{ g}}{5,86 \cdot 10^3 \text{ g}}$$

• Trovare per bilanciare in atomi e cariche le seguenti reazioni in ambiente acido:



reag. REDOX  
Al si ossida  
Cl si riduce  
N si ossida



$$\text{m.c.c.} = 24e^-$$



$$\frac{1 \cdot 10 \text{ g}}{26,98} = 37064,5 \text{ moli Al}$$

$$\text{moli } \text{NH}_4\text{ClO}_4 = \frac{3 \cdot 10 \text{ g}}{114} = 25534 \text{ moli}$$

Quando compare il  $\text{CO}_2$  e quanto dei reagenti  $\Rightarrow$  reagente limitante

$$\text{Reag. } 1:1 \quad q = 25534 \cdot 30 = 766020 \text{ g} = 7,66 \cdot 10^5 \text{ g}$$

$\text{NH}_4\text{ClO}_4$

**I Gas**

**GAS IDEALI:** si reggono per legge dei gas ideali  $PV = nRT$

EQUAZIONE DI STATO

$P = p_{atm}$

$V = L$

$T = K = ^\circ C + 273,15$

$R = 0,082 \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}$

COSTANTE UNIVERSALE DEI GAS

Da questo non ricaviamo 3 leggi

**1. BOYLE:** ISOTERMA (massa e temperatura)

$P \cdot V = cost$

$P_1 V_1 = P_2 V_2$

**2. GAY-LUSSAC:** ISOCORA (volume costante)

$\frac{P}{T} = costante$

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

**3. CHARLES:** ISOBORA (pressione costante)

$\frac{V}{T} = costante$

$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

come varia P all'aumentare di una molecola se volume e T do 5°C o 10°C

- a) raddoppia
- b) diminuisce
- c) aumenta poco
- d) diminuisce poco

in k  
cambiano!!!

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow P_2 = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1}$  aumenta!!

Un pallone pieno di He occupa  $V_1 = 1 \cdot 10^4 L$  e  $P_1 = 1 atm$  e  $T_1 = 30^\circ C$ .  
 Sollevato  $P_2 = 0,6 atm$  e  $T_2 = -20^\circ C$ , che volume occupa  $V_2$ ? Pimlieve =  
 Perenne

↓  
max. in K

↓  
max. in K

$n = \frac{PV}{RT}$

$\frac{P_1 V_1}{RT_1} = \frac{P_2 V_2}{RT_2}$

$n_1 = n_2$  perché →

$V_2 = \frac{P_1 V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} = 1,38 \cdot 10^4 L$

**legge di idealità**

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

$n$  = numero gas  
 $M$  = massa molare

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

$$\frac{m}{M} \frac{M}{V} = \frac{P}{RT} \rightarrow d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$$

$$M = \frac{dRT}{P}$$

- d. invers prop a T perché scaldando gas a P costante, volume aumenta (Charles) ed. dens.
- d. dirett. prop a M (legge Avog.)

**legge delle pressioni parziali di Dalton**

ogni gas presente in una miscela esercita una **pressione parziale**, cioè una parte della massa totale della miscela, uguale alla pressione che eserciterebbe se il gas fosse presente da solo nel recipiente.

Quindi, per una miscela di gas **ideali**, se  $P_{tot} = P_1 + P_2 + \dots$  la somma delle pressioni parziali dei singoli gas:

$$P_{tot} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

Considero l'aria in cui due gas **A e B** sono in un recipiente di volume  $V$ .

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

$$P_T = P_A + P_B$$

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A RT/V}{(n_A + n_B) RT/V} = \frac{n_A}{n_A + n_B} = X_A$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad \text{FRAZ. MOLARE } (X_i) = \frac{n_i}{n_T} \quad \text{fr. m. m. totale}$$

$$P_i = X_i P_T$$

La **pressione parziale** di un gas è uguale a  $X_i P_T$

↓  
 pressione parziale esercitata dal gas se fosse l'unico ⇒  $P_{part} \times P_{totale}$

espressioni  
 da cui si ottiene  
 la frazione molare  
 di un gas in una  
 miscela di gas  
 ideali  
 →

Le zone card. molto. (colorato, abbinato), pressoché, totale  
anche siano scappati, anche quelle dopo i doppi

$$AV = \text{quattro di } A2 = DA - AT = \dots$$

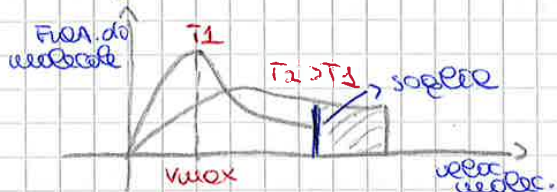
Prato del  
come un'ora

dim = esportazione fondamentale  
pop / vede che dipende zero del T  
estensione (a. u. o. l. o. s.)

