



centroappunti.it

CORSO LUIGI EINAUDI, 55/B - TORINO

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 2478A

ANNO: 2020

A P P U N T I

STUDENTE: Pieretto Letizia

MATERIA: Chimica - Prof. Ronchetti

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.**

LEUZZIO PIURETTO

- silvia.ronchetti@polito.it
- 011 0904628
- TUTORATO 11.30-14.30 (6C)
- INCONTRO PROF: lun 14.30-16.00

CHIMICA

GRANDEZZE FONDAMENTALI

LUNGHEZZA	metro	m
MASSA	chilogrammo	kg
TEMPO	secondo	s
INTENSITÀ CORRENTE	ampere	A
TEMPERATURA	Kelvin	K
QUANTITÀ SOSTANZA	mole	mol

ELEMENTI E COMPOSTI

ELEMENTO → sostanza semplice non ulteriormente decomponibile

COMPOSTO → composizione definita e costante formata dall'unione di 2 o più elementi

MOLECOLA → aggregato di atomi capace di esistere senza fisica autonoma

↳ **biatomica**: H_2, O_2, F_2, I_2 ed elementi 14° gruppo

IONE → atomo dotato di carica elettrica

↳ positiva: **catione**
↳ negativa: **anione**

PESO FORMULA → peso per composti ionici.

MOLE → unità di misura quantità di sostanza

↳ quantità di sostanza che contiene un numero di particelle uguale al n° di atomi presenti in 12 g di C_{12}

n° atomi → n° Avogadro

$$6,022 \cdot 10^{23}$$

$$\hookrightarrow \frac{\text{massa}}{m \text{ atomo}} = \frac{g}{\text{mol}}$$

→ Volumi uguali di gas diversi a stessa T e P contengono stesse particelle

MASSA MOLARE → massa di 1 mole di particelle

$$\hookrightarrow m \cdot N_A$$

REAZIONI CHIMICHE

• **LEGGE DI CONSERVAZIONE DELLA MASSA** (Lavoisier)

La somma delle masse delle sostanze reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti

• **LEGGE DELLE COMPOSIZIONI DEFINITE E COSTANTI** (Proust)

In un composto le masse di ogni elemento sono espresse secondo rapporti definiti e costanti

• **LEGGE DELLE PROPORZIONI MULTIPLE** (Dalton)

quando due elementi formano più composti, le diverse masse di uno di essi che si combinano con la stessa massa dell'altro stanno tra loro in un rapporto espresso da n° interi piccoli.

Al_2O_3 ossido di alluminio / triossido di alluminio
 Cu_2O ossido rameoso / monossido di rame
 B_2O_3 anidride borica / triossido di boro

PEROSSIDI

MeO_2 perossido di ...
 $O = -1$

IDROSSIDI

$Me(OH)$ ossido basico + H_2O
 $OH = -1$ gruppo ossidrile

idrossido di ...
 /-oso n.o. minore
 /-ico n.o. maggiore] T

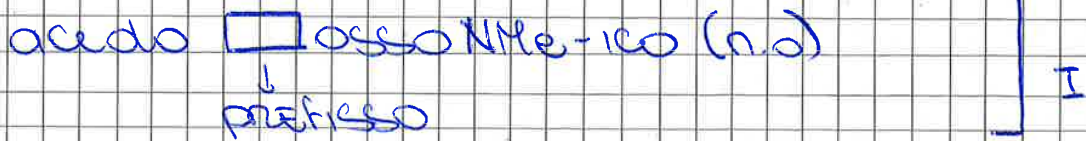
\square idrossido di \square] I
 ↓ prefisso ↓ prefisso

ES.
 KOH idrossido di potassio
 $Ca(OH)_2$ idrossido di calcio / diidrossido di calcio
 $Fe(OH)_2$ idrossido ferroso / diidrossido di ferro

OSSIACIDI



anidridi + H_2O



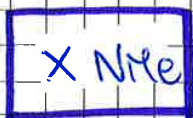
ES.

HNO_2 acido nitroso / acido diossonitrico (III)

H_2SO_4 acido solforico / acido tetraossosolfonico (VI)

SALI

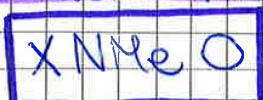
• derivanti da idracidi



-idrico \rightarrow -uro



• derivanti da ossiacidi



LA STRUTTURA DELL'ATOMO

particelle principali: **neutrone** + **protoni** + **elettrone**

• SCOPERTA DELLE PARTICELLE SUBATOMICHE

Scoperta del comportamento degli e dagli studi sulla scarica dei gas.



esperimenti effettuati in tubi di vetro riempiti di gas rarefatto all'interno dei quali veniva fatta avvenire una scarica elettrica tra due elettrodi metallici. Si generavano dei raggi catodici emessi dall'anodo e diretti verso il catodo.

raggi catodici → costituiti da un fascio di e⁻ deviate in presenza di campi B o E

ESPERIENZA DI THOMSON

dimostrò che erano carichi negativamente, poiché venivano deviate applicando un campo E verso l'elettrodo positivo. Inoltre erano indipendenti dalla natura del gas.

$$\frac{\text{carica}}{\text{massa}} \rightarrow \frac{e}{m} = \frac{v}{HR} \quad \begin{array}{l} \text{v} \text{ velocità} \\ \text{R} \text{ raggio} \end{array}$$

↑
intensità campo B

scoperto rapporto $\frac{\text{carica}}{\text{massa}}$ applicando contemporaneamente un campo B e un campo E ⊥ tra loro

RADIAZIONE ELETTROMAGNETICA

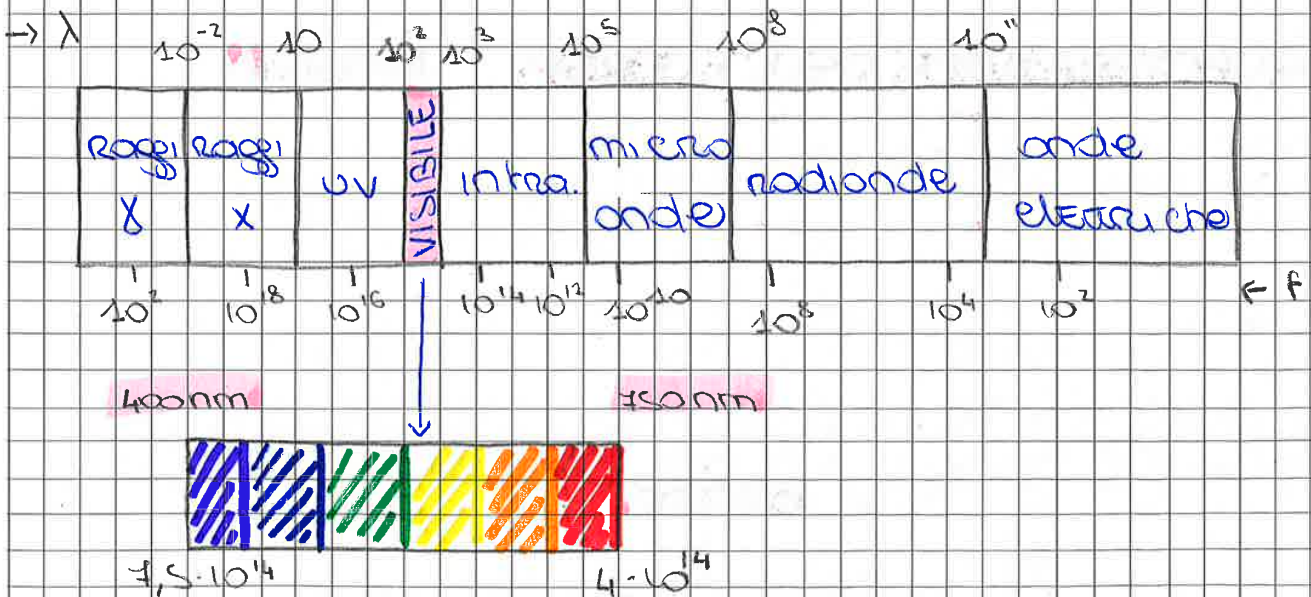
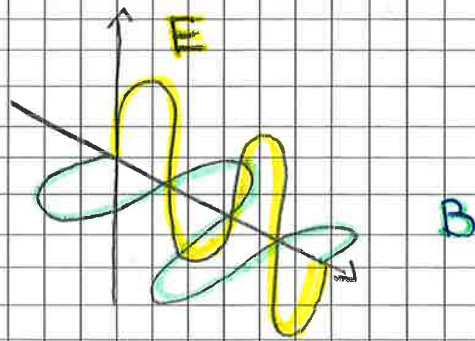
luce → insieme di radiazioni costituite da onde elettromagnetiche che si prop. pagano nello spazio sotto forma di un campo B e un campo E, perpendicolari tra loro

