



**Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino**

**Appunti universitari**

**Tesi di laurea**

**Cartoleria e cancelleria**

**Stampa file e fotocopie**

**Print on demand**

**Rilegature**

**NUMERO: 1726A -**

**ANNO: 2015**

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

**STUDENTE: Faraci Alessio**

**MATERIA: Chimica - prof. Delmastro**

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.**

## GRANDEZZE FONDAMENTALI E DERIVATE

### → VOLUME

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1.000.000 \text{ cm}^3$$

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

(litro)

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

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

### → DENSITÀ

$$d = \frac{m}{V}$$

massa  
Volume

$$\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}, \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}, \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

### → PESO

$$P = m \cdot g$$

$$g = 9,81 \text{ m/s}^2$$

$$N = \text{kg m/s}^2$$

newton

### → PESO SPECIFICO

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

$$\frac{N}{\text{m}^3} = \frac{\text{kg}}{\text{m}^2 \text{s}^2}$$

### → PRESSIONE

$$p = \frac{F}{S}$$

forza  
superficie

$$1 \text{ Pa} = 1 \frac{N}{\text{m}^2}$$

pascal

**N.B.**  $1 \text{ Pa} = 10^{-5} \text{ bar} = 0,987 \cdot 10^{-5} \text{ atm}$

$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ torr}$$

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 1,01 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

### → CALORE

energia termica che si trasferisce da un corpo più caldo  $(t >)$  a uno meno caldo  $(t <)$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J} = 2,61 \cdot 10^{19} \text{ eV}$$

## ATOMI E MOLECOLE

**ATOMO:** è la più piccola particella di un elemento che, durante una trasformazione chimica mantiene la sua identità. È una particella infinitesimamente piccola di dimensioni  $2-5 \text{ \AA}$  ( $2-5 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ )  
 [nota:  $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ ], essa è costituita da un nucleo dove è concentrata tutta la massa dell'atomo (protoni e neutroni) e da degli elettroni che si muovono nell'intorno dell'atomo.

### PARTICELLE SUBATOMICHE:

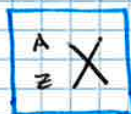


NUCLEONI  $\left\{ \begin{array}{l} \text{NEUTRONI (n)} \longrightarrow m = 1,6745 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,008 \text{ u} \\ \text{PROTONI (p}^+) \longrightarrow m = 1,6723 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,007 \text{ u} \\ \text{carica} = 1^+ = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C} \end{array} \right.$

$m = \frac{1}{1837}$  della  $m \text{ p}^+ \leftarrow \text{ELETTRONI (e}^-) \longrightarrow m = 9,109 \cdot 10^{-28} \text{ g} = 0,005 \text{ u}$   
 carica =  $1^- = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

$Z =$  numero atomico ( $\text{p}^+$ )  $\rightsquigarrow$  in un atomo neutro  $m^+ \text{p}^+ = m^- \text{e}^-$   
 $N =$  numero di neutroni ( $n$ )  
 $A = Z + N =$  numero di massa ( $\text{p}^+ + n$ )

Complessivamente l'atomo è un sistema neutro perché la carica + sono contrbilanciate da cariche -  
 $\rightsquigarrow$  un elemento X viene rappresentato:



**ISOTOPO:** atomi di uno stesso elemento che differiscono per il numero di massa

$\Rightarrow Z = N \neq A \neq$  N.B.  $\Rightarrow$  Cambia la massa dei vari isotopi  $\rightsquigarrow$  però  $\neq$  cambia il numero dei neutroni.

- ES: H
- |                          |                  |             |
|--------------------------|------------------|-------------|
| 1) IDROGENO o PROZIO (H) | ${}^1_1\text{H}$ | peso = 1    |
| 2) DEUTERIO (D)          | ${}^2_1\text{H}$ | peso doppio |
| 3) TRITIO (T)            | ${}^3_1\text{H}$ | peso triplo |

**N.B.** isotopi radioattivi: atomi i cui nuclei instabili si trasformano in altri nuclei in st.

## PESO ATOMICO

Un tempo si prese come peso di riferimento, ovvero come unità peso atomico  $\frac{1}{16}$  dell'O (infatti il peso dell'O era 16). Ma dimostrando l'esistenza degli isotopi questo modello cade perché non tutti gli O pesano 16.

Nel 1961 la Commissione IUPAC stabilì di assumere come unità di massa atomica:

→ **UNITÀ DI MASSA ATOMICA:** 1 u (uma) è  $\frac{1}{12}$  della massa dell'isotopo 12 del carbonio ( $^{12}_6\text{C}$ ) →  $\begin{cases} 6 \text{ protoni} \\ 6 \text{ neutroni} \\ 6 \text{ elettroni} \end{cases}$

$$[1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}]$$

**NB.** Per definizione il peso del carbonio 12 = 12

## PESO ATOMICO: (massa atomica relativa)

è il rapporto tra la massa media isotopica di un elemento e l'unità di massa.

$$\text{P.A.} = \frac{\text{massa media elemento}}{\text{massa dell'atomo di riferimento}} = \frac{\text{massa atomo}}{\text{unità di massa}}$$

## PESO MOLECOLARE

è il rapporto tra la massa di una molecola e l'unità di massa.

$$\text{P.M.} = \frac{\text{massa molecola}}{\text{unità di massa}}$$

oppure  $\text{P.M.} = \text{P.A.}_1 + \text{P.A.}_2$  (ovvero somma per atomi degli atomi di una molecola)

## PESO FORMULA

↓  
~ P.M. per i composti ionici che non hanno una molecola esattamente definita

Somma dei P.A. degli atomi costituenti

l'unità formula (formula minima) (sali ionici)

↓  
formula chimica che per i composti ionici indica il tipo di atomi ed il rapporto con cui essi si trovano

$$M : 1 = g : m$$

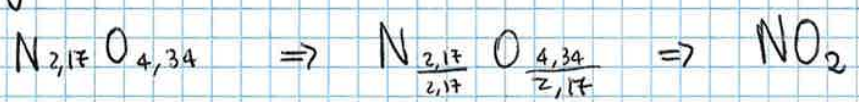
$M = \text{massa molare} \rightarrow = \text{peso atomico! in g/mol}$   
 $1 = 1 \text{ mole}$   
 $g = \text{grammi sostanza}$   
 $m = \text{numero di moli}$

Es:  $N = 30,43 \text{ g}$        $N = 14$   
 $O = 69,57 \text{ g}$        $O = 16$

$$m_N = \frac{g}{M} = \frac{30,43 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} = 2,17 \text{ moli}$$

$$m_O = \frac{g}{M} = \frac{69,57 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 4,34 \text{ moli}$$

$\Rightarrow$  formula?



$$1 : N_A = m : m^\circ \text{ molecole}$$

$1 = 1 \text{ mol}$   
 $N_A = \text{numero d'Avogadro}$   
 $m = \text{numero di moli}$   
 $m^\circ \text{ molecole}$

Es: a quante moli corrispondono  $98,6 \cdot 10^{23}$  molecole?

$$m = \frac{m^\circ \text{ molecole}}{N_A} = 16,3 \text{ moli}$$

$$[m \cdot N_A = m^\circ \text{ molecole}]$$


Ricorda P.A. massa atomica  $\rightarrow$  es:  $O = 16$

M. massa molare  $\rightarrow$  es:  $O = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

## TEORIA ATOMICA

- ① → **Modello di Dalton** :
- 1) materia costituita da particelle indivisibili, dette atomi
  - 2) atomi di uno stesso elemento hanno stessa  $m$  e proprietà (indefinibili, uniformi)
  - 3) i composti sono formati dalle combinazioni chimiche di atomi

- ② → **Modello di Thomson**  
(modello a panettone o a cocomero)
- l'atomo rappresentato come una sfera carica positivamente ed cui interno sono immersi gli elettroni. (carica  $pt = e^-$  ⇒ atomo neutro)
- ⇒ Spiegazione ioni positivi e negativi attraverso l'acquisto o la perdita di elettroni

- Scoperta nucleo atomico (raggi  $\alpha$ )
- ③ → **Modello di Rutherford**  
(modello planetario)
- atomo come piccolo sistema planetario, dove il sole era il nucleo atomico a quale gli elettroni si muovevano su orbite circolari secondo le leggi della meccanica classica e la massa (99,99% concentrata nel nucleo)
- Modello in contrasto con le leggi dell'elettromagnetismo secondo le quali "particelle cariche in moto non rettilineo emettono radiazioni elettromagnetiche". Da ciò la velocità dell'elettrone avrebbe dovuto rapidamente diminuire e l'elettrone compiere una spirale sempre più piccola e collidere sul nucleo
- 
- ⇒ instabilità atomo
- ⇒ vite brevissima

### → Scoperta dell'effetto fotoelettrico (Hertz)

alcuni metalli fotosensibili quando colpiti da radiazioni luminose (raggi UV o X) emettono elettroni.

④ → **Modello di Bohr**

(Valido soltanto per i sistemi idrogenoidei: H, He<sup>+</sup>, Li<sup>++</sup>)  
(che hanno 1 elettrone)

1) e<sup>-</sup> si muove solo su determinate orbite permesse intorno al nucleo, orbite circolari stazionarie ovvero le sole orbite nelle quali è permesso il moto degli elettroni senza emissioni di energia

2) energia e<sup>-</sup> quantizzata (segue la regola di Planck) cioè non può essere emessa E in modo casuale

3) livello energetico associata ad un'orbita stazionaria (K, L, M, N, O, P, Q...)

per  $m=1 \leftarrow$  4) Stato fondamentale: stato di minima energia con l'e<sup>-</sup> alle minime distanze dal nucleo

$m > 1 \leftarrow$  5) Stato eccitato (stato di maggiore energia)

$$\boxed{> \text{raggio} \Rightarrow > E \text{ dell'e}^-}$$

N.B.

$$\boxed{\text{Max stabilità} \leftrightarrow \text{min energia}}$$

6) un e<sup>-</sup> può variare la propria energia solo passando da un livello energetico ad un altro

↳ TRANSIZIONE ELETTRONICA

$$\boxed{\Delta E = h\nu} \rightarrow \text{emissione luminosa}$$

↳ conseguente emissione di onde elettromagnetiche (Elettromagnete)

7) LE SOLE ORBITE PERMESSE SONO QUELLE PER CUI IL MOMENTO ANGOLARE DELL'ELETTRONE ASSUME VALORI MULTIPLI M INTERI della quantità  $\frac{h}{2\pi}$

$$\boxed{mvr = m \frac{h}{2\pi}}$$

momento velocità e<sup>-</sup>

→ numero quantico principale con  $m \in \mathbb{N}$   
 $1 \leq m \leq \infty$

$$\boxed{\begin{array}{l} m \rightarrow +\infty \Rightarrow \text{di stanza } \infty \\ E=0 \Rightarrow \text{maxima } E \\ \Rightarrow \text{atomo ionizzato} \end{array}}$$



5) → IPOTESI ATOMICA di SOMMERFELD (estesa dai sistemi isotropici)

1) orbite quantizzate anche ellittiche (per  $n > 1$ ) in cui il nucleo occupa uno dei due fuochi dell'ellissi

2) Ogni livello energetico  $n$  si suddivide in più sottolivelli

3) Ad ogni sottolivello corrisponde un **numero quantico secondario  $l$**   
 ↓  
 determina l'eccentricità dell'orbita con  **$0 < l < n-1$**

4) orientazioni orbite → **numero quantico  $m$**  ← numero quantico magnetico  
 (solo alcune sono permesse  $\exists$ )  
 ↓  
 **$-l < m < +l$**  → sempre lo 0!

→ Pauli introduce un 4° n. quantico → **numero quantico di spin  $m_s$**   
 ↓  
 descrive il moto dell' $e^-$  intorno al proprio asse e assume valori  $+\frac{1}{2}$  (↑) e  $-\frac{1}{2}$  (↓)  
 orbitario      eretto

**SCHRODINGER** → Il **moto ondulatorio** degli elettroni è governato da una **equazione d'onda** (che descrive il comportamento dell'e<sup>-</sup> considerato come onda)

EQ. d'ONDA per l'atomo di H:

$$\frac{\delta^2 \Psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \Psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \Psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m (E - V) \Psi}{h^2} = 0$$

↑ componete spaziale

↑ Energia

$m =$  massa e<sup>-</sup>

$h =$  costante di Planck

$E =$  energia totale elettrone

$V =$  energia potenziale elettrone

$\Psi$  (psi) = funzione d'onda associata al moto dell'e<sup>-</sup>

↓  
Le soluzioni dell'eq. di Schrodinger sono funzioni matematiche che descrivono gli stati possibili dell'e<sup>-</sup>.

