



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 1057

DATA: 02/09/2014

A P P U N T I

STUDENTE: Allora

MATERIA: Chimica + Eserc.

Prof. Onida

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.

(POCHI ES.) → ^{manuale} Lanfusi Zinipicchio FONDAT. DI CHIMICA Casa Edit. Ambrosiana

Palmisani Schiavello FONDAT. DI CHIMICA Ed. SES

Silberberg CHIMICA - La natura molecolare della materia e delle sue trasformazioni. Con esercizi. McGraw-Hill

(Delmastro Ronchetti *Questi di Chimica riveduti e commentati, Progetto Leonardo, Bologna*)
EDIZ. 2011

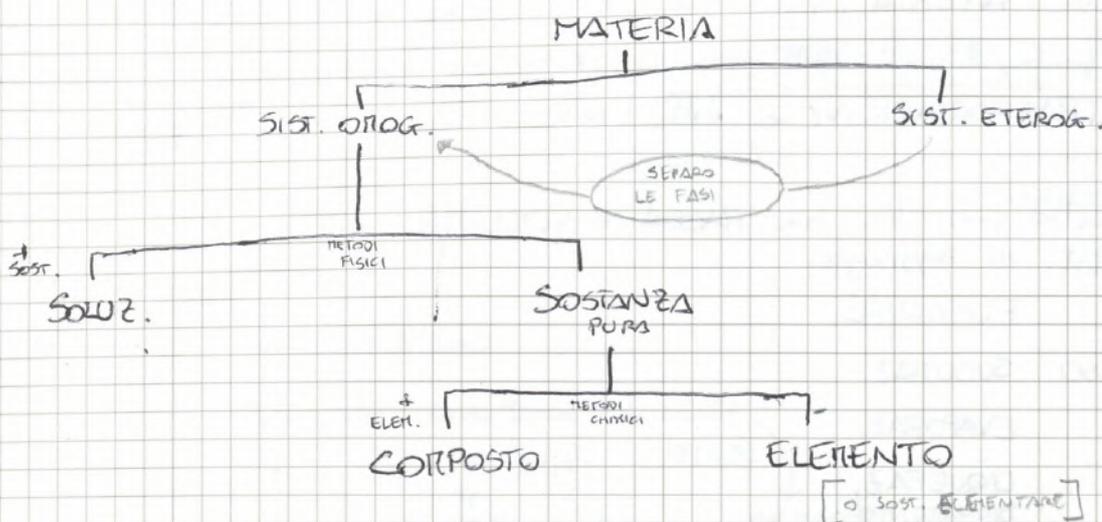
ESAME:

17/30 → ORALE

20 quesiti: 17 di teoria, 3 di calcolo
↳ (1,1) ↳ (1,5)
↓ ↓
-0,2 x errate no penalità

GRUPPO V GRUPPO 2
12-12
8:30 → 10:00

• **COMPOSTO**: tipo di materia costituito da 2 o più ELEMENTI DIVERSI LEGATI CHIMICAMENTE tra loro.



TRASFORMAZIONI

• **FISICHE** → un oggetto che cade (cambia energia potenziale): le particelle sono le stesse
 ↳ l'evaporare è una transf. chimico-fisica

• **CHIMICHE** → es. $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$. Nuove particelle (~~si creano~~), ma non cambia mai l'elemento
 [CAMBIA NELLA FISICA NUCLEARE]

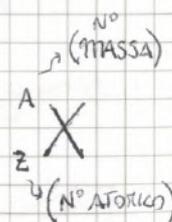
L'ATOMO

dimensioni dell'ord. dell'Angstrom ($10^{-10}m$)

1 nucleo con quasi tutta la sua massa, situato al centro.

	CARICA	MASSA
Neutroni	Nulla	$1,67 \cdot 10^{-27} Kg$
Protoni	+1	$1,67 \cdot 10^{-27} Kg$
Elettroni	-1	trascurabile

↳ PARTICELLA + PICCOLA CHE IDENTIFICA UNIVOCAMENTE UN ELEMENTO



ISOTOP: atomi dello stesso elemento con massa diversa

↳ "STESSO LUOGO" NEL SISTEMA PERIODICO

1_1H → abbondanza naturale (sulla CRUSTA TERRESTRE)

Nella tavola periodica Z e simbolo sono SINONIMI.