→ λ = lunghezza d'onda → distanza tra due minimi o due massimi successivi

→ ν = frequenza → n° di onde che passano per un punto in un secondo

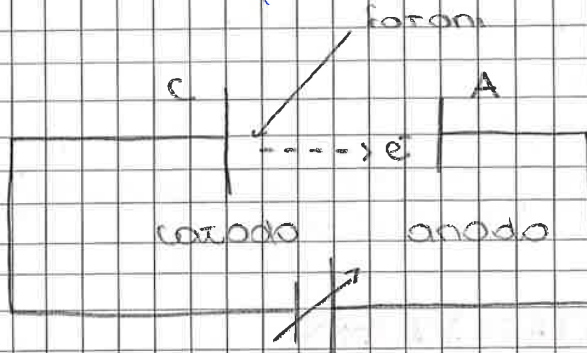
$$v = \frac{v}{\lambda} \rightarrow \text{velocità} \quad [s^{-1}]$$

→ a = ampiezza → altezza di un massimo



EFFETTO FOTOELETTRICO

emissione di e^- da parte degli atomi di un metallo colpito da radiazioni luminose di opportuna frequenza



si crea ΔV tra C e A \rightarrow passaggio di corrente

valore minimo di soglia \rightarrow frequenza minima della radiazione per creazione corrente

potenziale d'arresto \rightarrow ΔV negativa dove la corrente si annulla

spiegazione effetto fotoelettrico \rightarrow Einstein



- gli e^- sono fotoemessi quando ricevono dalla luce l'energia minima per strapparli dalla superficie del metallo \rightarrow lavoro di estrazione
- considera la radiazione incidente come un pacchetto di particelle chiamate fotoni ad ognuno dei quali era associata l'energia $h\nu$. in seguito all'urto ogni fotone cede l'energia a e^- .

$$E = \frac{1}{2} m v^2$$

\rightarrow energia cinetica E che abbandona il metallo
 ↓
 massa velocità

• IPOTESI DI SOMMERFELD

orbite quantizzate ellittiche $\rightarrow n > 1$ in cui il nucleo occupa uno dei due fuochi

n = n° quantico principale \rightarrow legato all'energia dell'orbita e diviso in sottolivelli

l = n° quantico secondario \rightarrow determina l'eccentricità dell'orbita

$$s \rightarrow l = 0$$

$$p \rightarrow l = 1$$

$$d \rightarrow l = 2$$

$$f \rightarrow l = 3$$

m = n° quantico magnetico \rightarrow determina l'orientamento dell'orbita nello spazio e assume valore tra $-l$ e $+l$

m_s = n° quantico di spin \rightarrow rotazione è su se stesso in senso orario $+1/2$ e antiorario $-1/2$

• NATURA ONDULATORIA DELL'ELETTRONE

IPOTESI DE BROGLIE \rightarrow anche le particelle materiali hanno un comportamento dualistico, cioè comportarsi come corpuscoli o come onde

$$E = h\nu = pc = \frac{hc}{\lambda}$$

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

relazione de Broglie

\hookrightarrow a qualunque particella caratterizzata da una quantità di moto, può essere associata un'onda di lunghezza ben definita

ad ogni ψ è associata una \rightarrow funzione d'onda

Ψ



Rappresentazione
matematica ψ in
un punto dello
spazio attorno
al nucleo

principali grandezze: $E \rightarrow$ energia totale e^-
 $V \rightarrow$ energia potenziale e^-
 $\Psi^2 \rightarrow$ probabilità che
l' e^- si trovi
nell'intorno del
punto x, y, z

esistono Ψ soluzioni dell'equazione di
Schrodinger \rightarrow autofunzioni



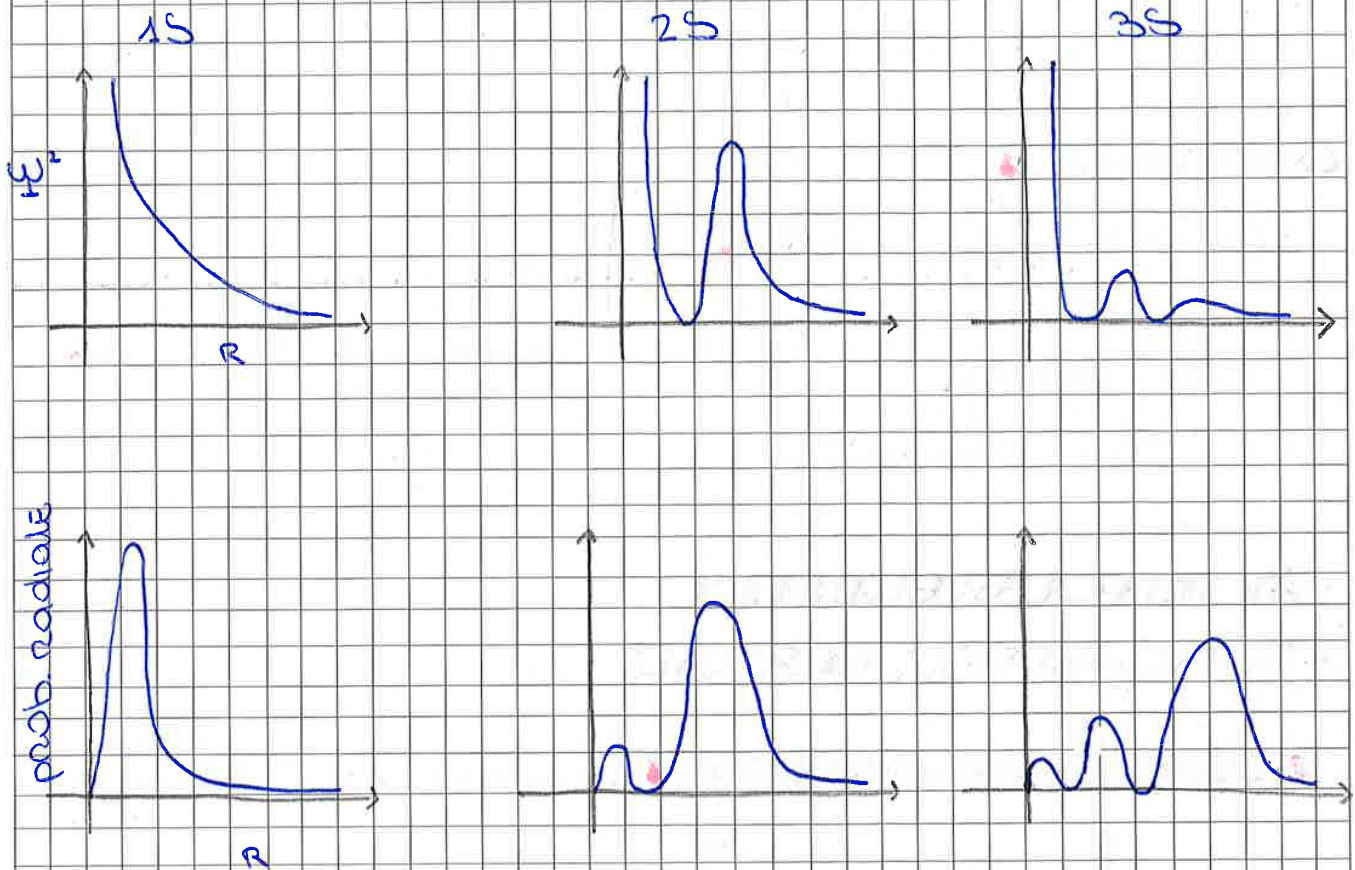
- contengono 3 coefficienti numerici n, l, m
- hanno valori quantizzati di energia

orbitale \rightarrow autofunzione definita da una
determinata terna di numeri
quantici