**N.B.** Ad ogni valore di  $\Psi$  è collegato un determinato valore di  $E$ .  
I valori di  $E$  per i quali l'eq. di Schrodinger ammette soluzioni si chiamano **AUTOVALORI** e le corrispondenti  $\Psi$  si chiamano **AUTOFUNZIONI**

⇒ Se  $E$  assume valori QUANTIZZATI (autovalori) l'eq. di Sc. ha soluzioni accettabili dette AUTOFUNZIONI

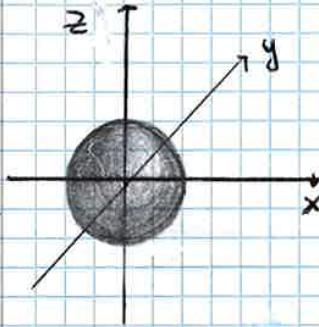
Tali **AUTOFUNZIONI** contengono 3 coefficienti numerici che corrispondono ai 3 numeri quantici:  $n, l, m$   $\Psi_{n,l,m}$  → orbitale atomico

$\Psi^2 =$  **probabilità** che l'e<sup>-</sup> si trovi nell'intervallo del punto di coordinate  $x, y, z$ .  $\Psi(x, y, z)$

⇒ Non è possibile determinare le orbite esatte degli e<sup>-</sup> ma la probabilità che un e<sup>-</sup> ha di occupare una certa porzione di spazio attorno al nucleo. Tale spazio è detto **ORBITALE ATOMICO** = autofunzione definita da una determinata tripla di numeri quantici.

L'ORBIALE definisce lo stato quantico dell'e- attraverso un dato valore di  $E$  e di probabilità di distribuzione intorno al nucleo.

**ORBIALE S**



1) simmetria sferica (densità e- non dipende dalla direzione)

2)  $\Psi^2 <$  se distanze dal nucleo  $>$

3)  $n_{\text{raggio}} >$  se  $n >$

4) Negli orbitali con  $|m| > 1$  sono presenti delle

superfici nodali dove  $\Psi^2 = 0$

↳ su cui si accumula l'autoeccitazione

**ORBIALE P**

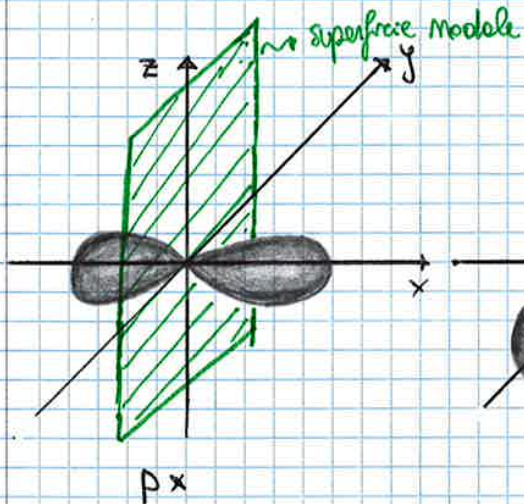
↓  
forme bilobate

1) simmetria omale  $(x, y, z)$  (densità elettronica) dipende dalla direzione

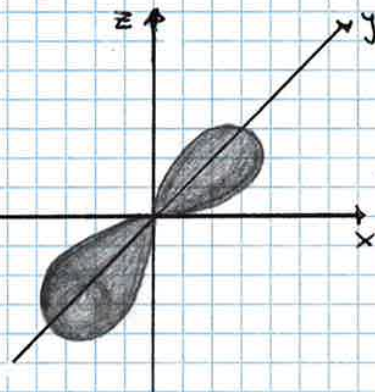
2) dimensioni  $>$  se  $n >$

3) i tre orbitali p con stesso  $n$  sono isoenergetici ( $3p_x, 3p_y, 3p_z$ ) ovvero degenerici

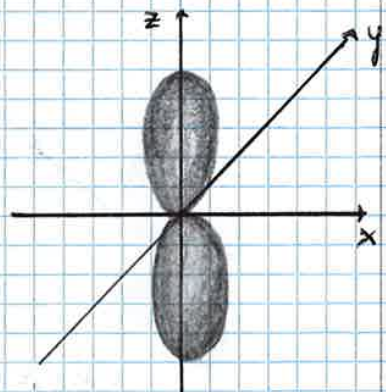
4) Tutti gli orbitali presentano un pieno nodale dove  $\Psi^2 = 0$



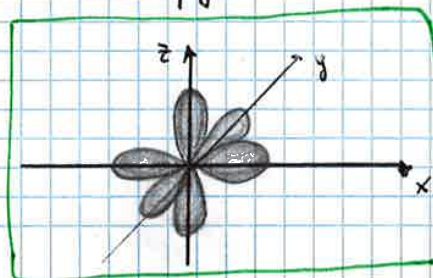
$p_x$



$p_y$



$p_z$



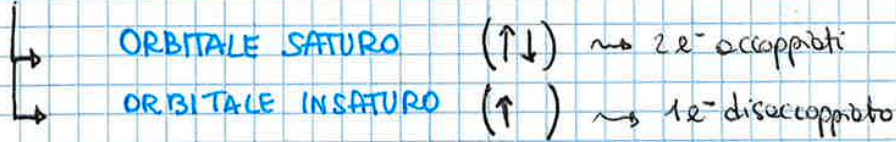
P

## PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULING

non + di 2  
e sono descritti  
da 4 ~  
Stema funzione  
orbitale

In uno stesso atomo non possono coesistere due  $e^-$  con tutti e 4 i numeri quantici uguali, ovvero:

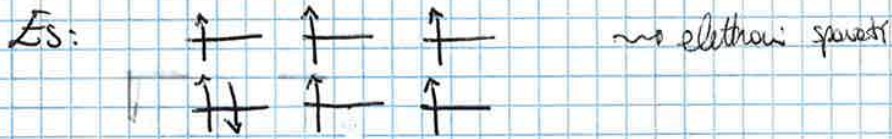
Un orbitale può contenere al max 2  $e^-$  (con spin  $\neq$ )



## REGOLA DELLA MASSIMA MOLTEPLICITA' DI HUND

Gli  $e^-$  tendono ad occupare il maggior numero possibile di orbitali isoenergetici (degeneri)

$\Rightarrow$  prima occupano tutti gli orbitali degeneri a spin parallelo singolarmente, e solo dopo si accoppiano



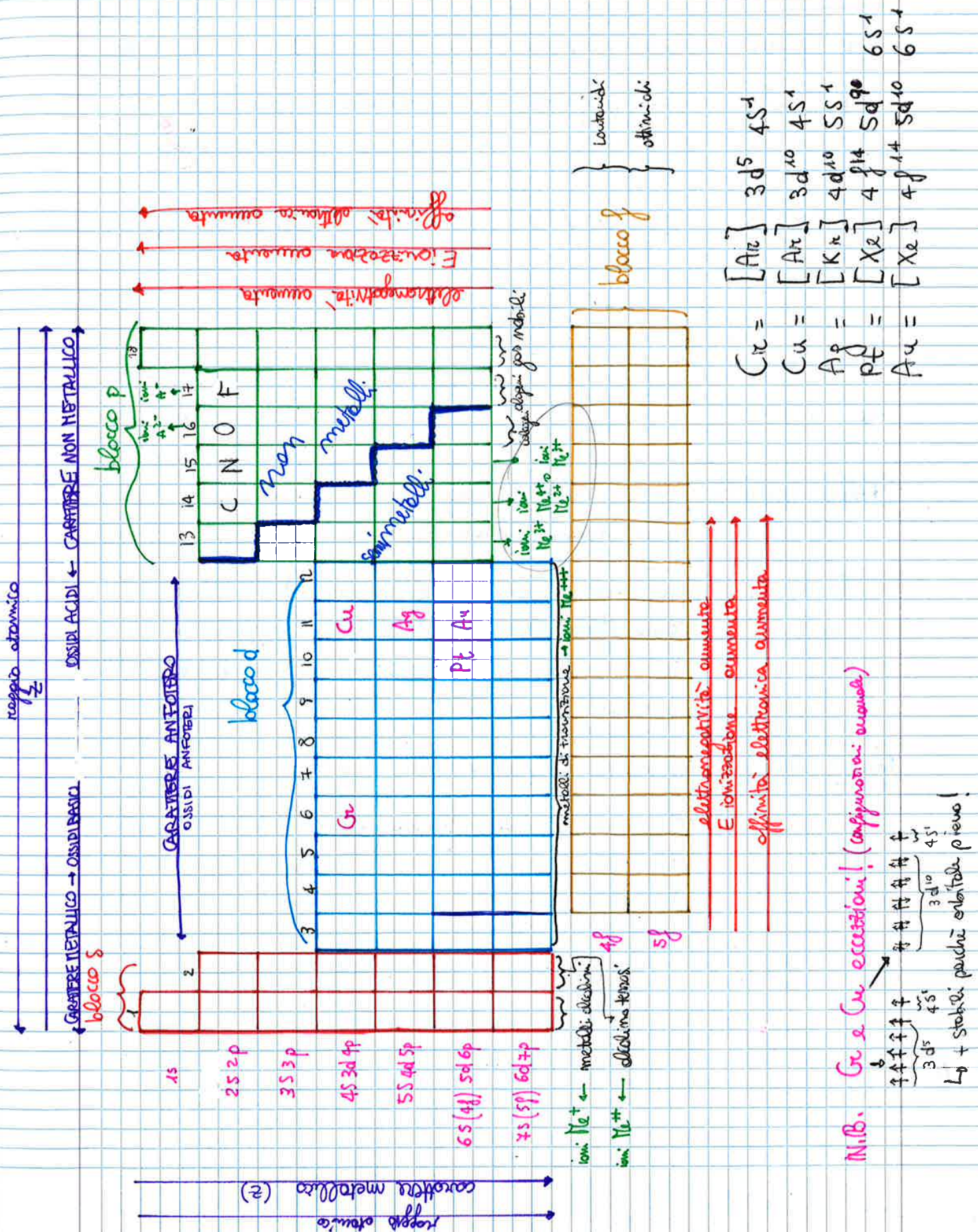
$\Rightarrow$  CONFIGURAZIONE ELETTRONICA + STABILE (a meno E) } Stato fondamentale  
è quella con la massima MOLTEPLICITA' DI SPIN (spin paralleli disaccoppiati)

## REGOLA AUFBAU

$\hookrightarrow$  riempimento progressivo degli orbitali a minor energia

Valore n					
7	7s	7p			Q
6	6s	6p	6d		P
5	5s	5p	5d	5f	O
4	4s	4p	4d	4f	N
3	3s	3p	3d		M
2	2s	2p			L
1	1s				K

STRATO P

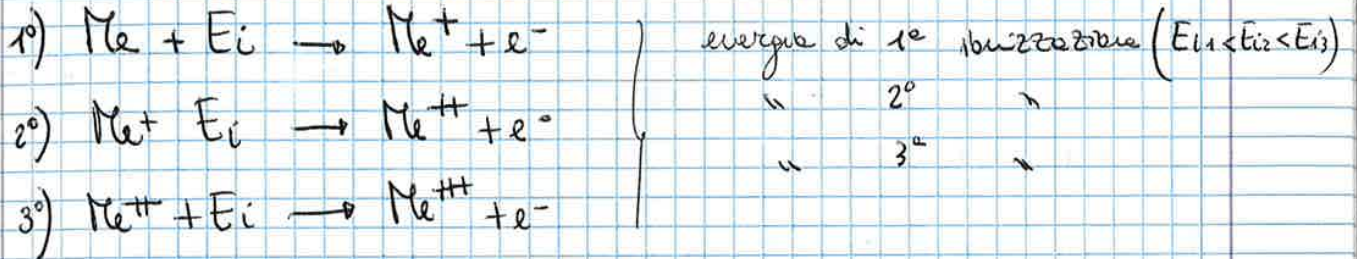


$$(KJ/g \overset{mole}{at}) \text{ o } (eV)$$

**ENERGIA DI IONIZZAZIONE (POTENZIALE)**

$$E_i$$

Energia richiesta per portare un elettrone di un atomo (nel suo stato fondamentale) a distanza infinite dal nucleo ( $\Rightarrow$  formazione ioni)