METALLI → nel gruppo I e II ci sono i + metalli di tutti (H escluso)

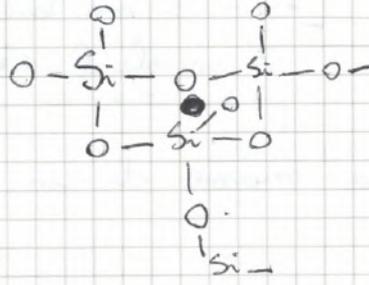
SEMIMETALLI [o metalloidi] pochi

NON METALLI in alto a dx.

2

proprietà del composto.

Lo stesso vale con il biossido di Silicio



Disposizione:
 DISORDINATA ⇒ VETRO
 ORDINATA ⇒ QUARZO

Perciò:

MOLECOLA? → NO. Scrivo solo gli elementi e il loro rapporto. **NaCl**, **SiO₂**.
 ↳ (FORMULA MINIMA) UNITÀ FORMULA

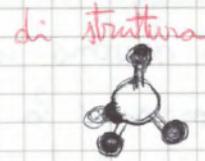
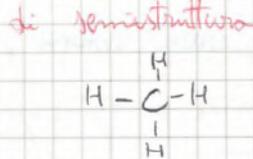
Si. Scrivo la **formula molecolare**, che può non coincidere con la formula minima.

Eg: H₂O coincide con la formula minima

Eg: C₆H₆ (benzene) ha formula minima CH

FORMULE:

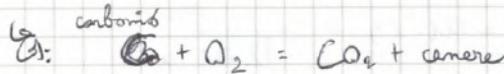
molecolare
 CH₄



Ricorda: IN UNA TRASFORMAZIONE CHIMICA LA MASSA SI CONSERVA!



SOMMA MASSE REAGENTI = SOMMA MASSE PRODOTTI



EQUAZIONI CHIMICHE

→ eguagliamo le masse e le cariche [PRIMA LA MASSA!]

PESO MOLECOLARE: SOMMA DEI P.D. DEGLI ATOMI CHE COSTITUISCONO LA MOLECOLA

Eg: $PM_{\text{NH}_3} = 1,00 \times 3 + 14,01 = 17,01 \text{ uma}$

$PM_{\text{O}_2} = 2 \cdot 16,00 = 32,00 \text{ uma}$

NELLE SOST. NON MOLECOLARI USO IL PESO FORMULA

$PF_{\text{NaCl}} = (22,99 + 35,45) \text{ uma}$

(4)

Il peso molare è il p.a. o PM espresso in g/mol

TEORIA QUANTISTICA & STRUTTURA ATOMICA

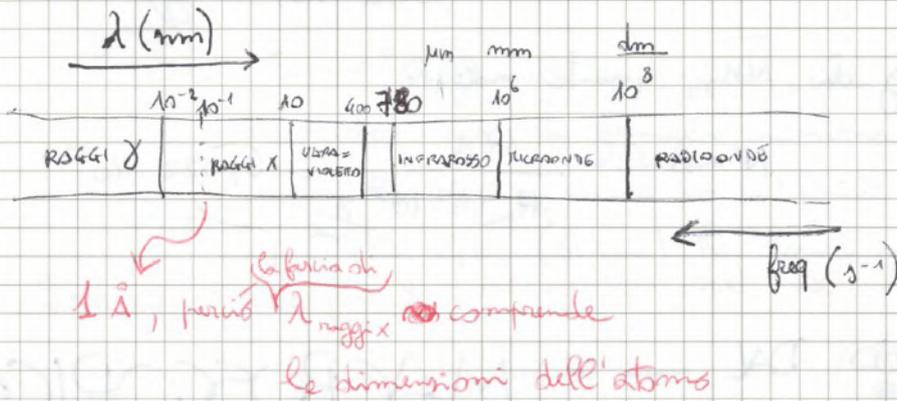
La luce

$$c = \lambda \nu$$

ν (s⁻¹)
 no di cicli nel tempo fissato (s⁻¹)
 λ dist. tra picchi corrisp. consecutivi (metri)