• NUMERI QUANTICI E ORBITALI

n	l	m	orbitale	n° orbitale
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1 } 4
	1	-1, 0, +1	2p	

- I valori del raggio crescono con n
- con $n > 1$ → superficie nodali dove $\psi^2 = 0$



distribuzione di probabilità radiale → la probabilità di trovare l'e molto vicino al nucleo è bassa, al crescere della distanza prima aumento poi passa per un massimo e poi diminuisce

↓
data dal prodotto della
probabilità per il vo-
lume del guscio

$$4\pi R^2 \psi^2$$

orbitali p

- simmetria assiale: la densità elettronica dipende dalla direzione
- dimensioni degli orbitali crescono con n

gli e più interni schermano il nucleo rendendo la carica nucleare efficace minore di quella reale

• EFFETTI INTERAZIONI ELETTROSTATICHE

carica nucleare → aumenta le attrazioni nucleo-elettrone, abbassando l'energia dell'orbitale e stabilizzando il sistema

e addizionali stesso orbitale

↓
riducono la carica nucleare effettiva (Z_{eff}) rendendo l'orbitale meno stabile e l'e⁻ facilmente rimovibile

e addizionali orbitali più interni

↓
riducono maggiormente la carica nucleare effettiva (Z_{eff}), rendendo l'orbitale ancora meno stabile e l'e⁻ più facilmente rimovibile

• EFFETTO FORMA DELL'ORBITALE

minore è il valore di l , maggiore è la penetrazione del suo e e quindi la loro attrazione verso il nucleo

$$s < p < d < f$$

Effetto schermo → negli atomi polielettronici la carica nucleare effettiva risulta minore di quella reale per effetto della schermatura del nucleo da parte degli e più interni

↓
si ha una differenziazione dei livelli energetici

$$Z_{eff} = Z - \sum_i \sigma_i$$

↓
costante di schermo

tra le configurazioni elettroniche possibili, la più stabile (energia minore) è quella con la massima molteplicità di spin (e disaccoppiati con spin paralleli)

IL SISTEMA PERIODICO

• proprietà chimiche

1800 → 25 elementi chimici

1830 → 55 elementi chimici

1830-70 → ordinare gli elementi in funzione della periodicità delle loro proprietà chimico-fisiche

1868 → MENDELÉEV → SISTEMA PERIODICO



63 elementi chimici costituiti da 8 colonne raggruppati elementi con la stessa valenza ordinati in sequenza crescente di peso atomico

• Sistema periodico moderno (Bohr)

7 periodi → ordinati secondo il numero atomico Z , l'ordine di peso atomico crescente coincide con quello di Z tranne per Ar/K, Co/Ni, Te/I, Th/Pa



- 1) piccolissimo periodo: contiene solo H ed He
- 2) primo periodo corto: elementi da Li a Ne
- 3) secondo periodo corto: elementi da Na a Ar

→ **catione (+)**: ha dimensioni minori dell'atomo da cui deriva

→ **anione (-)**: ha dimensioni maggiori dell'atomo da cui deriva

2) energia di ionizzazione

energia richiesta per portare un e^- di un atomo, isolato e nel suo stato energetico fondamentale, ad una distanza infinita dal nucleo, trasformandolo in un catione

$$E_i > 0 \quad [KJ/mol]$$

gas nobili → E_i massima, configurazione stabile

metalli, alcalini → E_i minima, struttura stabile ioni che si ottengono per rimozione di un e^-

lungo un periodo: aumento della carica nucleare al crescere del n° atomico e diminuzione dimensioni atomiche → E_i aumenta

lungo un gruppo: aumento di n che corrisponde ad una maggiore distanza dell' e^- dal nucleo → E_i diminuisce

3) affinità elettronica

energia che si libera quando un e^- si unisce ad un atomo neutro, isolato e nel suo stato energetico fondamentale, partendo da una distanza infinita dal nucleo

anioni

- elementi 18 gruppo: tendono a non cedere né acquistare e^- → gas nobili

metalli

- ↳ 13 e 15 gruppo: cedono e^- np o e^- ns e np
- ↳ transizione: cedono e^- ns prima degli e^- (n-1)d

ESERCIZI

- ① quanti p, n ed e^- ci sono nello Ione Bo_{138}^{2+} ?

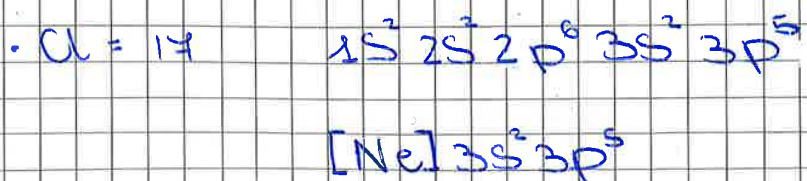
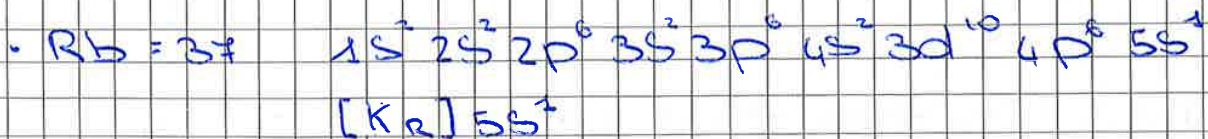
$$138 = n^{\circ} \text{ massa} = p + n$$

$$Z = p = 56$$

$$n = 138 - 56 = 82$$

$$e^- = 54$$

- ② Scrivere la configurazione elettronica



⑨ Linee a configurazione $[Ar]3d^6 4s^0$
 Mn^{2+} , Fe^{3+}

⑩ identificare gli elementi

• $[He]2s^2 2p^1$ B

• $[Ne]3s^2 3p^4$ S

• $[Xe]6s^2 5d^1$ La

• comportamento in caso di campo B

paramagnetismo: in caso di e^- disaccoppiati, il campo B penetra

diamagnetismo: in caso di e^- accoppiati, il campo B non penetra

delle componenti dei loro nuclei).
Non è misurabile in valore assoluto,
ma come variazione ΔE conseguente
al passaggio da uno stato ad un
altro

$$\Delta E = E_{\text{finale}} - E_{\text{iniziale}}$$

Calore q → energia trasferita in virtù della
differenza di temperatura

- **reazione endotermica**: se assorbe calore dall'esterno
- **reazione esotermica**: se cede calore all'esterno

Lavoro w → moto effettuato contro una forza
opponente

Trasferimento di energia

- come **calore**: evaporazione e fusione
- come **lavoro**: espansione e compressione

• PRIMA LEGGE DELLA TERMODINAMICA

principio di conservazione dell'energia

↓
L'energia totale di un sistema isolato
resta sempre costante. L'energia
non può essere né creata né distrutta
ma solo trasformata.