$\rightarrow E_i$  è max per i gas nobili

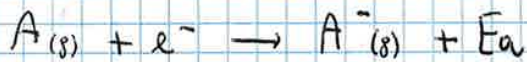
$\rightarrow E_i$  è min per i metalli alcalini  $\rightarrow E_i$  min  $\rightarrow$  elementi elettropositivi (metalli)

$$(KJ/g \overset{mole}{at}) \text{ o } (eV)$$

**AFFINITÀ ELETTRONICA**

$$E_a$$

Energie che si libera quando un  $e^-$  si unisce ad un atomo neutro (isolato nel suo stato fondamentale) partendo da una distanza infinite dal nucleo ( $\Rightarrow$  formazione anioni)



$\rightarrow E_a$  max negli alogeni  $\rightarrow E_a$  alte  $\rightarrow$  elementi elettronegativi (non metalli)

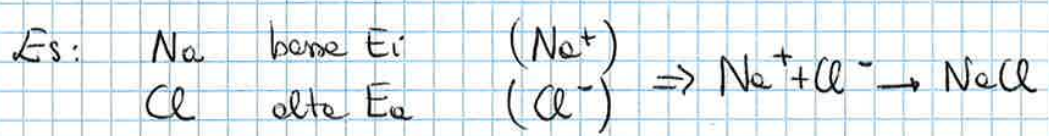


**LEGAME IONICO**

legame di natura elettrostatica e si forma quando si combinano fra di loro due elementi aventi **una bassa energia di ionizzazione  $E_i$  (metallo)** e l'altro **alta affinità elettronica (elemento non metallico)**

→ l'elemento con bassa  $E_i$  trasferisce elettroni al gruppo di valenze dell'altro. L'elemento che ha perso  $e^-$  diventa **uno ione positivo (catione)** mentre l'altro che acquista  $e^-$  diventa **uno ione negativo (anione)**

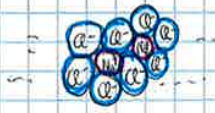
**N.B.** Tra i due ioni di polarità opposte si instaura un legame di natura elettrostatica.



**NB** Il sistema ione positivo e ione negativo non raggiunge il massimo di stabilità con la formazione di una singola coppia di ioni, ma nella formazione del **solido ionico (cristallino)** in cui ogni ione attrae il maggior numero possibile di ioni con polarità opposta







**Nel composti ionici non sono presenti molecole ben definite, ma un numero molto grande di ioni di segno contrario presenti in un determinato rapporto, cosicché la somma algebrica delle cariche dei cationi e degli anioni  $\Sigma = 0$ . ( $m^+ = n^- \rightarrow$  elettroneutralità)**

Nella maggior parte <sup>dei casi</sup> gli elementi dei blocchi s e p, in un legame ionico, raggiungono la configurazione del gas nobile + vicino ( $H^+$  non dai composti ionici)

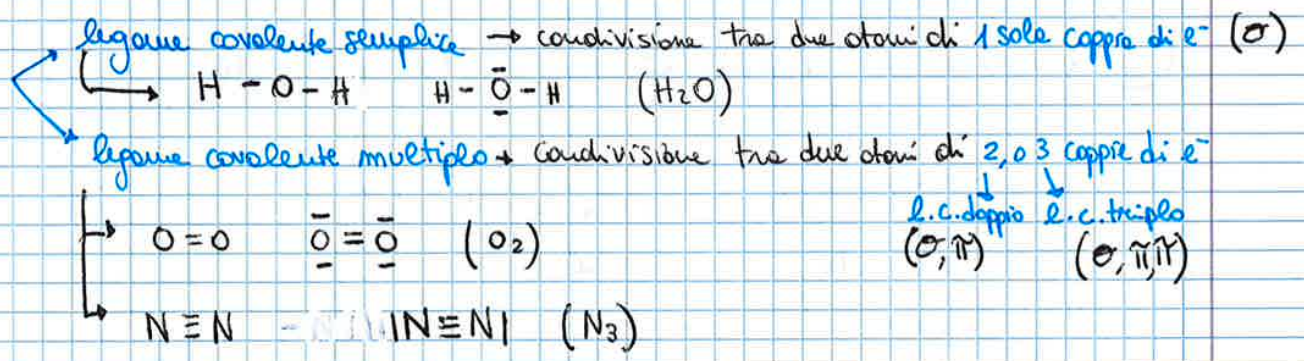


Numero di coordinazione (n=)

Coordinazioni più comuni

- lineare  $n=2$  
- trigonale  $n=3$  
- planare quadrata  $n=4$  
- tetraedrica  $n=4$  
- ottaedrica  $n=6$  
- cubica  $n=8$  

**LEGAME COVALENTE**



- Se la condivisione di e<sup>-</sup> avviene tra 2 atomi uguali ⇒ legami omonucleari
- Se la condivisione di e<sup>-</sup> avviene tra 2 atomi ≠ ⇒ legami eteronucleari

**ENERGIA DI LEGAME (KJ per mole di legami)**

E che si libera nella formazione o che si fornisce nella rottura di un legame. ⇒ [2 ATOMI ISOLATI sono dunque meno stabili poiché + energetici, di una molecola biatomica]



GEOMETRIA MOLECOLARE

TEORIA VSEPR

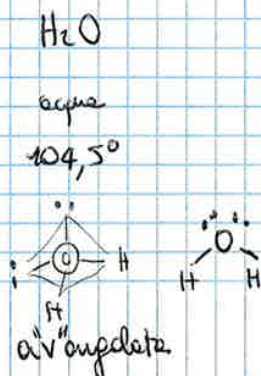
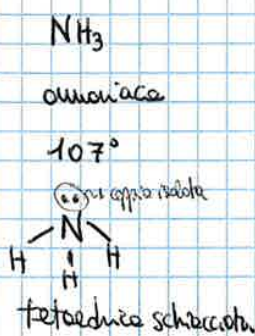
→ Le coppie di e<sup>-</sup> che appartengono al livello di valenza, si respingono a vicenda, in quanto di segno uguale, e tendono a disporsi alla maggiore distanza possibile, cosicché il sistema raggiunge il max della stabilità.

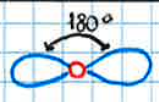

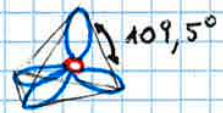
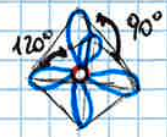
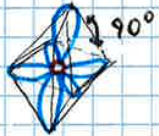
(APPLICABILE A MOLECOLE CHE NON PRESENTINO CONTEMPORANEAMENTE LEGAMI MULTIPLI e il superamento della regola dell'ottetto)

A = atomo    X<sub>m</sub> = coppie di elettroni    m = numero coppie elettroni

Molecola	angolo di legame	Geometria	
AX <sub>2</sub>	180°	Lineare	
AX <sub>3</sub>	120°	triangolare planare	
AX <sub>4</sub>	109,5°	tetraedrica	
AX <sub>5</sub>	120° - 90°	triangolare bipiramidale	
AX <sub>6</sub>	90°	ottaedrica	

→ DA RICORDARE



COMBINAZIONE ORBITALI ATOMICI	ORBITALE IBRIDO	(ORBITALE NON IBRIDO) ORBITALE A. PURO	GEOMETRIA	ORIENTAMENTO
$s + p \rightarrow$	② $sp$ <small>numero legami numero orbitali</small>	② p <small>numero (p, d)</small>	Lineare	
$s + 2p \rightarrow$	③ $sp^2$ <small>33% 66%</small>	1 p	Planare trigonale	
$s + 3p \rightarrow$	④ $sp^3$ <small>25% 75%</small>	nessuno	Tetraedrica	
$s + 3p + d \rightarrow$	⑤ $sp^3d$	4 d	Bisomiale Trigonale	
$s + 3p + 2d \rightarrow$	⑥ $sp^3d^2$	3 d	Ottocentrica	

Come determinare il tipo di ibridazione degli orbitali?

- 1) Scrivi la formula di struttura
- 2) Conta i legami  $\sigma$  (non quelli  $\pi$ ) e aggiungi i doppietti liberi
- 3) Se **legami  $\sigma$  + doppietti liberi =**

SOLO dell'atomo CENTRALE!

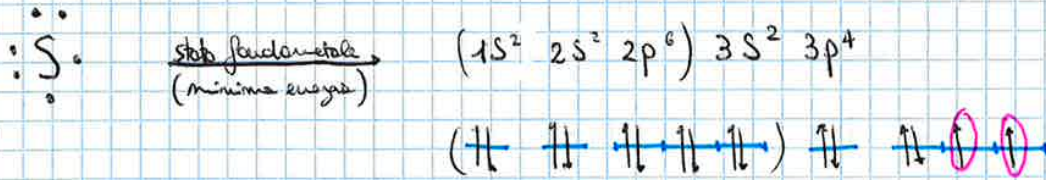
- = 2  $\rightarrow$  ibridazione  $sp$
- = 3  $\rightarrow$  ibridazione  $sp^2$
- = 4  $\rightarrow$  ibridazione  $sp^3$
- = 5  $\rightarrow$  ibridazione  $sp^3d$
- = 6  $\rightarrow$  ibridazione  $sp^3d^2$  (partenza dall'atomo centrale)

**NOTA BENE:**

$sp$	$\rightarrow$	si forma da	$\rightarrow$	2 legami $\sigma$
$sp^2$	$\rightarrow$		$\rightarrow$	3 legami $\sigma$ o 2 legami $\sigma$ e 1 doppietto libero
$sp^3$	$\rightarrow$		$\rightarrow$	4 legami $\sigma$ o 3 $\sigma$ + 1 doppietto o 2 $\sigma$ + 2 doppietti
$sp^3d$	$\rightarrow$		$\rightarrow$	5 legami $\sigma$
$sp^3d^2$	$\rightarrow$		$\rightarrow$	6 legami $\sigma$

**IBRIDAZIONE ZOLFO**

S (Z = 16)



2 e<sup>-</sup> spaiati => (bivalente)

=> S promuove gli e<sup>-</sup> eccitandosi

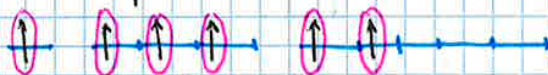
1° STATO ECCITATO (maggiore energia)



(4)

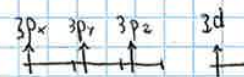
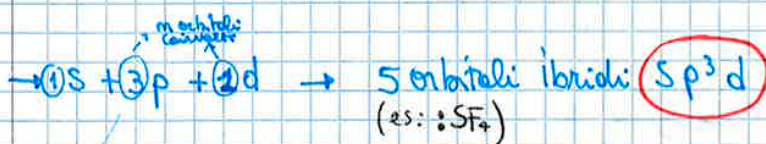
4 e<sup>-</sup> spaiati => (S tetravalente)

2° STATO ECCITATO (maggiore energia)

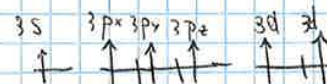
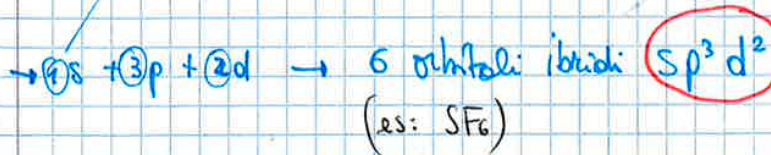


(6)

6 e<sup>-</sup> spaiati

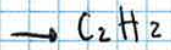
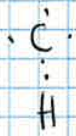


trigonale bipyramidale

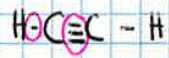


ottaedrica

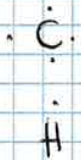
### ACETILENE o ETINO



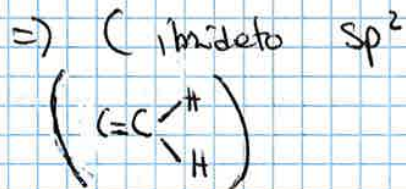
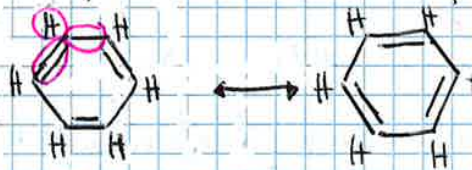
$\Rightarrow C \rightarrow$  ibridato  $sp$