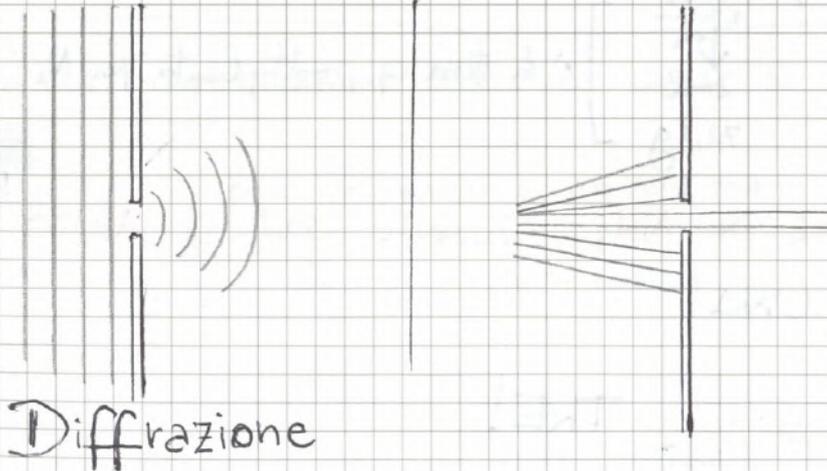
A = ampiezza (intensità), dist. max dalla linea di equilibrio.

SPETTRO ELETTROMAGNETICO



ONDA vs PARTICELLA

se il foto è troppo piccolo, l'onda non passa.



A seconda delle varie ^{interferenze} risultati
 si ottengono risultati diversi,
 con intensità diversa

6

\Rightarrow così si fanno le FOTO [la pellicola]

9)

Li^+	Li_2O	I gruppo (sempre carica +1)
Na^+	Na_2O	I gruppo
Cu^+	Cu_2O	elementi di transizione (min cariche possibili)
Cu^{2+}	CuO	

Questo influenza sulla nomenclatura tradizionale

	TRADIZ.	IUPAC	STOCK
Li_2O	ossido di litio	monossido di litio	
Na_2O	ossido di sodio	monossido di sodio	
Cu_2O	ossido rameoso	monossido di rame	ossido di rame (I)
CuO	ossido rameico	monossido di rame	ossido di rame (II)
CoO	ossido di cobalto (II)		
Co_2O_3	ossido di cobalto (III)		

NUMERO DI STOCK

il "mon" davanti al metallo si può togliere.

10)

	IUPAC	STOCK	TRADIZ.
TiO_2	diossido di titanio	ossido di titanio (IV)	
FeO	monossido di ferro	ossido di ferro (II)	ossido ferroso
Fe_2O_3	triossido di ferro	ossido di ferro (III)	ossido ferrico
SnO	monossido di stagno	ossido di stagno (II)	ossido stannoso
SnO_2	biossido di stagno	ossido di stagno (IV)	ossido stannico
Al_2O_3	triossido di alluminio	ossido di alluminio (III)	ossido di alluminio

OSSIDI DI NON METALLI (che proprio non sono ioni)

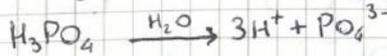
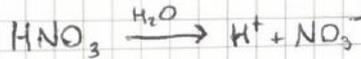
IL 1° NON METALLO È IL CARBONIO

	IUPAC	TRADIZ.	REAZIONE
CO	monossido di carbonio	ANIDRIDE? NO! ($CO + H_2O \rightarrow$)	
CO_2	diossido di carbonio	ANIDRIDE CARBONICA ($CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$)	OSSIDO DI CARBONIO
N_2O (+1)	monossido di diazoto	ossido	
NO (+2)	monossido di azoto	ossido	
NO_2 (+4)	diossido di azoto	ANIDRIDE	
SO_2 (+4)	biossido di zolfo	ANIDRIDE SOLFOROSA	$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
SO_3 (+6)	triossido di zolfo	ANIDRIDE SOLFORICA	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