$$W = -P_e \Delta V$$

quindi si ha

$$\Delta H = W + Q + P_e \Delta V$$

$$\Delta H = Q - P_e \Delta V + P_e \Delta V$$

$P_e = P \rightarrow$ sist. aperto

$$\Delta H = Q$$

\rightarrow non spiega però la spontaneità di una reazione

\hookrightarrow la variazione di entalpia di un sistema è uguale al calore scambiato dal sistema a pressione costante

$\Delta H > 0$ processo endotermico

$\Delta H < 0$ processo esotermico
(segno - sta per q ceduto)

• RELAZIONE TRA ΔE e ΔH

$\Delta E \rightarrow$ calore trasferito a volume costante

$\Delta H \rightarrow$ calore trasferito a pressione costante

• reazioni

\hookrightarrow non producono gas: ΔE e ΔH simili

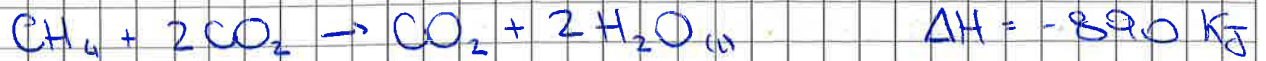
\hookrightarrow producono gas: ΔE e ΔH significativamente diversi

relazione tra ΔE e ΔH

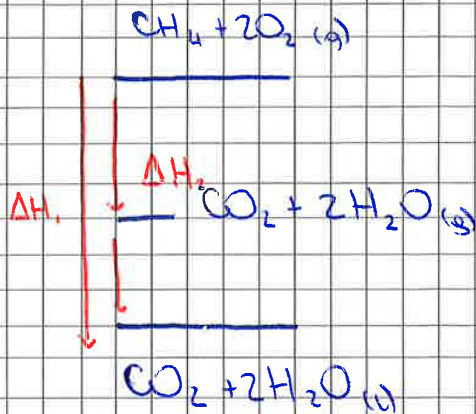
$n_i =$ quantità iniziale di molecole di gas

$PV = nRT$ per un gas ideale

$$H_i = E_i + PV_i$$



$\Delta H_1 > \Delta H_2$ e la differenza è il calore liberato nella condensazione di due mol di H_2O



b) TEMPERATURA

per la legge di Kirchhoff

- a P costante

$$\frac{(\Delta H_2 - \Delta H_1)}{(T_2 - T_1)} = C_p - C_R$$

- a V costante

$$\frac{(\Delta E_2 - \Delta E_1)}{(T_2 - T_1)} = C_p - C_R$$

dove C_p e C_R rappresentano le capacità termiche dei prodotti e dei reagenti, cal. colabili come prodotto delle masse per i rispettivi calori specifici

Calore specifico → è il calore necessario per aumentare di 1°C , 1 grammo di sostanza

• LEGGE DI HESS

In una reazione chimica, il calore scambiato a pressione costante (ΔH) è indipendente dagli stati intermedi attraverso i quali si evolve il sistema e dipende solo dal suo stato iniziale e finale.

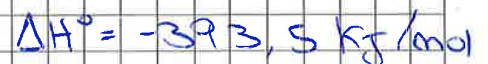
La variazione di entalpia di un processo, che può essere idealmente scomposto in più stadi, è pari alla somma algebrica delle ΔH dei singoli stadi.



↓



3)



• CALCOLO DELL'ENTALPIA STANDARD DI REAZIONE

Il ΔH di una qualunque reazione è uguale alla somma delle entalpie di formazione dei prodotti meno la somma delle entalpie di formazione dei reagenti.



$$\Delta H_{\text{reaz}} = (c\Delta H_f C + d\Delta H_f D) - (a\Delta H_f A + b\Delta H_f B)$$

↓
Si devono convertire i reagenti nelle rispettive forme più stabili e formando da que-

MANGANESE e CROMO

• **CROMO** (+2, +3, +6)

comportamento metallico

(+2) CrO ossido cromoso

(+3) Cr_2O_3 ossido cromico

$\text{Cr}(\text{OH})_3$ idrossido cromico

comportamento non metallico

(+3) HCrO_2 acido cromoso

CrO_2^- → cromiti

(+6) CrO_3 anidride cromica

H_2CrO_4 acido cromico

CrO_4^{2-} → cromati

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ acido dicromico

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ → dicromati

• **MANGANESE** (+2, +4, +6, +7)

(+2) MnO ossido manganoso

$\text{Mn}(\text{OH})_2$ idrossido manganoso

ESERCIZI

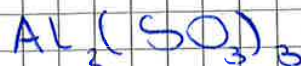
Iperclorato di sodio



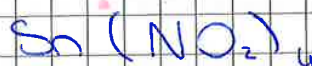
perclorato di calcio



Solfato di alluminio



Nitrito stannico



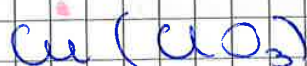
carbonato ferrico



borato di magnesio



clorato rameoso



Fosfato acido di scandio



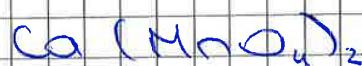
borato bianco rameico



Solfato monacido di cadmio



permanganato di calcio



cromato acido di cobalto (III)



dicromato di alluminio



Solfato acido di sodio e potassio



Manganato acido di bario



Fosfato bianco ferrico



Solfuro acido di alluminio



- **solido ionico** → in un solido ideale la somma algebrica delle cariche dei cationi e degli anioni è uguale a 0.

es



- **catione Me^{n+}** = $\text{Me} - n\text{e}^-$

↳ spesso isoelettronico con il gas nobile che precede

- **anione X^{n-}** = $\text{X} + n\text{e}^-$

↳ sempre isoelettronico con il gas nobile che segue

- **energia reticolare**



energia che si libera quando ioni positivi e negativi, partendo da distanza infinita gli uni dagli altri, si uniscono per formare una mole di composto ionico cristallino



ΔH che accompagna l'unione di ioni gassosi per formare un solido ionico

$$E_p = \text{energia potenziale reticolare} = -A \times \left[N_A z^+ z^- / r_{\text{med}} \right]$$

↳ direttamente proporzionale alle cariche e inversamente proporzionale alla distanza

③ energia di ionizzazione



④ energia affinità elettronica



⑤ energia reticolare



$$\Delta H_{f}^{\circ} = \Delta H_{at}^{\circ} + \Delta H_{ae}^{\circ} + \Delta H_{s}^{\circ} + \Delta H_{i}^{\circ} + \Delta H_{r}^{\circ}$$

$$\Delta H_{r}^{\circ} = -786 \text{ KJ/mol}$$

ΔH_{r}° → non può essere calcolato sperimentalmente, ma attraverso la somma di tutti i ΔH

ESERCIZIO

I solidi ionici CaO e KCl cristallizzano in strutture dello stesso tipo. In quale composto le interazioni sono più forti e perché?

quando gli ioni sono più grandi si ha un aumento della distanza.

la dimensione più importante è quella dello anione → in questo caso O²⁻ o Cl⁻

CaO → distanza minore e interazioni più forti

elettronegatività → è adimensionale, misura quantitativa di distribuzione elettronica nei legami
 ↳ aumenta all'aumentare del carat. terre non metalliche

correzione del modello covalente grazie all'elettronegatività

↳ un legame i cui contributi ionici sfociano nella formazione di cariche parziali è detto **legame covalente polare**

↳ polare: atomi diversi
 ↳ apolare: atomi uguali



Scala di Pauling → elettronegatività sulla base dei valori sperimentali delle energie di legame di molecole o atomiche