Uccisione  
quadrato  
vedute e figure  
alle tra il a POLARE

**Distribuzione di Maxwell - Spiegazione delle velocità caratteristiche**

Per un approccio storico si può considerare un gas ideale in un cilindro, si ottiene una prima distribuzione che è di Maxwell ma con una certa temperatura. Su una  $x \rightarrow$  velocità caratteristica che dipende da  $v_{max}$  o  $v_{rms}$   
 $y \rightarrow$  funzione di Maxwell



La maggior parte delle molecole si muovono con una velocità molto minore di quella che si muoverebbe con una velocità

Per un gas che  $T$  aumenta le molecole si spostano.

Tutto ciò è collegato con le reazioni chimiche: cioè quando velocità sono molto alte. Affinché una reazione avvenga è necessario un urto (contatto e anche collisione) tra due molecole (efficienza) che è una giusta energia e dei momenti delle molecole, che una buona dose di ENERGIA (ENERGIA DI ATTIVAZIONE) che permette di disgregare le molecole e un loro nuovo stato energetico  $>$  di quello di origine  $\Rightarrow$  urto efficace. Se un catalizzatore accelera la reazione spostando l'equilibrio (cioè lo stato energetico si abbassa  $\rightarrow$  si abbassa energia di attiv.) secondo questa equazione sulle  $T$ . Anche il p. 163

La diffusione dei gas è il processo per cui un gas sotto pressione si sposta da un recipiente verso di un altro recipiente ed è un processo che avviene in un modo spontaneo. Thomas Graham scoprì che la velocità di effus. è inv. prop. alla radice quadrata del gas (densità)

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$\downarrow$  tempi di diffusione

$\downarrow$  è il numero di molecole (mole) che effondono per unità di tempo

Un esempio è O<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>

La diffusione dei gas è il processo inverso delle velocità di un gas con le molecole di un altro in virtù delle loro mov. casuali

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$\downarrow$  velocità di diff.

R. 160

### Le Equazioni del gas

↳ posse gas dello stato aeriforme allo stato liquido

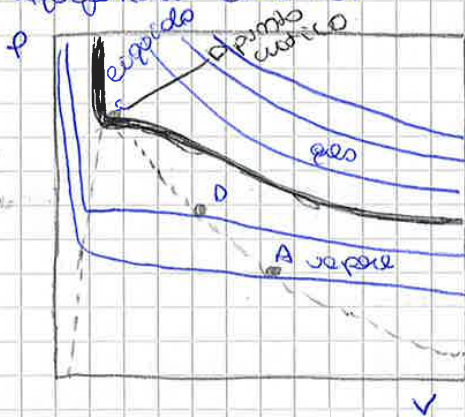
1. Quando un gas si trova a  $T < T_c$  e  $P$  sufficiente, posso passare dallo stato aeriforme allo stato liquido, si può avere quindi la **condensazione**, form. del stato di gas e liquido  
gasoso
2. Ogni sostanza è caratter. da una temperatura critica  $T_c$ : a  $T > T_c$  il gas non può essere liquefatto con l'aumentare di  $P$ .
3. **VAPORE**: è un aeriforme che si trova al di sotto della  $T_c$  (può essere liquefatto a quella  $T$  aumentando di  $P$ : come vapore d'acqua)
4. **GAS**: è un aeriforme che si trova al di sopra della  $T_c$  (non può essere liquefatto a quella  $T$ )

### Intorno di Andrews:

usavano recipienti più grandi e di materiali e  $T$  e  $P$  diverse. (e più una quella del suo impianto equibale, poi accendevano uno diverso (non più Boyle) → un'uscita in grado di fare delle... (ci si avvicinava al reale). In fine materiale unitario (con in questo), alcuni di sotto un più gas se e se pare.

La **TEMP. CRITICA ( $T_c$ )** è la temperatura sopra la quale lo stesso gas non si può liquefare, indipend. dall'entità della pressione.

La **PRESS. CRITICA ( $P_c$ )** è la massima pressione che deve essere esercitata per ottenere la liquefazione alla  $T_c$ .