8)

HNO_2 acido nitroso

HNO_3 acido nitrico



PRODOTTA' DELL' ACIDO (quanti protoni H^+ liberati)

ACIDO MONOPROTICO

ACIDO DIPROTICO

ACIDO TRIPROTICO

ALTRA POTENZA! Pg. 12

continua da pg 7

EFFETTO FOTOELETTRICO

Emissione di elettroni (fotoelettroni) da una superficie colpita da radiazione elettromagnetica di freq. sufficientemente ampia.

Particolarmente intenso per i metalli

Solo se $\nu > \nu_0$

ν_0 è detto "VALORE SOGLIA", dipende dall'energia con cui il nucleo attrae gli elettroni.

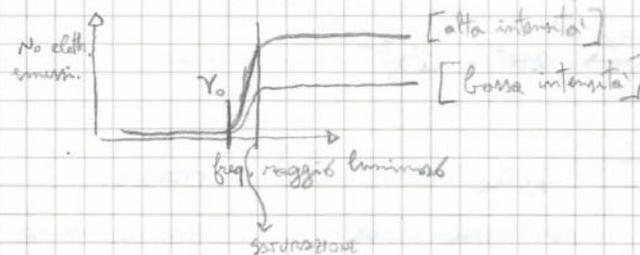
I metalli alcalini hanno ν_0 molto bassa

Un QUANTO DI LUCE (FOTONE) colpendo un atomo gli trasferisce la propria energia, $E = h\nu$. Se $E > E_0$ necessaria per estrarre l'elettrone, si ha l'effetto fotoelettrico e l'elettrone è emesso con energia pari a $E = \frac{1}{2}mv^2 = E - E_0 = h\nu - h\nu_0$.

All'aumentare dell'intensità della luce incidente aumenta il numero di fotoni, NON la loro energia, perciò aumenta il numero di elettroni emessi (intensità di corrente) ma NON la loro energia.



Einstein



Equaz. di Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$
num. d'onda

Per lo spettro di un elemento lo posto a bassa pressione [con le particelle non isolate].

- ASSORBIMENTO: passa un fascio di luce bianca
- EMISSIONE: si fornisce energia termica e sono emessi fotoni.

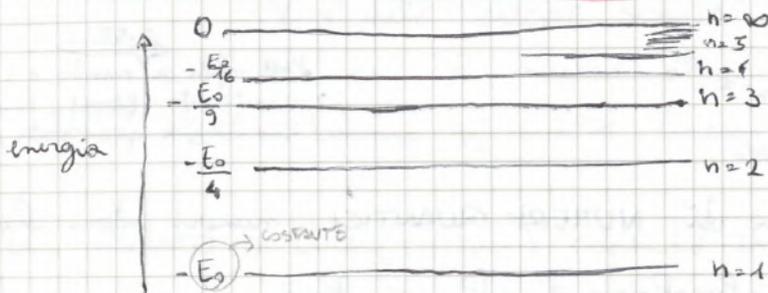
FINCHE' E' STA NEL SUO LIVELLO, LA SUA ENERGIA e VELOCITA' NON VARIANO.

Ogni livello e' un'orbita ^{stato} [stazionaria]

In realta' qualsiasi particella carica in movimento attorno a una altra perde energia

Per Bohr $m \cdot v \cdot R$ e' quantizzato nell'e- $\rightarrow E$ di e- e R sono perciò quantizzati
inoltre momento angolare Q di moto raggio dell'orbita

$E_{\text{fotone emesso}} : E = h \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} = \Delta E = E_n - E_{n_s}$



$E = -\frac{E_0}{n^2} \text{ con } E_0 = 10^{-18} \text{ J}$

A ∞ e' non e' appartenente all'atomo. $E = 0$

Scendendo verso il nucleo l'energia e' minore [cio' e' negativa]

$(0 - (-E_0)) = E_0 \rightarrow$ energia per estrarre un e- da che si trova al livello =

IPOTESI DI De Broglie

Un corpo in movimento si può trattare come un'onda con

$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} (= \frac{h}{Q})$

$\lambda \propto \frac{1}{m}$ e $\lambda \propto \frac{1}{v}$

nel mondo macroscopico m e' così grande che l'onda e' trascurabile

Davidson e Gerner confrontano le figure di diffraz. dei raggi X e degli elettroni all'opportuna velocità. \rightarrow in modo che $\lambda = 10^{-10} \text{ m}$

Gli e- si comportano come onde!