### BENZENE



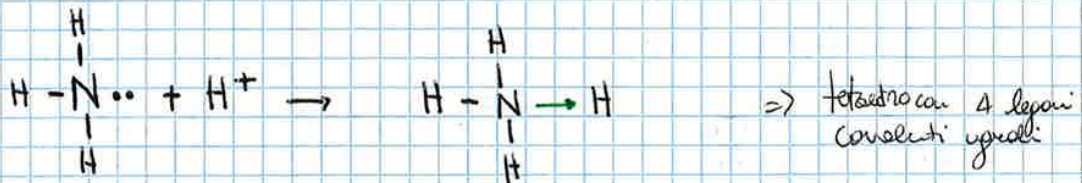
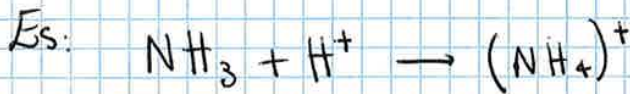
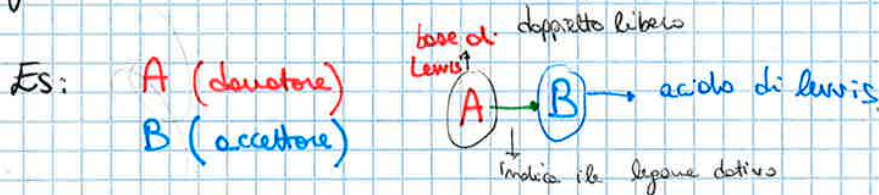
strutture di risonanza



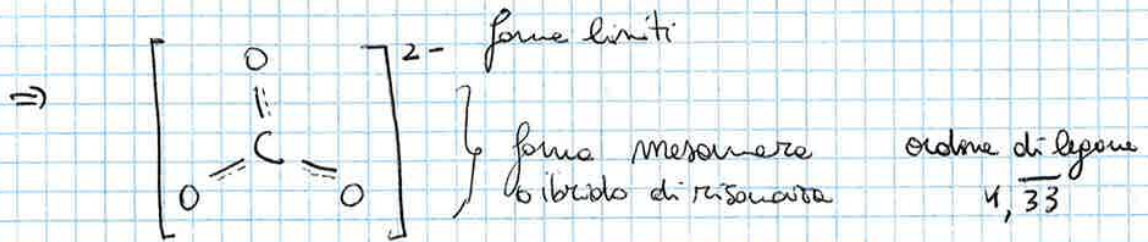
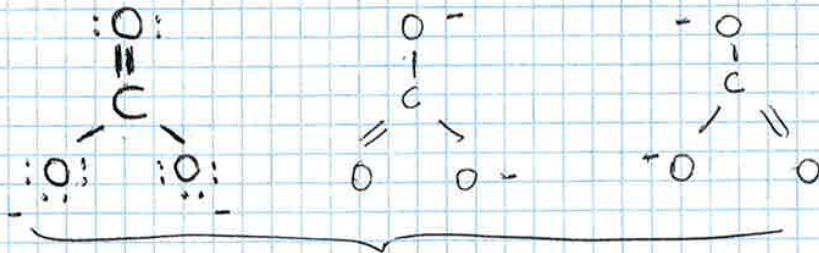
Es:	B-H	0,1 ~ 0	=>	legame covalente apolare
	$\delta^+ \delta^-$ C-O	1	=>	legame covalente polare
	H-F	1,9	=>	legame misto covalente-ionico [grande % di ionicità] molto vicino a ?
	$\delta^+ \delta^-$ Li-O	2,5	=>	legame <sup>prevalentemente</sup> ionico
	K-F	3,2	=>	legame ionico

**• LEGAME COVALENTE DATIVO**

Legame covalente (di tipo  $\sigma$ ) <sup>solo</sup> in cui il doppietto elettronico è fornito da un solo atomo (donatore) e ricevuto dall'altro (accettore)



Es:  $\text{CO}_3^{2-}$  (ione carbonato)



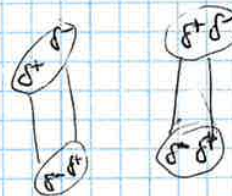
### FORZE DI WADER WALLS (→ legame debole)

Interazioni debolissime ma non numerosissime tra molecole sia polari che apolari, fortemente influenzato dall'aumento della distanze intermolecolari e della temperatura

### LEGAMI DI VAN DER WAALS

- 1) legami tra dipoli permanenti (ovvero molecole polari)
  - 2) legami dipolo-dipolo indotto (ovvero molecole apolari polarizzate)
- + grande è la distanza → tendono ad  $\nearrow$
- + temperatura è bassa

→ interazioni dipolo-dipolo = forze elettrostatiche che si esercitano tra le estremità positive e quelle negative dei dipoli

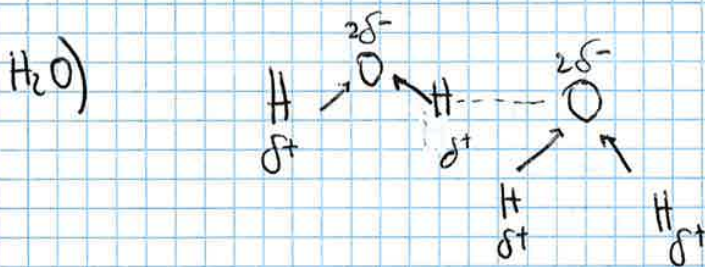
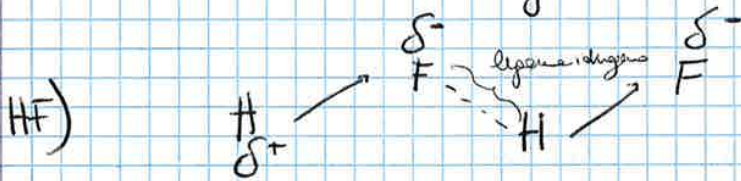


**LEGAME IDROGENO** (ponte e idrogeno) (NB. forza di attrazione > rispetto alle altre interazioni: dipolo-dipolo)

Legame di natura elettrostatica (o intra o intermolecolare) tra molecole contenenti gruppi: stessa molecola / diverse molecole



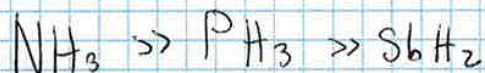
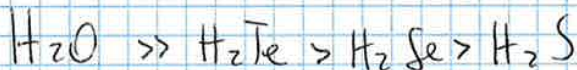
(con regola ionica bond e alta elettronegatività con atomi piccoli fortemente elettronegativi (+ elettronegativi di H) legati ad un atomo di idrogeno)



NB → legame H influenza sulle forme delle strutture cristalline

→ per rompere il legame dobbiamo fornire molta energia (aumentando temperatura)

→ Punti di ebollizione a P atmosferica:

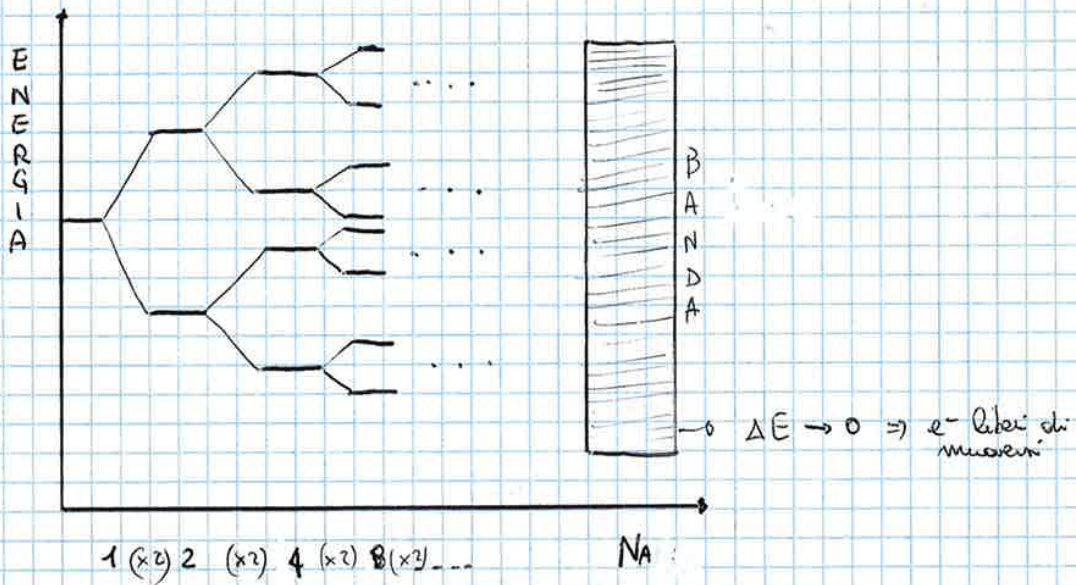


↳ se non ci fossero i legami idrogeno



La Teoria delle bande è un'estensione della Teo dell'orbitale molecolare (secondo la quale quando 2 orbitali atomici a energie = o poco diverse interagiscono tra loro, formano 2 orbitali molecolari uno di legame a + bassa E, e uno di antilegame a + alta E)

In una mole di metallo vi è un numero di Avogadro di atomi e dall'interazione di NA di orbitali atomici di valenza si ottengono NA orbitali molecolari di E poco diverse tale che siamo lungi a una banda praticamente continua di energia.

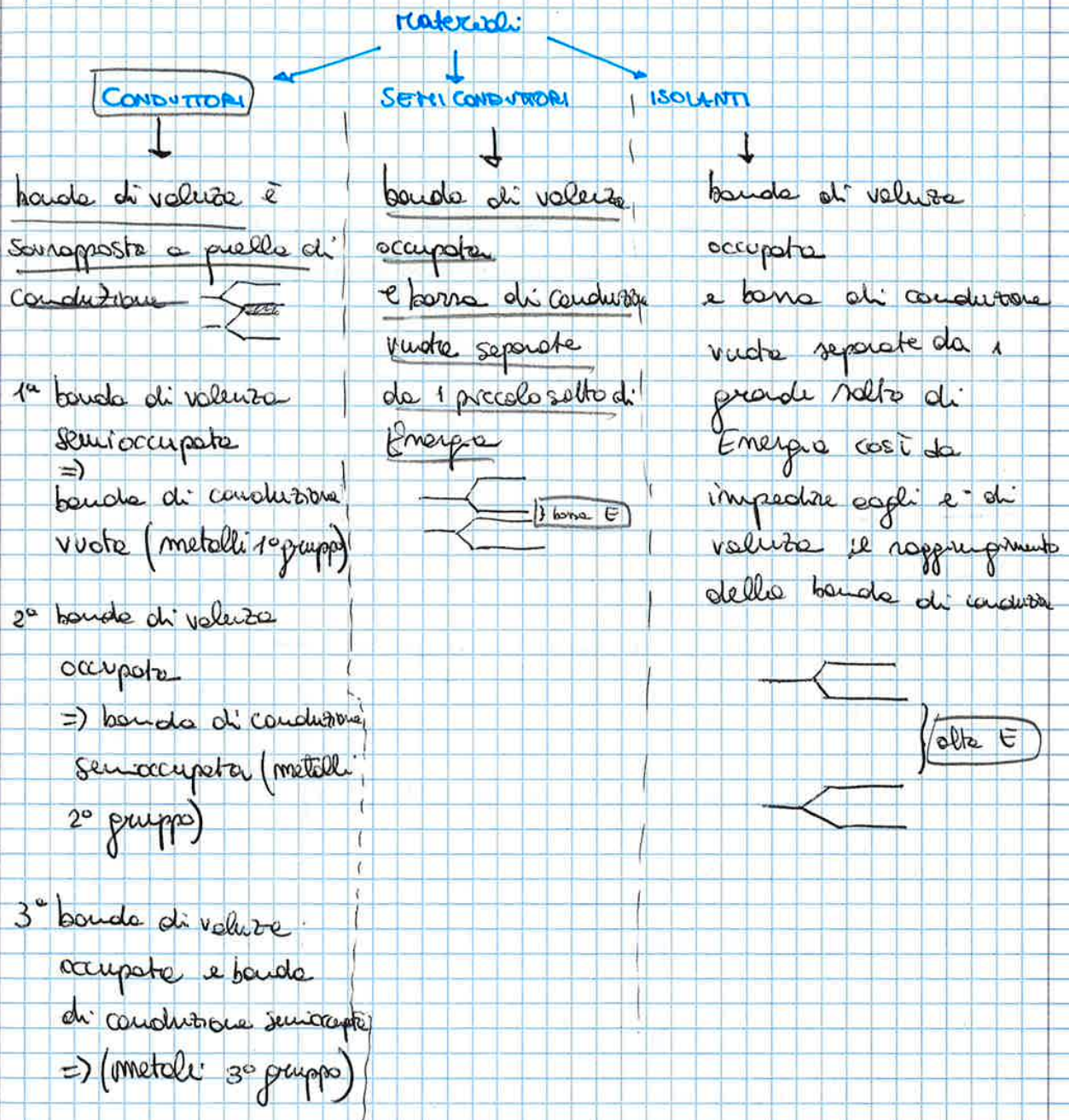


la distribuzione degli  $e^-$  in una banda avviene dapprima nei livelli energetici inferiori e poi via via in quelli superiori.