↳ H_2 → riferimento: $x_{\text{H}} = 2,2$

STRUTTURE DI LEWIS

procedimento

- 1) Sommare gli e di valenza di tutti gli atomi
- 2) calcolare n° totale di e necessario at. finché ogni atomo sia circondato da 8 e
- 3) punto 2) - punto 1) per ottenere n° coppie di legame
- 4) unire i vari atomi con legami semplici e successivamente se necessario doppi o tripli
- 5) soddisfare la regola dell'ottetto

espansione strato di valenza

→ quando l'atomo centrale possiede orbitali d vuoti esso potrà ospitare più di 8 e⁻ (10, 12 o 14)

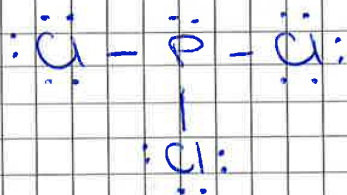
→ l'atomo deve avere dimensioni grandi da poter alloggiare comodamente attorno a sé più atomi

SI: P, S, Cl → orbitali d accessibili

NO: N, O, F → dimensioni troppo piccole, avrebbero una carica eccessiva

ESERCIZIO

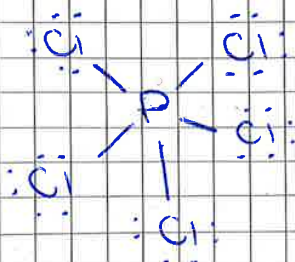
1) tetracloruro di fosforo PCl_4



2) pentacloruro di fosforo PCl_5



promozione di 1 e⁻ s nell'orbitale d per la formazione di 5 legami



• TEORIA DEL LEGAME DI VALENZA (Pauling)

Un legame chimico si forma spontaneamente tra due atomi che presentino orbitale esterni incompleti al fine di conseguire la saturazione



legame → si origina per ricoprimento di orb. tali atomiche di atomi contigui, con formazione di **orbitali di legame** e simultaneo accoppiamento di spin elettronici

ordine di legame (L) → n° di coppie di e⁻ in comune tra i due atomi

orbitali di legame

- **σ**: a ricoprimento assiale → sono legami forti poiché è un legame tra due orbitali di tipo s o p_x, lungo l'asse congiungente dei due nuclei → massima densità elettronica. **LEGAMI SEMPLICI**
- **π**: ricoprimento laterale → sono legami deboli poiché è un legame tra due orbitali p_y o p_z paralleli tra di loro e la sovrapposizione al di sopra o al di sotto dell'asse internucleare. **LEGAMI MULTIPLI**

$s + s = \sigma$



$s + p_x = \sigma$



Spiegazione ibridazione degli orbitali



Se il C, per formare i 4 legami, utilizzasse i 4 orbitali parzialmente occupati, si otterrebbero molecole che presentano legami ed angoli non equivalenti tra loro. Sperimentalmente, invece, è stato confermato che nel CH_4 si originano 4 legami equivalenti che formano tra loro angoli di legame equivalenti. Questa geometria di legame si spiega solo ricorrendo al concetto dell'ibridazione degli orbitali.

orbitali ibridi → orbitali ottenuti dalla combinazione lineare di orbitali atomici (s, p, d...) durante la formazione di un legame

Ibridazione sp^3

$2s + 2p_x + 2p_y + 2p_z \rightarrow$ ibridazione 4 orbitali

↓
4 orbitali ibridi sp^3 equivalenti ed isoenergetici

Ibridazione sp^2

$2s + \text{due } 2p \rightarrow$ ibridazione 3 orbitali

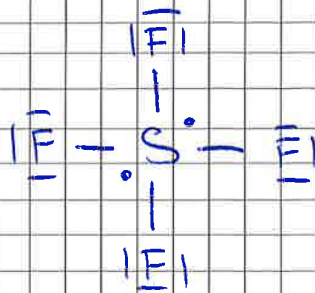
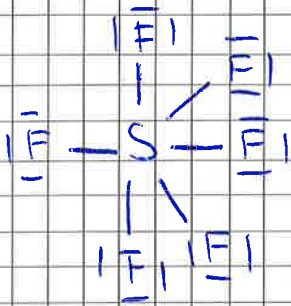
↓
3 orbitali ibridi sp^2 equivalenti ed isoenergetici + 1 orbitale puro

Ibridazione sp

$2s + \text{un } 2p \rightarrow$ ibridazione 2 orbitali

↓
2 orbitali ibridi sp equivalenti ed isoenergetici + 2 orbitali puri

es.



doppio legame
x completare
l'ottetto

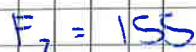
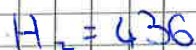
geometrie molecolari

AX_2	lineare (180°)
AX_3	triangolare piana (120°)
AX_2E	angolare
AX_4	tetraedrica (109°)
AX_5	bipiramide trigonale
AX_6	ottaedrica (90°)

speciali \rightarrow $H_2O = 104,5^\circ$
 \rightarrow $NH_3 = 107^\circ$

esercizio

- 1) Perché l'energia di legame di H_2 è maggiore di quella di F_2 ?



perché i lone pairs degli atomi di F, esercitano una forte azione repulsiva reciproca che indebolisce il legame

- 2) perché l'energia di legame diminuisce da HF a HI?

legame forte → nuclei vicini

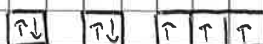
al crescere del raggio atomico lungo un gruppo, i nuclei dei due atomi risultano più lontani e quindi il legame risulta più debole

GEOMETRIE PER IBRIDIZZAZIONE



secondo la VSEPR $AX_3E \rightarrow$ geometria piramidale

con l'ibridizzazione: $1s^2 2s^2 2p^3$ s.f.



È necessaria l'ibridazione perché N forma con l'H tutti legami σ , cosa non possibile con orbitali p_y e p_z

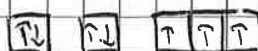
ibridazione sp^3 $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow}$

un orbitale usato per ospitare i lone pairs e tre per creare i legami σ



secondo la VSEPR $AXE \rightarrow$ geometria piana

con l'ibridizzazione: $1s^2 2s^2 2p^3$ s.f.

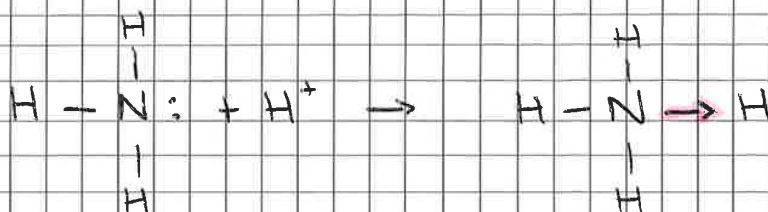


avviene l'ibridazione per minimizzare la repulsione dei lone pairs

lunghezza covalente dattivo = lunghezza covalente

es.

ione ammonio NH_4^+



\rightarrow = legame covalente dattivo

RISONANZA

Risonanza → combinazione di strutture di Lewis nelle quali la posizione reciproca degli atomi resta invariata, mentre cambia quella del σ e π

Forme limiti → strutture in equilibrio tra loro che concorrono alla formazione dell'ibrido di risonanza

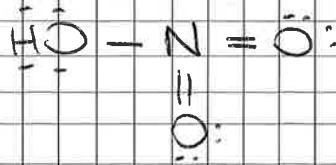
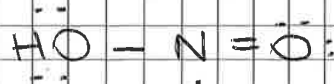
Ibrido di risonanza → forma mesomera, è più stabile rispetto alle forme limiti di una quantità di energia detta energia di risonanza

Ibrido di risonanza:

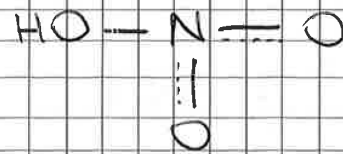


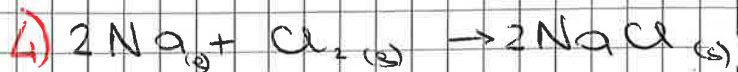
HNO₃

forme limite:

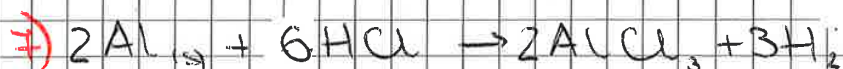
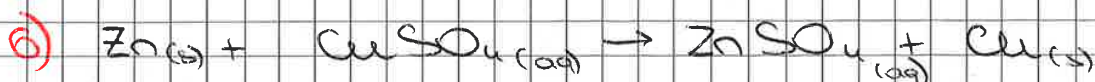


Ibrido di risonanza



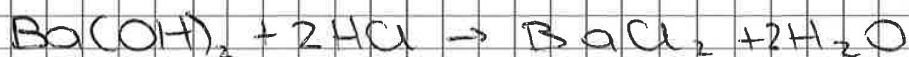


reazione di decomposizione

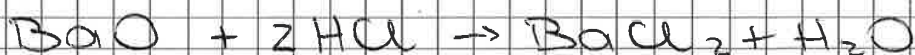


reazioni acido-base

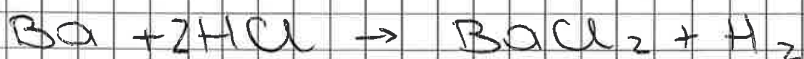
1) devo ottenere cloruro di bario
(BaCl_2)



oppure



oppure



2) acido solforico + idrossido di alluminio



• **LEGAME COVALENTE APOLARE** (o omopolare)

legame covalente a distribuzione elettronica simmetrica tra atomi uguali o di uguale elettronegatività

es.



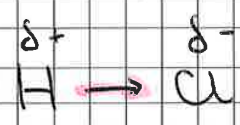
• **LEGAME COVALENTE POLARE** (o eteropolare)

legame covalente a distribuzione elettronica asimmetrica tra atomi di diversa elettronegatività



produzione componente ionica con formazione di un **dipolo**

es.



→ indica la direzione verso la quale avviene lo spostamento delle cariche negative

$\mu =$ momento dipolare → $q \cdot d$

↳ caratterizza quantitativamente un dipolo elettrico

Misura la tendenza che ha un dipolo ad orientarsi sotto l'effetto di un campo E

ΔEN maggiore \rightarrow d maggiore

(i due nuclei sono più lontani)

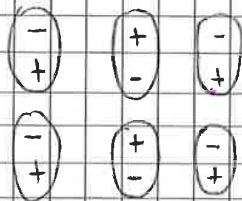
FORZE DI ATRAZIONE INTERMOLECOLARE

1) FORZE DI VAN DER WAALS

INTERAZIONI debolissime di natura elettrostatica tra molecole sia polari che apolari, fortemente influenzate dall'aumento della distanza intermolecolare e dalla temperatura (aumento energia cinetica)

a) dipolo permanente - dipolo permanente

Si manifestano tra dipoli permanenti di molecole polari

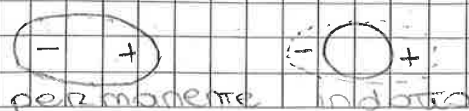


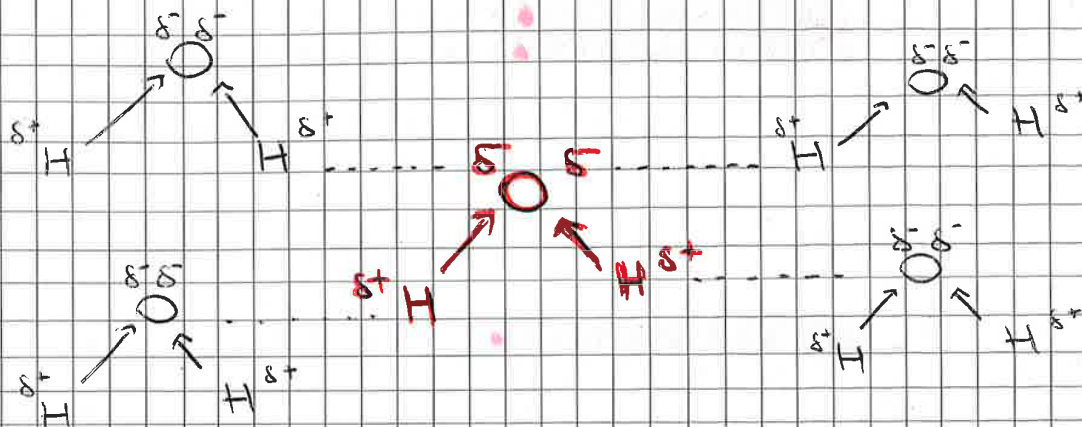
Le molecole tendono ad orientarsi con l'estremità + di un dipolo rivolta verso l'estremità - del dipolo circostanti e viceversa

La forza delle interazioni dipolo-dipolo aumenta con la polarità del legame (aumento di ΔEN)

b) dipolo permanente - dipolo indotto

Avvicinando un dipolo permanente ad una molecola apolare, quest'ultima subisce una deformazione della propria nuvola elettronica a causa dell'attrazione del dipolo creando un dipolo indotto

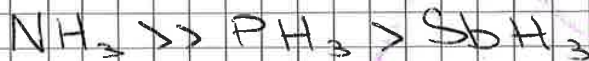
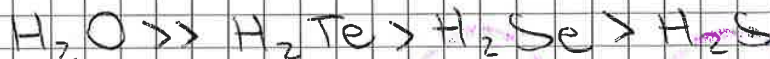
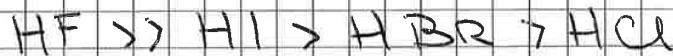




4 legami a idrogeno

punti di ebollizione → darebbe aumentare lungo un gruppo a causa dell'aumento di massa e della polarizzabilità.

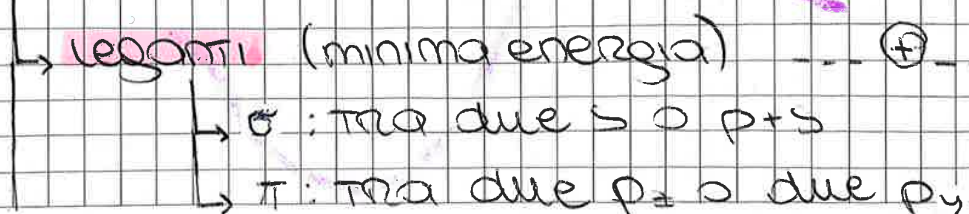
a causa della formazione di legami a idrogeno:



• TEORIA DEGLI ORBITALI MOLECOLARI (MOT)

Un orbitale molecolare è una combinazione lineare degli orbitali atomici (LCAO) con contenuti di energia prossimi, appartenenti agli atomi che costituiscono la molecola.