Si apre così la strada all'elettone come ONDA.

Abbiamo perciò una **DESCRIZIONE PROBABILISTICA**

L'integrale di ψ^2 esteso a tutto lo spazio deve essere uguale a 1 (= certezza che esista l'elettrone). Questa è la **CONDIZIONE DI NORMALIZZAZIONE**.

ONDE STAZIONARIE

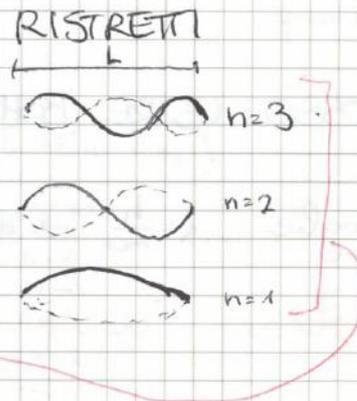
NOTO ONDULATORIO IN SISTEMI RISTRETTI

es: corde della chitarra

$$L = n \frac{\lambda}{2}$$

ONDE

QUANTIZZATE



Ma le corde della chitarra vibrano in una sola dimensione

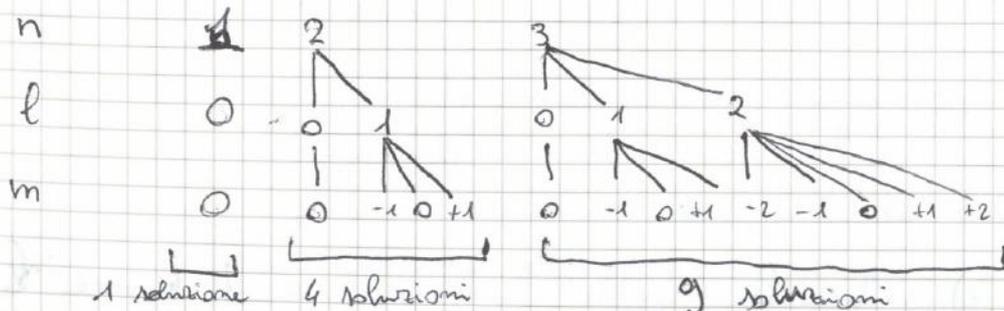
Le funzioni d'onda sono **FUNZIONI MATEMATICHE** ^{alquanto} complicate delle coordinate dello spazio, che contengono **TRE NUMERI QUANTICI** e restano ^{o ORBITALI} ₂ non completamente definite dagli specifici valori di questi.

n num. quantico principale - num intero positivo \rightarrow info n dimensioni e energia dell'orbitale

l num. quantico del momento angolare - compreso tra 0 e $n-1$

m_l num. \leftarrow magnetico - compreso tra $-l$ e $+l$

\rightarrow info sull'orientamento dell'orbitale



1 soluzione

4 soluzioni

9 soluzioni

$\psi_{1,0,0}$

$\psi_{2,0,0}$

$\psi_{2,1,1}$

$\psi_{2,1,0}$

$\psi_{2,1,-1}$

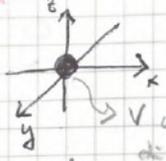
Noi descriviamo gli **ORBITALI** come volumi.

Impongo la probabilità di includere l'elettrone in V

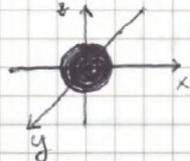
$$100\% \rightarrow V = \infty$$

$$< 100\% \rightarrow V \text{ di raggio } r$$

SFERE PIENE.