$PV = \text{cost}$  (costante di Boyle: si conserva lo gas non de vapore  $T > T_c$ )

$T = T_c$  interno critica: zona punto critico ( $P_c$  e  $V_c$ ) e esp. il vapore liquido e liquefare

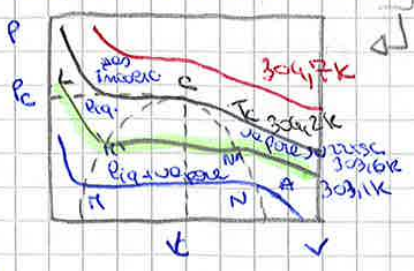
**Coesistenza di Andrews** identifica un esempio di equilibrio tra il gas e il liquido e di vapore esistente → coesistenza indifferibile  
 lo vapore presente un insieme più o meno grande di molecole (punti), mentre la pressione esercitata dal vapore sulla superficie del liquido (meno di vapore) è costante. → **Curva critica**  
 Unità dell'esempio di esistenza, otteniamo lo liquido. Coesistenza lo vapore. otteniamo un coesistenza sperimentale. La vapore è un coesistenza di vapore lo stato di vapore.

### EVAPORAZIONE

intra e parte sup. del liquido. Dipende dalla  $T_c$  visiva del liquido

### CONDENSAZIONE

se la  $T_c$  è alta ed è alta, allora si può avere (che riguarda tutto lo vapore del liquido). se la  $T_c$  è alta e il vapore è liquido. se la  $T_c$  è alta e il vapore è gasoso. se la  $T_c$  è alta e il vapore è solido.





<sup>70/100</sup>  
 H<sub>2</sub>O: Ponto cubico (90°C; 0,0001 g/cm³)  
 Curve S-L ha pendenza negativa con  $\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta H_{SL}}{\Delta V}$   
 In aumento e in contrazione  $P = \frac{1}{V} \rightarrow \frac{dp}{dT} > 0$  (molto F).  
 " " " " " " -100°C (p. di eboll.)  $\rightarrow$  aumento  
 T sopra ed curve L-U sono a T=100°C, equilib. di P.  
 Aumenti piccoli hanno una tendenza di un po', ma + bene  $\Rightarrow$  altre  
 curve te a, anche G-S ha pendenza esponenziale!

num. 352 (123)  
 to pag 361 o 362

**Soluzioni**

Una soluzione è una miscela omogenea di più specie chimici

SOLU. GASOSE: le variabili sono solo numero molecolare e quindi per un dato  
 volume una sola: i gas non miscelabili in tutte le proporzioni

SOLU. LIQUIDE: si possono formare miscelando un liquido, un altro o uno o  
 più gas, solidi o altri liquidi. Ordine di miscelazione per essere più oppure meno  
 omogenee.

SOLU. SOLIDE: non esistono. Ales. le leghe metalliche sono una miscela  
 omogenea di più solidi (ottomi - lega Zn/Cu; acciaio al C: lega Fe/C)  
 acqua inox: lega Fe/Cr

Le equazioni mescole in quantità segue e il solvente  
 miscela e il tutto

**Le solubilità e le soluzioni**

Soluzioni con tipi diversi di fase intermedie si sciolgono come nell'altro.

Quando un soluto si scioglie in un solvente e inizia a subire sub-solubilità  
 $\rightarrow$  questo è il grado di solubilità. Sub-solubilità.  
 L'interazione delle molecole del soluto e del solvente è ciò che causa il  
 passaggio in soluzione.

**SOLUBILITÀ:** quantità max di soluto che può essere sciolta in un solvente  
 ad una data T.

Se il soluto non si scioglie  $\rightarrow$  il liquido è il caso di non si forma.  
 Se solubilità è raggiunta il soluto è acqua **SATURA**.

$\downarrow$   
 è una caratteristica della  
 solub. senza le unità di misura  $\rightarrow$  acqua 100 g o 20 g, o 1 g



### Stabilità composti ionici in H<sub>2</sub>O

Ad esempio dissoluzione del cloruro di sodio che è endotermica (processo isotermico per la miscelazione totale).  
 ↓  
 in un sistema ad raffreddamento.

Per uno stato di NIKENOS si dissolvono

num. 13.6 pag. 408

### Stabilità come criterio di equilibrio

Si dice STABILITÀ uno stato in cui perturbato subito torna indisturbato come corpo di ferro. Il caso di ferro e lo stato si trovano in equilibrio di ferro e ferro.

si trova all'equilibrio ⇒ si può perturbare

La stabilità necessaria per un stato è come per (come si sa).  
 Il sistema (sistema di valori) lo cui stato decresce al crescere di T.

num. 13.10 pag. 411

### Stabilità del gas

Lo stato di un gas in H<sub>2</sub>O in genere dice. con un dato aumento della T della pressione possono che "sfuggono" allo stesso punto e fanno intervenire per stabilire uno più stabile di quello iniziale, per esempio.

num. 13.12 pag. 412

### Stato di HENRY

$$S_{gas} = k_H P_{gas}$$

↓  
 costante di Henry

La stabilità di un gas (S<sub>gas</sub>, espressione di P) è direttamente proporzionale alla pressione parziale del gas (P<sub>gas</sub> esprime in atm) sopra lo soluzione.