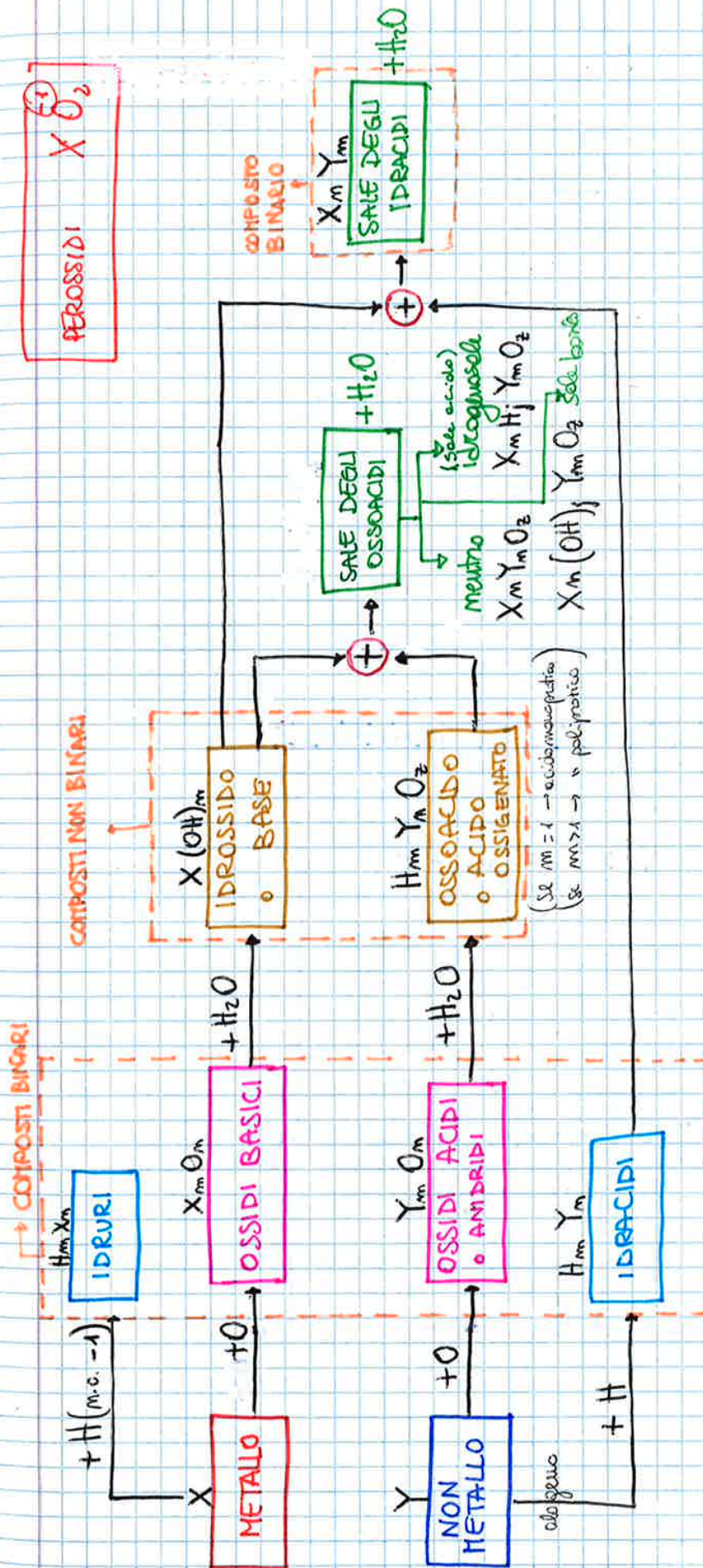
$\Rightarrow$  una banda può ospitare  $2 NA$  di  $e^-$

- $\rightarrow$  interazioni di OA di tipo s  $\rightarrow$  genera bande s
- "          "      " di tipo p  $\rightarrow$  genera bande p
- "          "      " di tipo d  $\rightarrow$  genera bande d





NB. diamante (non metallo) ibridato  $sp^3$  si comporta come un isolante  
 grafite (non metallo) ibridato  $sp^2$  si comporta come un conduttore

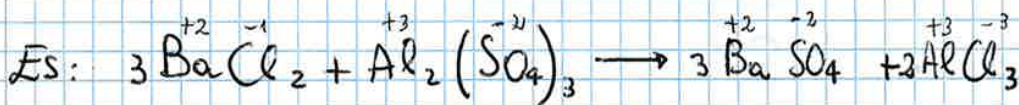


N.B. Salci si ottengono sostituendo 1 o + atomi di H degli ossoacidi, o degli idracidi con atomi di elementi metallici (salificazione)

Sali	→ neutri	(no H)	$KClO^+$ (perclorato di Potassio)
	→ acidi	(con H)	$NH_4HS$ (Solfuro acido di ammonio)
	→ boric	(con OH)	$Bi(OH)(NO_3)_2$ (nitrato borico di Bismuto)
	→ doppi	(con + di 1 metallo)	$Na_2K_2S$ (Solfuro di sodio e potassio)
	→ idrati	(contenenti $H_2O$ )	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (Solfato rameico pentaidrato)

[[ Ioni polveri poliatomici → suffisso -onio ] Es:  $NH_4^+$  ione ammonio]

## REAZIONI CHIMICHE



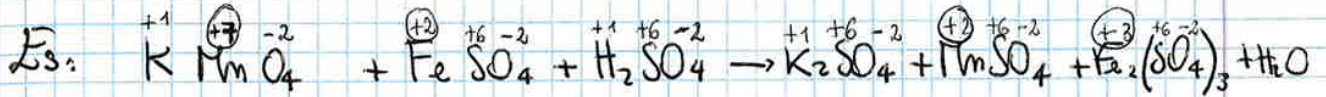
→ 1°) cominciare dai metalli

→ redox (cambia m.o.)

acquista  $e^-$  ← 1 elemento si riduce → diminuisce il m.o. (si comporta da ossidante)  
 perde  $e^-$  → 1 elemento si ossida → aumenta il m.o. (si comporta da riducente)

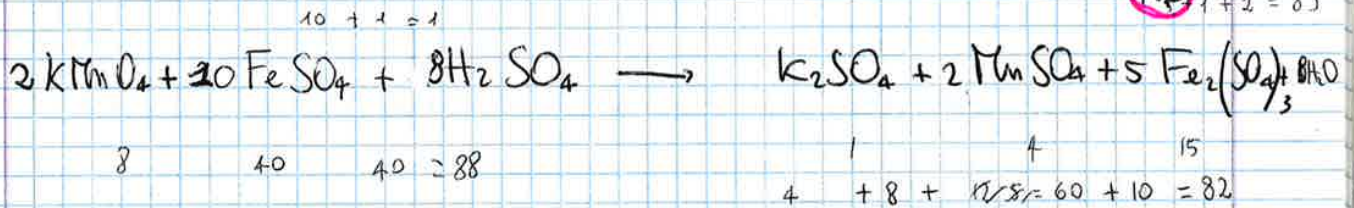
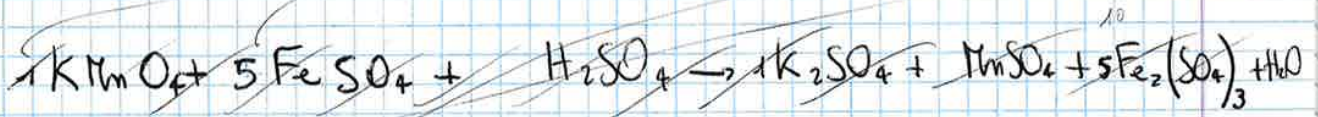
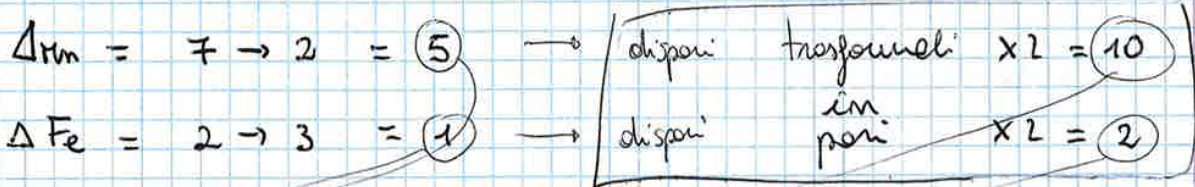
### PRINCIPIO DI CONSERVAZIONE DELLA CARICA

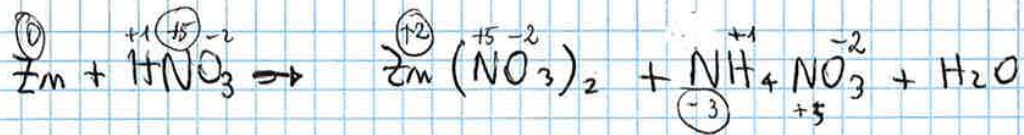
Il numero di  $e^-$  ceduti dal riducente (che si ossida) deve essere uguale al numero di  $e^-$  acquistati dall'ossidante (che si riduce)



Mn si riduce

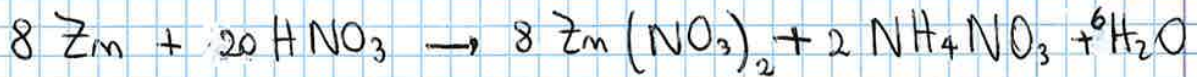
Fe si ossida





Zn si ossida  $\Delta_{Zn} = 2$

N si riduce  $\Delta_N = 8$

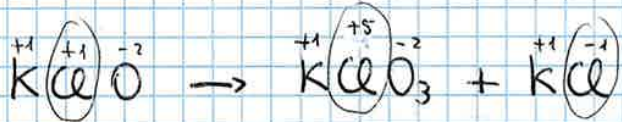


30

24 + 3 + 3 = 30

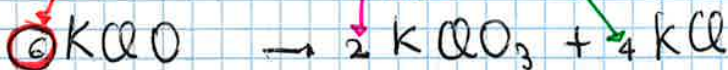
**REAZIONI DI DISMUTAZIONE** (di 1 solo elemento) (tipico degli alogeni)  
 (redox interne, reazioni di disproporzionamento)

Particolare ossidazione interna:

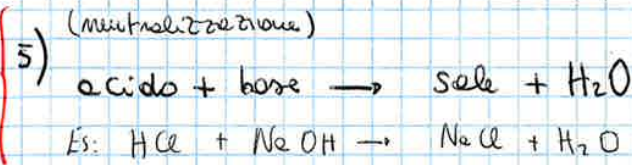


$$\Delta_1 = 1 \rightarrow 5 = 4$$

$$\Delta_2 = 1 \rightarrow -1 = 2$$

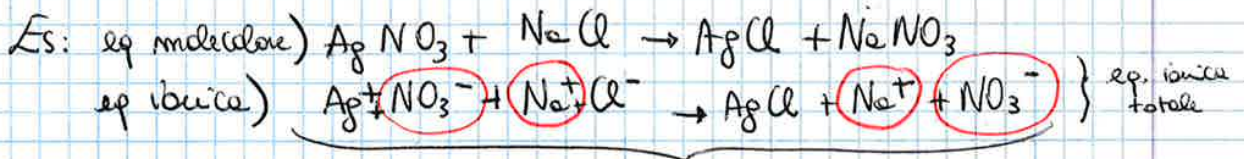


reazioni di doppio scambio



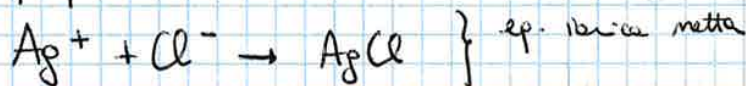
In Soluzioni acquose:

- la presenza di **elettroliti**, composti che in soluzioni aq. sono dissociati in ioni e in grado di condurre la corrente.
- $\Rightarrow$  equazioni in forma ionica



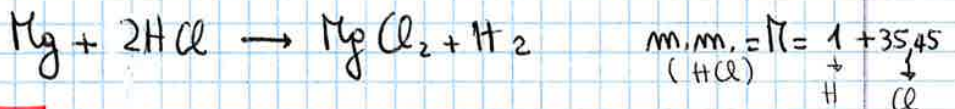
non tutti gli ioni presenti partecipano alla reazione  
 $\Rightarrow$  ioni spettatori

$\Rightarrow$  l'eq. può essere riscritta come:



① PROBLEMI MASSA-MASSA

Quanti grammi di Mg reagiscono con 5g di acido idrico HCl nelle reazione:



m.m.:  $1 = g : m$

$36 : 1 = 5 : m$

$12 : 1 = g : \frac{5}{18}$

$m = \frac{5}{36} \cdot 2 \cdot \frac{5}{18} Mg + \frac{5}{18} HCl$

$g = \frac{5}{36} \cdot 12 = \frac{5}{3} = 1,64$  g di Mg

**FORMULE DEI COMPOSTI CHIMICI**

Formula minima o anche formula bruta o grezza: è la formula che indica la natura degli elementi costituenti un composto e i relativi rapporti (minimi) di combinazione tra gli elementi. Ovvero fornisce il rapporto minimo numerico tra gli atomi che formano un composto.