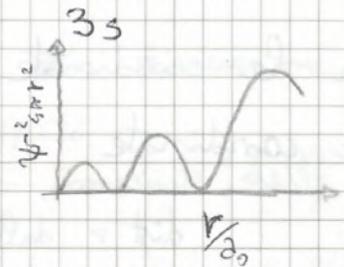
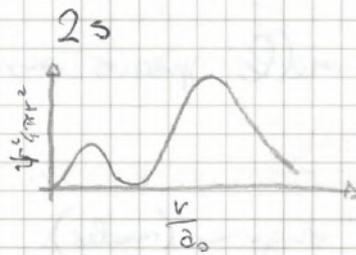
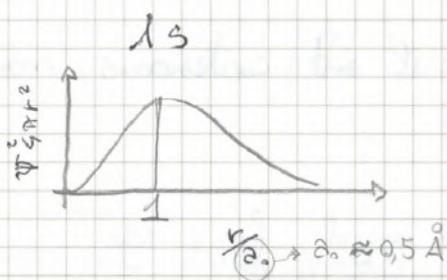
V con alta probab. di trovare e^- derivata da 1s



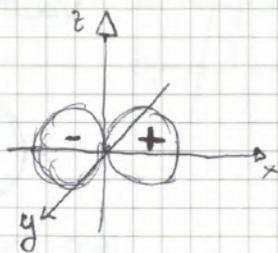
2s

OCCHIO: qst è una rappresentazione, non ~~una~~ l'orbitale [che è una funzione]

r quantitativamente corrisponde alla prima orbita di Bohr.



Le forme degli orbitali p non sono più sfere, ma abbiamo 2 lobi.



Hanno una simmetria assiale, sono 3 perché possono essere disposti in ciascun asse.

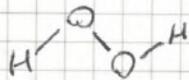
Se prendo i 3 p insieme ho quasi una sfera (casi tenuto, ma ad occupare tutto lo spazio)

Mn(II)	M	MnO	Mn(OH) ₂
Mn(VI)	NH	MnO ₃	H ₂ MnO ₄ ACIDO MANGANICO
Mn(VII)	NH	Mn ₂ O ₇	HMnO ₄ ACIDO PERMANGANICO
Mn(IV)	A	MnO ₂	<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div>acido manganoso</div> <div>idrossido</div> </div>