orbitali molecolari



legame nelle molecole biatomiche

omoneucleari

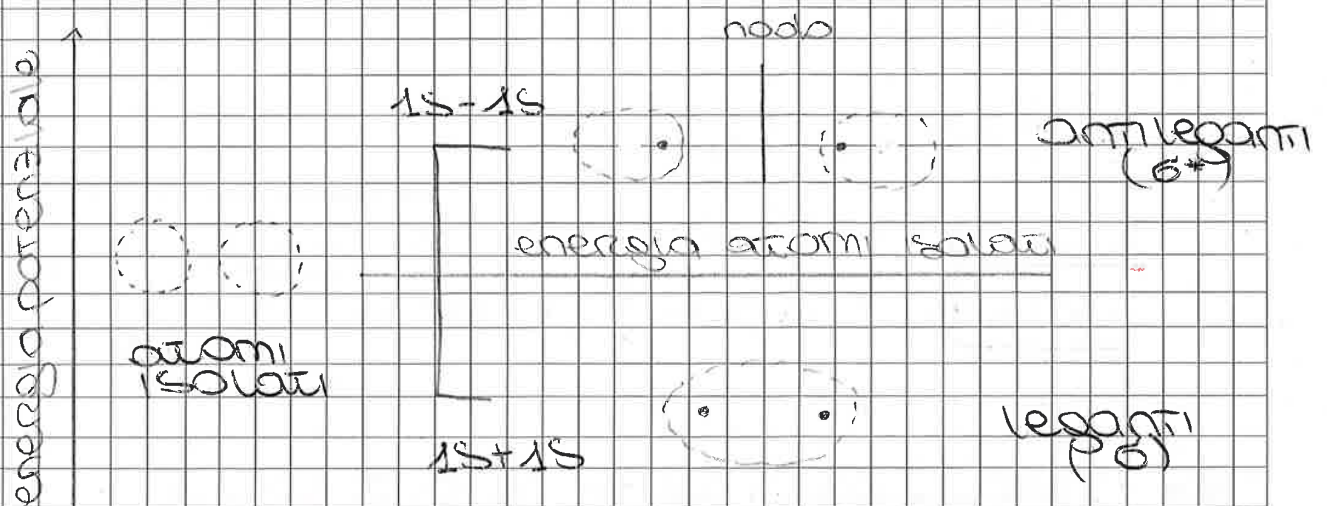
↳ legante: $\Psi = \Psi_{A1s} + \Psi_{B1s}$

↳ antilegante: $\Psi = \Psi_{A1s} - \Psi_{B1s}$

eteronucleari: l'elemento più elettronegativo contribuisce maggiormente a costituire orbitali molecolari leganti, mentre l'altro quelli anti-leganti

↳ legante: $\Psi = c_A \Psi_{A1s} + c_B \Psi_{B1s}$

↳ antilegante: $\Psi = c_A \Psi_{A1s} - c_B \Psi_{B1s}$



ordine di legame = L

numero coppie e condivise

$$\frac{n^\circ \text{ leganti} - n^\circ \text{ antileganti}}{2}$$

2

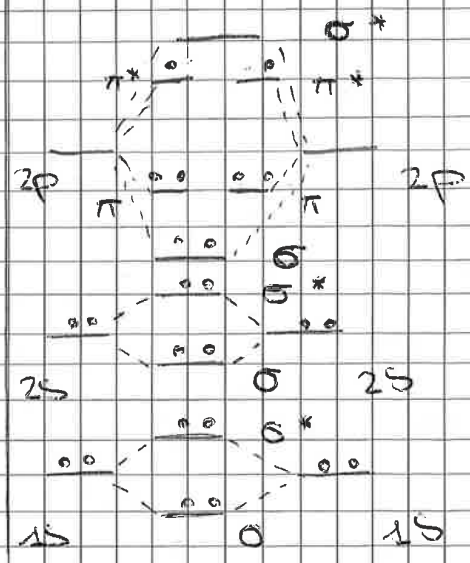
NB. se è uguale ad un n° frazionario → legame a metà: RISONANZA



$1s^2 2s^2 2p^4$

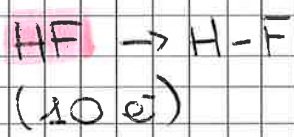
molecola con e⁻ spaiati

↓
PARAMAGNETICA



$L = \frac{w - b^*}{2}$

$L = 2$

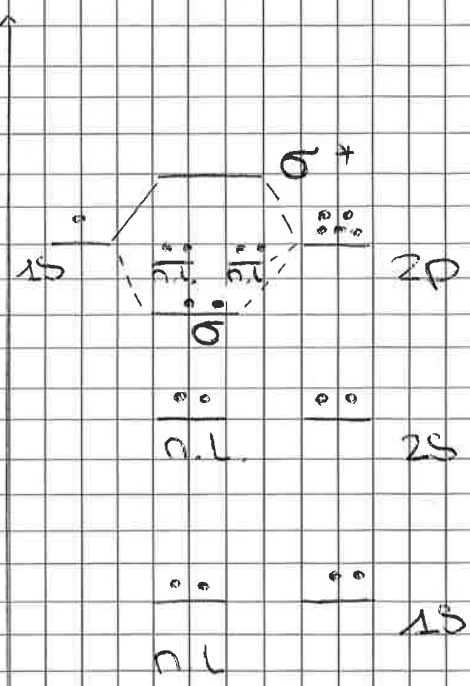


$H = 1s^1$

$F = 1s^2 2s^2 2p^5$

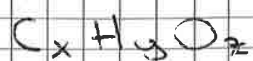
molecola senza e⁻ spaiati

↓
DIAMAGNETICA



$L = \frac{w - b^*}{2}$

$L = 1$

ESERCIZI CALCOLO PONDERALE

Formula minima → x, y, z interi e primi fra loro

da formula minima a formula molecolare
↓
devo conoscere la massa molare

% in massa → g elemento / 100 g di composto

$$\begin{array}{l}
 1) \quad C = 39,99\% \\
 \quad \quad H = 6,73\% \\
 \quad \quad O = 53,28\%
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{l} C \\ H \\ O \end{array}} \right\} \text{ su 100 g di composto}$$

$$MM = 180,18 \text{ uma}$$

? formula minima

? formula molecolare

$$C = 39,99 \text{ g}$$

$$H = 6,73 \text{ g}$$

$$O = 53,28 \text{ g}$$

$$n \text{ di C} = 39,99 \text{ g} / 12,019 \text{ g/mol} = 3,330 \text{ mol}$$

$$n \text{ di H} = 6,73 \text{ g} / 1,008 \text{ g/mol} = 6,66 \text{ mol}$$

2) F. minima \rightarrow CH_6SO

? % in peso singoli elementi

$$\text{C} = 12,01 \text{ g/mol} \rightarrow = \text{g}$$

$$\text{H} = 1,008 \text{ g/mol} \rightarrow = 6,048 \text{ g}$$

$$\text{S} = 32,066 \text{ g/mol} \rightarrow = \text{g}$$

$$\text{O} = 16,00 \text{ g/mol} \rightarrow = \text{g}$$

$$\text{MM composto} = 66,139 \text{ g/mol}$$

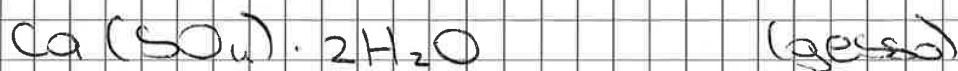
$$\% \text{ C} = 12,01 : 66,139 = x : 100 = 18,18 \%$$

$$\% \text{ H} = 9,16 \%$$

$$\% \text{ S} = 48,48 \%$$

$$\% \text{ O} = 24,19 \%$$

3) solfato di calcio idrato



? g di H_2O in 100 g di gesso

$$\text{MM composto} = 172,18 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM } \text{H}_2\text{O} = 18,016 \text{ g/mol}$$

$$36,032 : 172,18 = x : 100 \text{ g}$$

$$x \text{ g di } \text{H}_2\text{O} = 20,93 \text{ g}$$

quantità stechiometrica = quantità opportuna

$$n \text{ di } \text{Cl}_2 = 15,4 \text{ g} / 70,91 \text{ g/mol} = 0,217 \text{ mol}$$

$$1 : 2 = 0,217 \text{ mol} : x$$

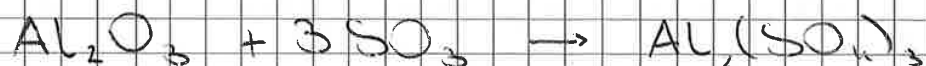
$$x \text{ mol HCl} = 0,434 \text{ mol}$$

$$\text{g di HCl} = \text{mol} \cdot \text{MM} = 0,434 \text{ mol} \cdot 36,45 \text{ g/mol} = 15,8 \text{ g}$$