Formula molecolare: indica in che rapporto sono tra loro gli atomi in una singola molecola (per tanto ne consente conoscere il valore della massa molecolare)

X-ricorsiva

- 1) determinare le % degli elementi costituenti
- 2) si determina la massa molecolare
- 3) moltiplica

Es: 
 formula molecolare (del glucosio) → C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>  
 formula minima o bruta (del glucosio) → CH<sub>2</sub>O

Formula di struttura fornisce la rappresentazione geometrica corretta della molecola es: H<sub>2</sub>O



CH<sub>2</sub>O → formula minima → PM minima = 30  
 PM composto = 180

$$\Rightarrow \frac{PM_{comp.}}{PM_{min}} = \frac{180}{30} = 6 \times \text{CH}_2\text{O} \Rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \quad \left. \vphantom{\frac{180}{30}} \right\} \text{ formula molecolare}$$

[Si spostano in stati quantici con  $E < E_0$  è il raggio X.] !

→ SPETTRO DI EMISSIONE RX si distinguono:

1) **RADIAZIONE DI FONDO** causata dall' Emissione persa dagli  $e^-$  nell' urto con gli atomi dell' anticatodo  
 ⇒ istantaneamente perdono quantità di moto quindi  $E \Rightarrow$  la emettono.

2) **RADIAZIONI CARATTERISTICHE DELL'ANTICATODO**, prodotto dall' espulsione di  $e^-$  K ed L degli strati più interni dell' atomo dell' anticatodo, colpito dagli  $e^-$  accelerati nel tubo ad alto vuoto.

• Tali radiazioni caratteristiche sono raggruppabili in serie  
 (K) L, M  
 ↳ principale

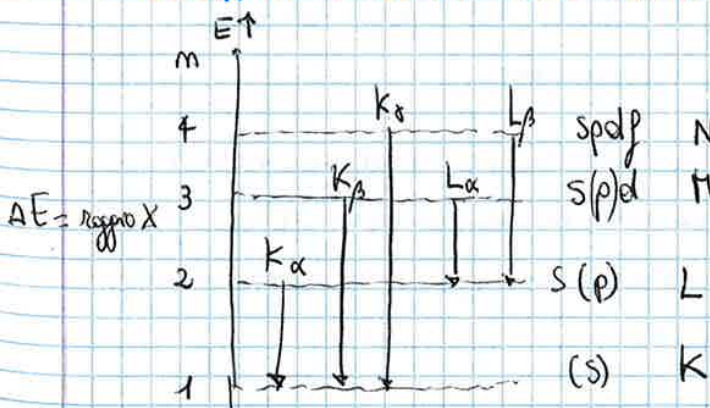
• Ogni serie è costituita da poche linee (segnali elettrici) indicate con  $\alpha, \beta, \gamma$

• Ogni linea è formata da doppietti o tripletti di RIGHE a lunghezze d'onda molto vicine

Es:  $K \alpha_1 \circ K \alpha_2 \dots K \beta_1 \circ K \beta_2$   
 ↳ riga

→ SCHEMA DI EMISSIONI DEI RAGGI X

Regole di selezione ↓



N.B. non tutte le transizioni sono possibili xke c'è il numero quantico j che pone delle regole:

→ non si può assumere valori non permessi ovvero valori vietati di j

⇒ ∃ transizioni permesse (quantizzazione)

Es:  $OK 2p \rightarrow 1s \quad L \rightarrow K \quad \exists K\alpha$

$!OK 3p \rightarrow 1s \quad M \rightarrow K \quad \exists K\beta$

$!NO 2s \rightarrow 1s \quad L \rightarrow K \quad \nexists$  valore j improprio

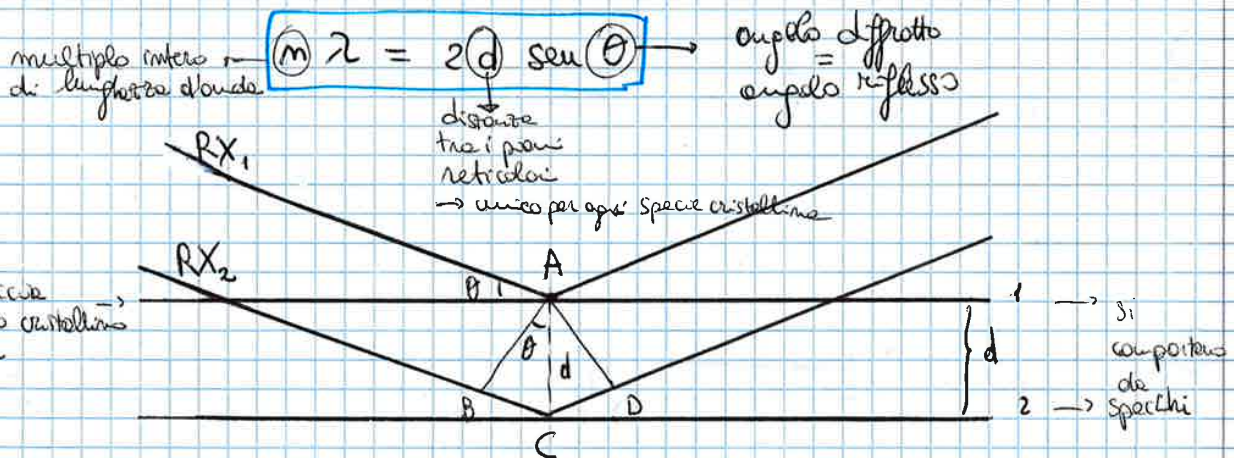
$!NO 3d \rightarrow 3s \quad M \rightarrow K \quad \nexists$  " " "



↳ **SOLIDI AMORFI** ] solidi che non possiedono al loro interno di una disposizione regolare degli atomi: si tratta di sostanze amorfe, ovvero liquidi ad altissima viscosità, cioè impossibilitati a modificare le proprie forme. Queste sostanze si formano dalla rapida solidificazione di un liquido: il raffreddamento è così repentino che le particelle non riescono a disporsi in modo ordinato. (es: vetro)

**LEGGE DI BRAGG**

Quando un fascio di raggi X viene diffratto da un piano di atomi di un reticolo cristallino, il fascio diffratto forma un angolo = a quello del fascio incidente (come se il piano si comportasse da specchio) (i poteri della riflessione)

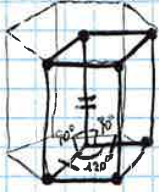


C'è un unico valore di  $\theta$  e  $\lambda$  imposto dalla geometria del piano  $RX_1$  e  $RX_2$  sono radiazioni X **PARALLELE E MONOCROMATICHE** ( $\lambda =$ ) che, riflesse dai piani paralleli 1 e 2 compiono cammini ottici di diversa lunghezza, generando **interferenze**

L'intensità del raggio X (riflesso) è funzione  $\theta$  ed è **MASSIMA** (interferenza costruttiva) quando la differenza di cammino ottico BCD ( $= 2d \sin \theta$ ) è pari a un multiplo della lunghezza d'onda  $\lambda$  ovvero  $m \lambda = 2d \sin \theta$

Misurando  $\theta$ , sapendo  $\lambda$ , riusciamo a calcolare  $d$ , e da  $d$  la dimensione delle celle elementari

- ④ **ESAGONALE** →  $a = b \neq c$   
→  $\alpha = \beta = 90^\circ$   
 $\gamma = 120^\circ$



- ⑤ **ROMBOEDRICO**  
(trigonal) →  $a = b = c$   
→  $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$



- ⑥ **MONOCLINO** →  $a \neq b \neq c$   
→  $\alpha = \gamma = 90^\circ$   
 $\beta \neq 90^\circ$

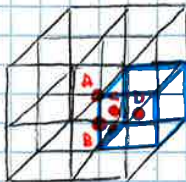


- ⑦ **TRICLINO** →  $a \neq b \neq c$   
→  $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$



→ CELLE ELEMENTARI

1) Cella cubica



(posizioni geometriche di atomi e ioni in una cella primitiva)

A → al vertice

B → al centro di un lato

C → al centro di 1 faccia

D → al centro del cubo

a) cella cubica primitiva (P)

Ognuno degli 8 atomi ai vertici del cubo è condiviso da 8 celle elementari contigue ed uguali

⇒ Il numero di atomi per cella elementare risulta essere = 1  
 $(8 \cdot \frac{1}{8})$  xkè appartiene contemporaneamente ad altri 8 cubi

b) cella cubica a corpo centrato (I)

Ognuno degli 8 atomi ai vertici del cubo è condiviso da 8 celle elementari contigue ed uguali

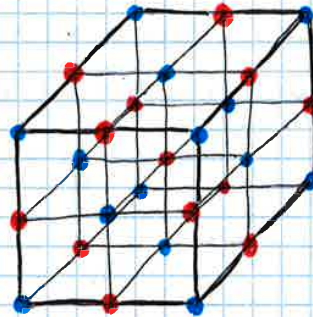
⇒ Il numero di atomi per cella elementare risulta quindi essere = 2  
 $(8 \cdot \frac{1}{8}) + 1$  (al centro della cella ⇒ = 2)

Es:  $Ge, V, Pb, Fe$  (e Tambiente) } sono raii

**NaCl** (cloruro di sodio)

SALGEMMA (o ALITE)

- $\text{Na}^+$  → ... metà solo, in mezzo
- $\text{Cl}^-$  → a faccia centrate



$$\left(8 \cdot \frac{1}{8}\right) + \left(6 \cdot \frac{1}{2}\right) = 1 + 3 = 4 \text{ ioni } \text{Cl}^- \text{ per cella elementare}$$

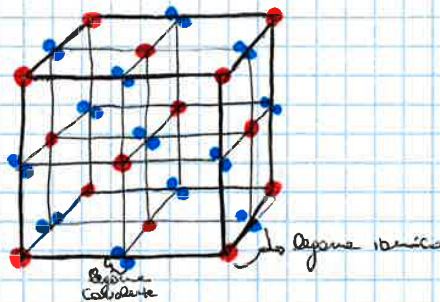
$$\left(12 \cdot \frac{1}{4}\right) + (1 \cdot 1) = 3 + 1 = 4 \text{ ioni } \text{Na}^+ \text{ per cella elementare}$$

**FeS<sub>2</sub>** (solfuro di ferro pirite)

PIRITE

- $\text{Fe}^{++}$
- $\text{S}^-$

rapporto 1 Fe : 2 S



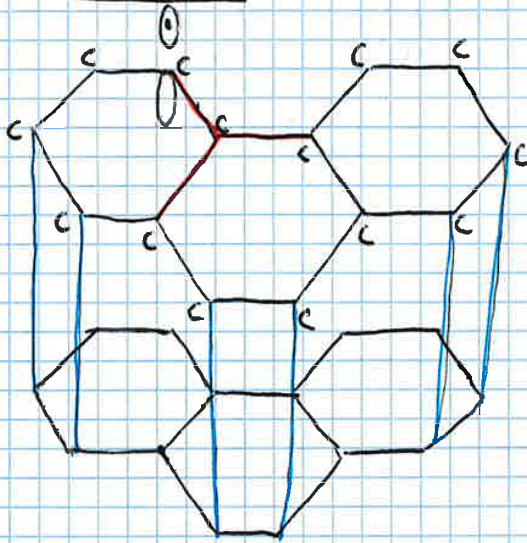
$$\left(8 \cdot \frac{1}{8}\right) + \left(6 \cdot \frac{1}{2}\right) = 1 + 3 = 4 \text{ ioni } \text{Fe}^{++} \text{ per cella elementare}$$

$$\left(12 \cdot \frac{1}{4}\right) + (1 \cdot 1) = 3 + 1 = 4 \text{ ioni } \text{S}_2^- \text{ per cella elementare}$$