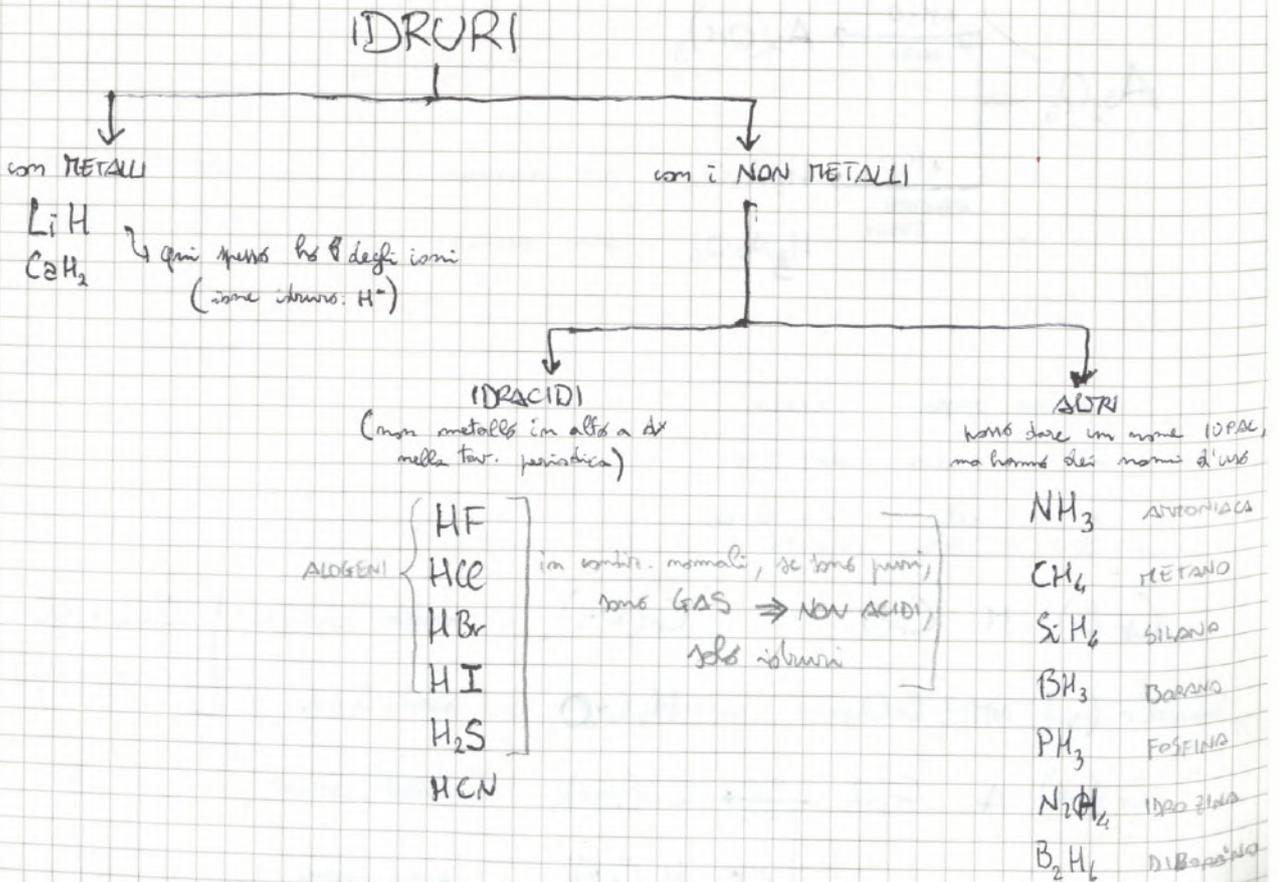
ALTRI COMPOSTI OSSIGENATI

Na ₂ O	Na ⁺ O ²⁻	IONE OSSIDO	SEMPRE + OSSIGENO RISP. AL SODIO ↓ SONO INSTABILI
Na ₂ O ₂	O ₂ ²⁻ [O-O] ²⁻	PEROSSIDO	
Na ₂ O ₂	O ₂ ⁻ [O-O] ⁻	SUPEROSSIDO	

Es: H₂O₂



IDRURI



18

SALI DI IDRACIDI

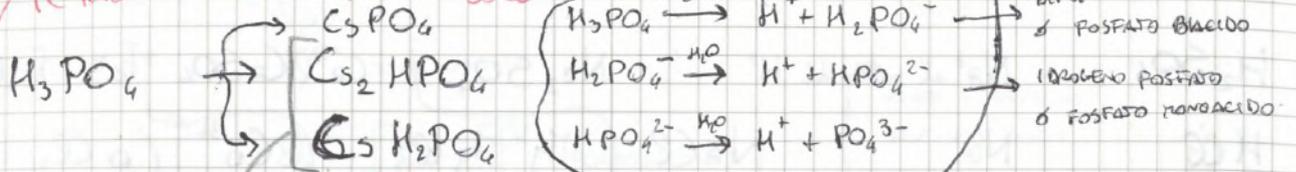
-idrico → -uro

HCl Ce⁻

CoCl₂ ^{IUPAC}
 DICHLORURO DI COBALTO
 CLORURO DI COBALTO(II) [stocke]
 CLORURO COBALTOSO [franc.]