$$n \text{ Cl}_2 = n \text{ H}_2 = 0,217 \text{ mol}$$

$$\text{g H}_2 = 0,217 \cdot 2,016 \text{ g/mol} = 0,438 \text{ g}$$

6) ossido di alluminio + triossido di zolfo



$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 254,9 \text{ g}$$

? g reagenti

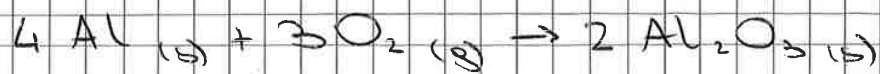
$$\text{MM } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342,15 \text{ g/mol}$$

$$n \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 254,9 \text{ g} / 342,15 \text{ g/mol} = 0,745 \text{ mol}$$

$$n \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = n \text{ Al}_2\text{O}_3$$

$$n \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 3n \text{ SO}_3$$

8) Reazione di formazione dell'ossido di alluminio



$$\text{Al} = 7,58 \text{ g}$$

$$\text{O}_2 = 3,32 \text{ g}$$

? m Al non reagito

? m Al_2O_3 prodotta

$$n \text{Al} = 7,58 \text{ g} / 26,98 \text{ g/mol} = 0,281 \text{ mol}$$

$$n \text{O}_2 = 3,32 \text{ g} / 32,00 \text{ g/mol} = 0,104 \text{ mol}$$

$$4 \text{Al} : 3 \text{O}_2 = 0,281 : x$$

$$x \text{ mol O}_2 = 0,211 \text{ mol} \rightarrow \text{ne ho di meno quindi O}_2 \text{ è il reagente limitante}$$

$$n \text{O}_2 = 0,104 \text{ mol}$$

$$3 \text{O}_2 : 2 \text{Al}_2\text{O}_3 = 0,104 : x$$

$$x \text{ mol Al}_2\text{O}_3 = 0,0693 \text{ mol}$$

$$\text{g di Al}_2\text{O}_3 = 0,0693 \text{ mol} \cdot 101,96 \text{ g/mol} = 7,07 \text{ g}$$

$$3 \text{O}_2 : 4 \text{Al} = 0,104 : x$$

$$x \text{ mol Al} = 0,139 \text{ mol}$$

$$\text{mol eccesso Al} = 0,281 - 0,139 = 0,142 \text{ mol}$$

$$\text{g eccesso Al} = 0,142 \text{ mol} \cdot 26,98 \text{ g/mol} = 3,83 \text{ g}$$

$$\text{resa percentuale} = \frac{\text{g prodotti ottenuti}}{\text{g prodotti teorici}} \cdot 100$$

? resa percentuale

$$n_{\text{Cu}} = 50,0 \text{ g} / 63,54 \text{ g/mol} = 0,787 \text{ mol}$$

se la resa fosse del 100%

$$3:2 = 0,787 : x$$

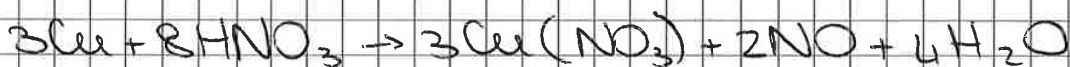
$$x \text{ mol di NO} = 0,525 \text{ mol teoriche}$$

$$\text{g teorici di NO} = 0,525 \cdot 30,00 = 15,8 \text{ g}$$

$$\text{resa reazione} = \frac{13,75 \text{ g}}{15,8 \text{ g}} = 87,0 \%$$

ii) determinare quantità in g di Cu che occorre far reagire con HNO_3 in eccesso

purezza metallo = quantità reale metallo



$$\text{purezza Cu} = 87,5 \%$$

$$\text{NO} = 13,75 \text{ g}$$

$$\text{resa reazione} = 85,3 \%$$

$$n \text{ di NO} = 13,75 \text{ g} / 30,00 \text{ g/mol} = 0,4583 \text{ mol}$$

$$2 \text{NO} : 3 \text{Cu} = 0,4583 : x$$

$$x \text{ mol di Cu} = 0,6874 \text{ mol reali}$$

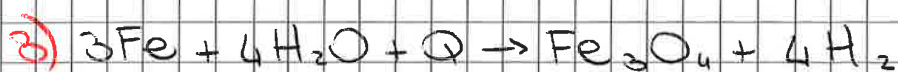
$$\text{Cl}_2 = 515 \text{ g}$$

eccesso di Fe

$$n_{\text{Cl}_2} = 515 \text{ g} / 70,9 \text{ g/mol} = 7,26 \text{ mol}$$

$$3:2 = 7,26 : x$$

$$x \text{ mol di FeCl}_3 = 4,84 \text{ mol}$$



$$a) \quad ? \text{ g di H}_2$$

$$42,7 \text{ g di Fe}$$

$$n_{\text{Fe}} = 42,7 \text{ g} / 55,85 \text{ g/mol} = 0,764 \text{ mol}$$

$$3:4 = 0,764 : x$$

$$x \text{ mol di H}_2 = 1,01 \text{ mol}$$

$$\text{g di H}_2 = 1,01 \text{ mol} \cdot 2,02 \text{ g/mol} = 2,04 \text{ g}$$

$$b) \quad ? \text{ g di H}_2\text{O}$$

$$63,5 \text{ g di Fe}$$

$$? \text{ mol Fe}_3\text{O}_4$$

$$n_{\text{Fe}} = 63,5 \text{ g} / 55,85 \text{ g/mol} = 1,13 \text{ mol}$$

$$3:1 = 1,13 : x$$

$$x \text{ mol Fe}_3\text{O}_4 = 0,377 \text{ mol}$$



$$\text{CaO} = 158 \text{ g} \rightarrow \text{purezza } 87,5\%$$

$$\text{HCl} = 110 \text{ g}$$

? g di CaCl_2

$$\text{resa} = 92\%$$

$$n \text{ HCl} = 110 \text{ g} / 36,46 \text{ g/mol} = 3,017 \text{ mol}$$

$$2:1 = 3,017 : x$$

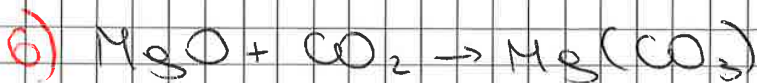
$$x \text{ mol CaCl}_2 = 1,508 \text{ mol}$$

$$\text{g CaCl}_2 \text{ teorica} = 1,508 \text{ mol} \cdot 110,98 \text{ g/mol} = 167,35 \text{ g}$$

$$\text{g reali CaCl}_2 = 92\% \text{ di } 167,35$$

$$92:100 = x:167,35$$

$$x = 154 \text{ g}$$



$$\text{Mg}(\text{CO}_3) = 145,3 \text{ g}$$

$$\text{resa} = 92,5\%$$

$$\text{purezza MgO} = 98\%$$

? g MgO

$$n \text{ Mg}(\text{CO}_3) = 145,3 \text{ g} / 84,32 \text{ g/mol} = 1,723 \text{ mol}$$

questi legame chimico

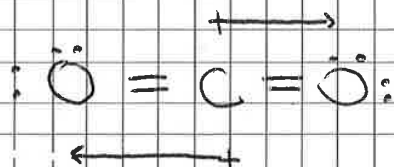
1) quali sono gli elementi che possono originare il legame idrogeno?



grazie alla loro dimensione ridotta riescono a formare dei legami deboli tra loro con gli atomi di carica parziale opposta

2) descrivere la molecola CO_2 secondo la teoria della VSEPR e interpretarne la geometria

CO_2 è un composto covalente formato da un atomo C posto al centro e due atomi di O ai lati



geometria planare con due doppi legami

3) scrivere una struttura molecolare isoelettronica con N_2

le molecole isoelettroniche sono quelle che presentano gli stessi e di valenza