N.B. A volte la formula chimica non coincide con quella cristallochimica

**C - GRAFITE**



C ibridati  $sp^2$

(grafite  
uno degli stati allotropici  
del carbonio)

→ geometria  $AX_3$

→ assenza un  $e^-$  su  
un orbitale puro

⇒ N di orbitali del

⇒ N di orbitali di  $e^-$

⇒ banda di  $e^-$

⇒ conduzione come

un metallo grazie

della sua geom. molecola

Flux nel  
piano  
molecolare  
i piani

3 legami  $\sigma$  nel piano con angoli di  $120^\circ$   
1 orbitale puro  $p_z$  parzialmente occupato per ogni C

\* → Forti legami covalenti nel piano ←

→ deboli legami tra i piani

(legami di van der Waals)

PROPRIETA' della GRAFITE

- 1) bassissima durezza
- 2) Alto punto di fusione (xke bisogna rompere anche i legami nel piano >)
- 3) Alta sfaldabilità tra i piani
- 4) Altissima conducibilità elettrica nei piani
- 5) Basse conducibilità tra i piani

Si forma a temperature e pressioni moderate => forma una  
struttura reticolare a piani paralleli

### 3) SOLIDI IONICI (forte)

Solidi costituiti da un insieme di ioni legati tra loro con forti legami di natura elettrostatica (+)(-) [Es:  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ ]

Un cristallo ionico si origina tanto più facilmente quanto minore è la sua energia di reticolo (massima stabilità), in corrispondenza alla massima energia reticolare liberata

#### PROPRIETÀ dei SOLIDI IONICI

- 1) Media durezza
- 2) Alto punto di fusione
- 3) Buona volatilità
- 4) bassissime conduttività allo stato solido (isolanti)
- 5) alta conduttività allo stato fuso (conduttori)

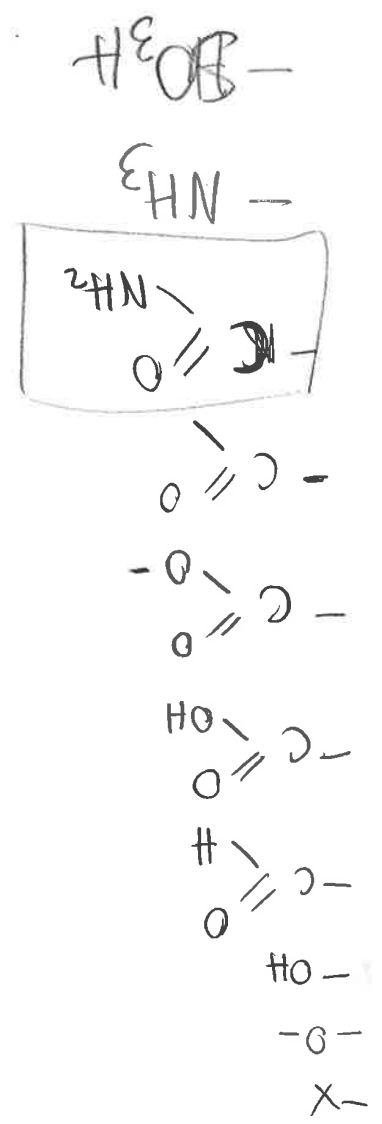
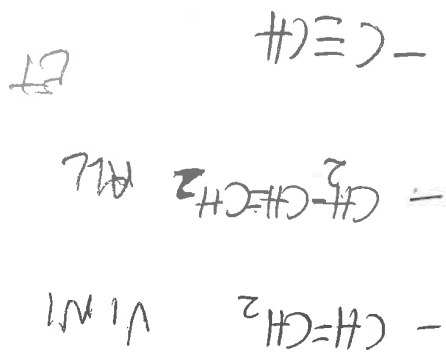
### 4) SOLIDI METALLICI (forte)

Costituiti da un insieme di atomi legati tra loro con legami metallici, ad energie variabile ( $\Rightarrow$  grande dispersione di  $e^-$  all'interno) di un solido costituito da ioni +

La disposizione degli atomi nel reticolo, geometricamente la più compatta possibile, origina solidi ad alta densità (compatibilità con la repulsione degli atomi)

#### PROPRIETÀ SOLIDI METALLICI

- 1) punto di fusione variabile
- 2) buona volatilità
- 3) elevate malleabilità e duttilità
- 4) Alta conduttività elettrica e termica



## STATO GASSOSO

Stato gassoso caratterizzato da forze di legame intermolecolari estremamente ridotte (forze di Van der Waals) è uno stato altamente disordinato in cui le particelle, dotate di elevata energia cinetica, si muovono quasi indipendentemente l'una dall'altra.

### PROPRIETÀ GAS:

- 1) bassa viscosità
- 2) no forma no volume proprio
- 3) alta comprimibilità
- 4) completamente miscibili tra loro  
(ovvero mescolati in qualsiasi proporzione danno origine a miscele omogenee)
- 5) esercitano una pressione (causata dagli urti intermolecolari)

### GAS IDEALE

#### → Teoria cinetica dei gas ideali:

- 1) molecole puntiformi (adimensionate, con una massa, ma con volume trascurabile)
- 2) forze attrattive - repulsive intermolecolari nulle
- 3) le molecole si muovono di moto rettilineo uniforme
- 4) urti elastici tra le particelle (ovvero senza trasferimento di E)  
=> l'E cinetica complessiva è costante (a T costante)
- 5) l'E cinetica media delle particelle è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta del campione

#### Parametri (variabili di stato) dello stato gassoso:

- |                |  |   |   |
|----------------|--|---|---|
| 1) massa       | $m$  | $[ \text{moli, o grammi, o Kg} ]$                       |   |
| 2) volume      | $V_{\rightarrow \text{tot}}$                     | $[ \text{litri, m}^3 ]$                                 |   |
| 3) pressione   | $P_o \text{ } p_{\rightarrow \text{particelle}}$ | $[ \text{atm, mmHg} = \text{torr} ]$                    | $( 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} )$ |
| 4) temperatura | $T$  | $[ \text{K} = 273 + t^\circ, \text{ } ^\circ\text{C} ]$ |   |



**LEGGE DI VOLTA/CHARLES/GAY-LUSSAC**

1<sup>a</sup> legge → isobara (a  $P = k$ )

$$\frac{V}{T} = k \rightarrow V_t = V_0 \left( 1 + \frac{t}{273} \right) \rightarrow \text{in } ^\circ\text{C} \quad \text{a } P = k$$

↓  
volume gas a 0°

→ A pressione costante il volume di un gas varia di  $\frac{1}{273}$  del volume occupato a 0°C per ogni variazione di 1°C della sua temperatura.

Il volume di 1 data massa di gas, a  $p = k$ , varia proporzionalmente alla temperatura assoluta:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow p = k$$

↓  
Kelvin

con 1 e 2 viene indicato lo stato iniziale e finale del gas

2<sup>a</sup> legge → isocora (a  $V = k$ )

$$\frac{P}{T} = k \rightarrow P_t = P_0 \left( 1 + \frac{t}{273} \right)$$

↓  
pressione gas a 0°

→ A volume costante la pressione di un gas varia di  $\frac{1}{273}$  della pressione esercitata a 0°C per ogni variazione di 1°C della sua temperatura.

La pressione di 1 data massa di gas, a  $V = k$ , varia proporzionalmente alla temperatura assoluta

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow V = k$$



## GAS REALE

Ma i gas in natura non si comportano come i gas ideali.  
 Seguono le leggi dei gas ideali solo a P basse e T alta  
 ovvero quando sono lontani dalle condizioni di liquefazione.

### PROPRIETÀ:

- 1)  $\exists$  forze intermolecolari non trascurabili
- 2) molecole non puntiformi

Quindi l'equazione di stato può essere riferita attraverso  
 costanti caratteristiche  $\times$  ogni specie gassosa

$$\left[ P + \frac{a n^2}{V^2} \right] \left[ V - b n \right] = n R T \quad \text{Eq. Van der Waals}$$

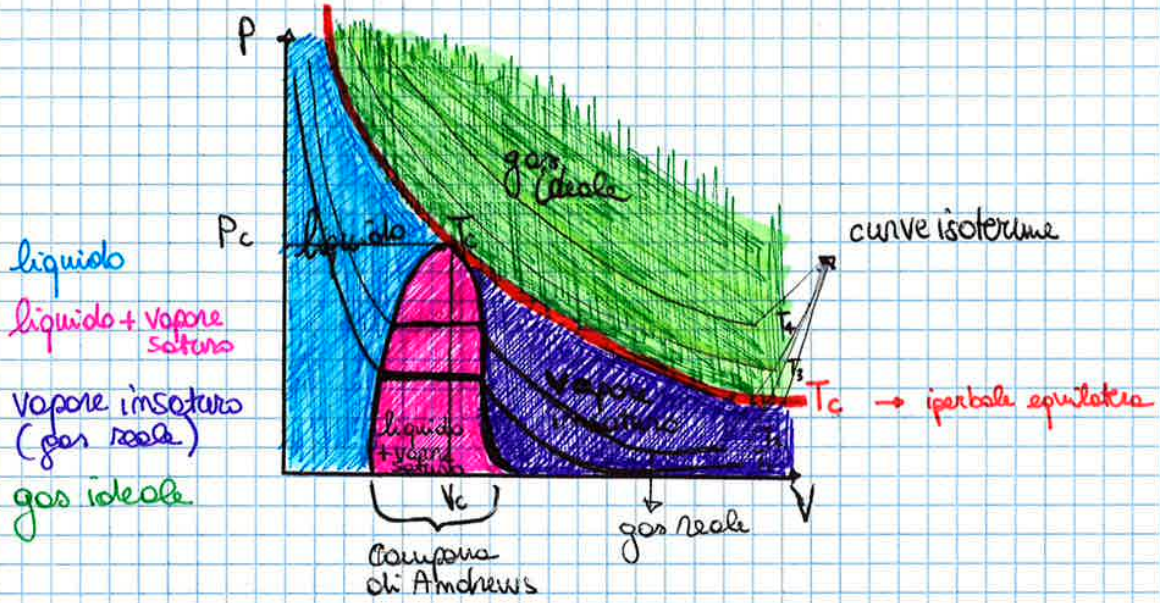
**Pressione interna**

pressione parziale prodotta dalle forze attrattive intermolecolari non nulle

**Covolume**

Volume proprio delle molecole del gas reale

### CURVE DI ANDREWS



### Legge di diffusione

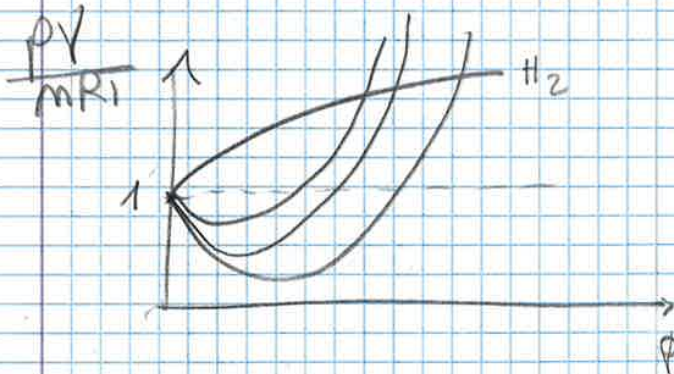
$$\frac{U_1}{U_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$> 1$  maggiore gas 1

$< 1$  minore gas 1

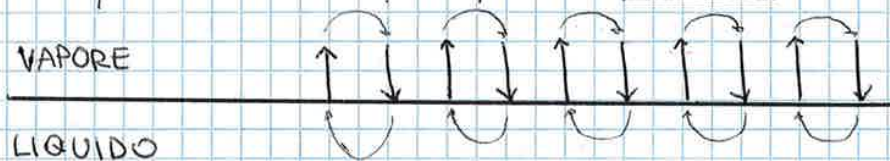
$= 1$  stessa velocità

### GAS REALE



(se invece abbiamo un recipiente chiuso) Dopo un certo tempo  $t$ , il n° di particelle che abbandonano la superficie del liquido (velocità di evaporazione) è uguale al numero di particelle che passano dallo stato di vapore a liquido (velocità di condensazione). Il sistema in questo caso si trova in **EQUILIBRIO FISICO-DINAMICO**

In queste condizioni il vapore si dice **vapore saturo** (ovvero vapore in equilibrio con il suo liquido a  $T = \text{costante}$   $\Rightarrow$  sistema immobile)

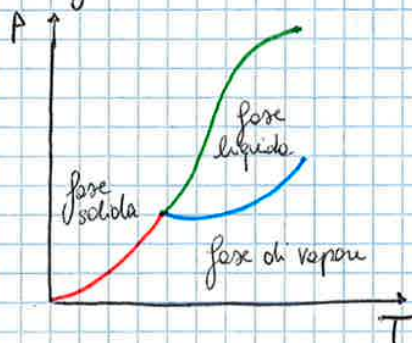


**TENSIONE DI VAPORE**

È la pressione parziale esercitata dal **vapore saturo** in equilibrio dinamico col suo liquido (o solido) ad una certa temperatura ( $p \propto T$ ) (la pressione di vapore aumenta a  $T >$ ) (è influenzata dalla masse molecolare relativa, e dalle forze intermolecolari)  
 $> \Rightarrow$  pressione  $<$

**LEGGE DI CLAUSIUS - CLAPEYRON**

Fornisce la relazione tra la pressione e la temperatura di transizione alle quali si verifica l'equilibrio tra due stati fisici di una stessa sostanza.