### Tensione di vapore delle soluzioni reali (o due eccezioni)

Le soluz. liquide sono delle mezze purezze e non puri dei costituenti volatili sono soluz. sono puri alla loro fusione avviene nella miscela liquida secondo la legge di FRANCOIS MARCOLETTI:

$$\text{non pur.} \leftarrow P_i = x_i P_i^0 \rightarrow \text{tensione di vapore del gas } P_i^0$$

↓  
 tensione  
 vapore  
 della  
 soluz.

La pressione di vapore di un sistema eterogeneo volatile alla cui azione è unione delle tensioni di vapore che esercitano allo stato puro.

**affari di dissociazione**:  $\alpha = \frac{\text{moli dissociate}}{\text{moli iniziali}}$  per i polielettroliti  $\alpha = 1$ .

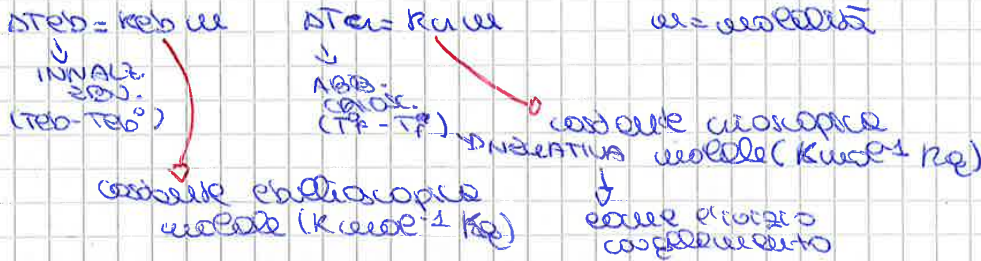
Trascurando la press. di vapore del solvente che è un esecuto nei solventi, per cui la press. di vapore dello soluz. dipende solo dal solvente e dalla concen. soluz.

$\Delta p = P^{\circ} \text{solvente} \cdot \alpha$

**coefficiente di attività** che vale per soluzioni ideali o soluz. reali con errore di 1-2%.

num. 13 pag. 421

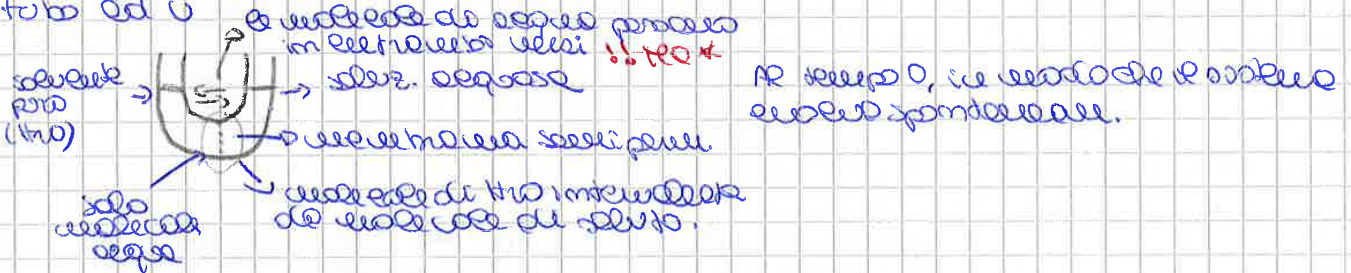
**INVAZAR. SPECTROSCOPICO e ABSORB. CALORIMETRO**



**PRESSIONE OSMOTICA**

num. 13, 16 pag. 424

La proprietà colligativa. **osmosi**: esperimento delle membrane che serve a determinare la press. osmotica di una soluz. (solvente puro e soluz. separata). Prendiamo un tubo ad U



La **attività di solvente** processo di più descrittore di tempo del valore di solvente a quello di soluz.  $\rightarrow$  Primo e detto si oltre, da non osmosi e non esente dalle forze extra (opp) o per non. verificare che bisogna essere bene per evitare l'osmosi.

Il coefficiente  $\alpha$   $\rightarrow$   $\alpha = \frac{h_0}{h}$  o  $\alpha = \frac{p}{p^{\circ}}$

$\alpha = \frac{h_0}{h}$   $\rightarrow$   $p \cdot T = p^{\circ} \cdot T$  **LEGGE di J. VAN'T HOFF**  
 $\downarrow$   $\downarrow$   
 soluz.  $\downarrow$   $\downarrow$   
 cost. univ. del gas  $\downarrow$   $\downarrow$   
 concentraz. molare

Per soluz. che hanno lo stesso  $\alpha$  osmometrico