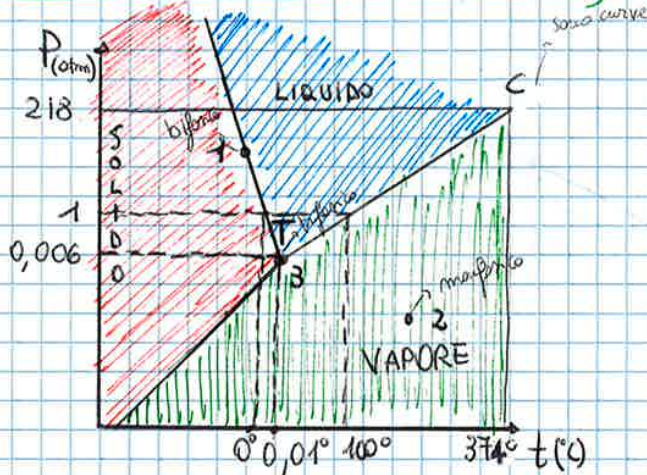
$$\log p_2 - \log p_1 = \frac{Q}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\log \frac{p_2}{p_1} = \frac{Q}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$Q$  = calore molare di vaporizzazione (supposto <sup>se  $\Delta T$  è piccolo</sup> costante / medio) temp minore temp max  
 = calore necessario per trasformare il liquido in vapore  
 $R$  = costante gas.

Es:  $H_2O$  (pure)  $\rightarrow m=1$  ( $H_2O(l)$ ,  $H_2O(s)$ ,  $H_2O(g)$ )  
 2<sup>a</sup> costituite dal 100% di  $H_2O$

**DIAGRAMMA DI STATO DELL'ACQUA (caso monale)**



T = punto triplo  
 (esistenza contemp. le tre fasi)

C = (374, 218) grandezze critiche dell' $H_2O$ , oltre quei valori 1 gas non può essere mai liquefatto

In teoria le curve dovevano essere così ma il diagramma è a causa della struttura del ghiaccio (ha volume maggiore rispetto al liquido e una densità minore,  $\Rightarrow$  il volume maggiore spiega l'inclinazione a sx)

$\uparrow P \Rightarrow t_{fusione} \downarrow \Rightarrow$  aumenta il campo di stabilità di  $H_2O(l) \Rightarrow$

legge dell'equilibrio mobile  $\rightarrow H_2O(s) \rightarrow H_2O(l)$

poiché  $dH_2O(s) < dH_2O(l)$   
 e  $V(s) > V(l)$

$\Rightarrow$  Il diagramma ospita 3 CAMPI MONOFASICI  
 1 PUNTO TRIPLO (T)  
 3 CURVE BIFASICHE

N.B. per  $t > t_{critica}$   $H_2O(s) \nrightarrow H_2O(l)$

$\rightarrow$  Applichiamo la regola delle tre fasi nei punti 1, 2, 3

- 1  $V = \overset{\text{solo } H_2O}{(1)} + \overset{p \& temp.}{(2)} - \overset{solubilit\grave{a}}{(2)} = 1 \rightarrow$  punto **MONOVARIANTE**
- 2  $V = 1 + 2 - \overset{p \& temp.}{(1)} = 2 \rightarrow$  punto **BIVARIANTE**
- 3  $V = 1 + 2 - \overset{p \& temp.}{(3)} = 0 \rightarrow$  punto **INVARIANTE**

## SOLUZIONI (liquide)

Soluzioni: miscele omogenee di due o più sostanze

**SOLUZIONE**  $\left\{ \begin{array}{l} \text{SOLVENTE (liquido)} \rightarrow \text{quantità maggiore (es: H}_2\text{O)} \\ \text{SOLUTO (solido/liquido)} \rightarrow \text{quantità minore disciolta nel solvente} \end{array} \right.$

↓  
 Sono miscele omogenee, ovvero in ogni suo punto presenta le stesse proprietà

## SOLUBILITÀ

Concentrazione Max di soluto nel solvente a  $t = k$

**SOLUZIONI**  $\left\{ \begin{array}{l} \text{INSATURE} \rightarrow \text{quantità di soluto} < \text{della sua solubilità} \rightarrow \text{diluita} \\ \text{SATURE} \rightarrow \text{quantità di soluto} > \text{della sua solubilità} \rightarrow \text{concentrata} \\ \text{SATURE} \rightarrow \text{quantità di soluto} = \text{della sua solubilità} \end{array} \right.$

## CONCENTRAZIONE DI UNA SOLUZIONE

① **% in PESO** Numero di parti in peso di soluto disciolte in 100 parti in peso di soluzione

$$\% \text{ in PESO} = \frac{\text{massa soluto (g)}}{\text{massa soluzione (g)}} \cdot 100 \quad \text{g}$$

② **% in VOLUME** Numero di parti in volume di soluto disciolte in 100 parti in volume di soluzione

$$\% \text{ in VOLUME} = \frac{\text{volume soluto (mL)}}{\text{volume soluzione (mL)}} \cdot 100 \quad \text{mL o L}$$

③ **MOLARITÀ M [ ]** Numero di moli di soluto in 1 L di soluzione

$$[M] = \frac{\text{M moli di soluto}}{1 \text{ L di soluzione}} \quad \frac{\text{mol}}{\text{litro}}$$

④ **MOLALITÀ m** Numero di moli di soluto in 1 Kg di solvente

$$m = \frac{\text{M moli di soluto}}{1 \text{ Kg di solvente}} \quad \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

**- PROPRIETA' COLLEGATIVE DELLE SOLUZIONI**

proprietà fisiche delle soluzioni che dipendono dalle concentrazioni della soluzione e indipendentemente dalla sua natura

- 1) abbassamento pressione di vapore ( $P_v \downarrow$ )
- 2) innalzamento punto di ebollizione ( $P_{ebollizione} \uparrow$ )
- 3) abbassamento punto di congelamento ( $P_{congelamento}$ )
- 4) pressione osmotica

**1) ABBASSAMENTO TENSIONE DI VAPORE (Legge di Raoult)**

$$P_{soluzione} = X_{solvente} \cdot P_0 \text{ solvente puro}$$

$\Delta P = X_{soluto} P_0$

abbassamento tensione di vapore

$P_0 - P = \frac{m}{m+N} P_0 = X_{soluto} P_0$

soluzione

moli soluto

moli solvente

$\Delta P = X_{soluto} P_0$  a T = costante

vale se non è volatile

Condizioni di validità

- $P_v \text{ solvente} \gg$  di  $P_v \text{ soluto}$
- interazioni solvente soluto nulle
- Soluzione sufficientemente diluita
- Assenza di fenomeni associativi - dissociativi del soluto

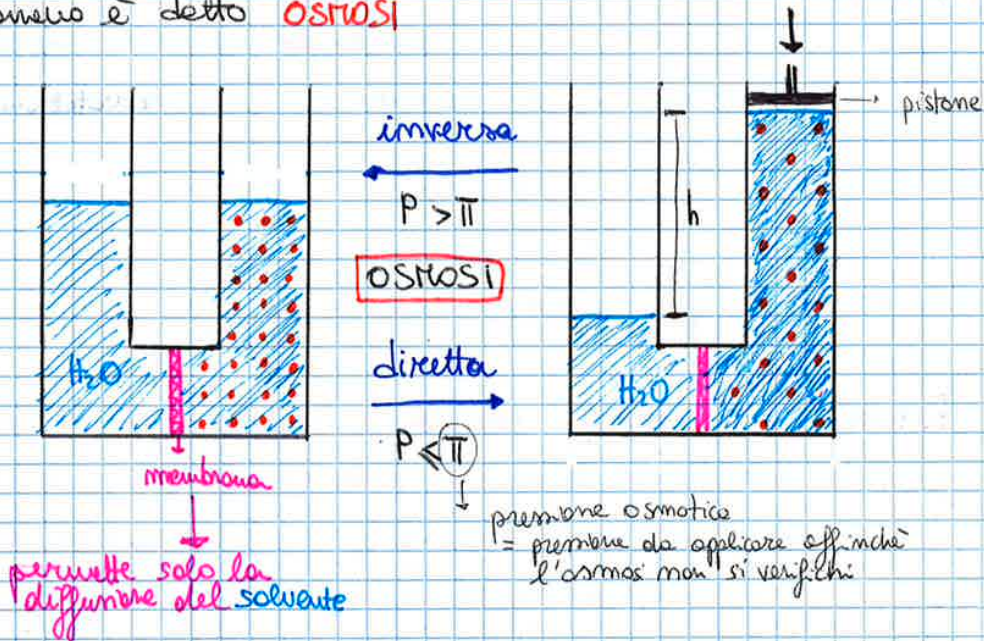
soluzione ideale

(No ioni  $xk^+$  se aumenta la quantità di particelle in soluzione)



#### ④ PRESSIONE OSMOTICA

In una soluzione acquosa, separata da una membrana selettivamente permeabile del solvente puro, si ha il flusso spontaneo di solvente puro verso la soluzione così da diventare più diluita. Questo fenomeno è detto **OSMOSI**



legge di Van't Hoff →  $\Pi V = n RT$

Soluzione moli soluto

$$\Pi V = \frac{\rho}{PM} RT$$

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

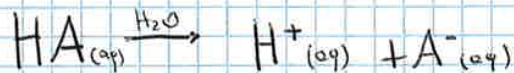
oppure  $\Pi = M RT$

$\frac{n}{V}$  molarità

## ACIDI E BASI

### Secondo ARRHENIUS

ACIDI: (HA) sostanze che disciolte in H<sub>2</sub>O liberano 1 o + ioni H<sup>+</sup>  
(o protoni H<sup>+</sup>) accanto all'anione non metallico corrispondente  
A<sup>-</sup>



BASI: (MOH) sostanze che disciolte in H<sub>2</sub>O liberano 1 o + ioni idrossido OH<sup>-</sup>  
accanto al catione metallico corrispondente



N.B. Va bene usare H<sup>+</sup>, ma particolarmente instabile, in realtà in soluzione acquosa è unito attraverso un legame DATIVO a una molecola di H<sub>2</sub>O formando lo ione idronio/idrossonio/ossonio H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

N.B. Sono ionizzabili soltanto quelli idrogeni impegnati in legami fortemente polari (con elementi molto elettronegativi) => mantelli i composti che contengono H sono a c-d

ione solvatato => H<sub>2</sub>O preferita

### Secondo BRONSTED-LOWRY

ACIDI: sostanze, coniugate con la base rispettiva, in grado di cedere protoni (alla base, coniugandosi)

BASE: sostanze in grado di accettare protoni dagli acidi coniugati

Una base ed un acido coniugato costituiscono una **COPPIA CONIUGATA ACIDO-BASE**