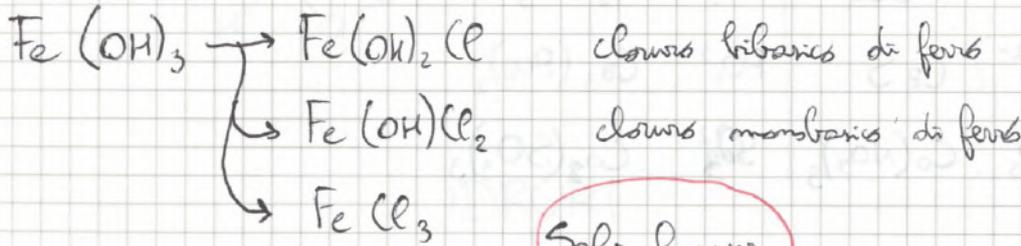
CoCl₃ CLORURO COBALTICO [franc.]
 CLORURO DI COBALTO(III) [stocke]

Altra cosa mi sali

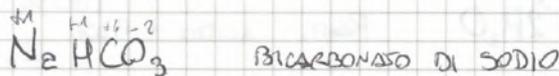


Sali acidi, che contengono ancora idrogeni acidi

es. Cs_2HPO_4 = FOSFATO MONOACIDO DI CESIO



Sali basici

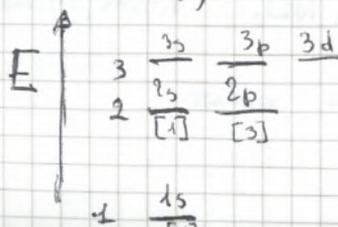


CONTINUA DA PAG. 17

NUMERO DI SPIN: numero quantico associato al momento magnetico (dovuto alla rotazione di e⁻ sul proprio asse)

$m_s = +\frac{1}{2}$ o $m_s = -\frac{1}{2}$

Nell'atomo di Idrogeno abbiamo orbitali DEGENERI (stessa energia per stessi n, anche se variano l e m_l)



20 H

Nota inoltre che:

- IDROGENO e LITIO hanno ^{lo} ~~solo~~ ^{legato a n} strato più esterno con un solo e⁻
- ELIO e NEON hanno lo strato più esterno pieno.
- gli elettroni degli strati più interni sono **elettroni di cuore (o di core)**
- quelli degli strati esterni (incompleti?) sono **elettroni di valenza**

	3s	3p	CONFIG. ELETTR. DI CUORE	STRUT. ELETTR. DI VALENZA	CONFIGURAZ. ELETTR. CONDENSATA
11/Na	↑		[1s ² 2s ² 2p ⁶]	3s ¹	[Ne] 3s ¹
12/Mg	↑↓		[1s ² 2s ² 2p ⁶]	3s ²	[Ne] 3s ²
13/Al	↑↓	↑	[1s ² 2s ² 2p ⁶]	3s ² 3p ¹	[Ne] 3s ² 3p ¹
⋮					
18/Ar	↑↓	↑↓↑↓↑↓			

OTTETTO COMPLETO

(o ottetto periferico)

→ gli atomi del gruppo VIII non si legano [gas nobili]

Elementi dello stesso gruppo hanno la **STESSA STRUTTURA ELETTRONICA DI VALENZA**

→ hanno proprietà chimiche simili nel formare legami

È dopo l'Argon?

I dati sperimentali ci dicono che, per la schermatura, E in 4s è < E in 3d

	4s	3d	4p	
19/K	↑			[Ar] 4s ¹
20/Ca	↑↓			[Ar] 4s ²
21/Sc	↑↓	↑		[Ar] 4s ² 3d ¹
22/Ti	↑↓	↑↑		
23	↑↓	↑↑↑		
24/Cr	↑	↑↑↑↑		[Ar] 4s ¹ 3d ⁵
25/Mn	↑↓	↑↑↑↑		

→ è energeticamente più conveniente! Anche se a qst punto nelle curve di pg. 21 i valori di E si sono scambiati

29/Cu	↑	↑↓↑↓↑↓↑↓	
-------	---	----------	--

31/Ga	↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓	↑
-------	----	----------	---

→ adesso gli elettroni di valenza sono 3, quelli di n=4 → Ga si comporta come Al

(22) Z

→ 10 e⁻ → 10 elementi di TRANSIZIONE.

RAGGIO ATOMICO (prop. periodica)

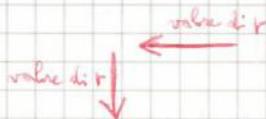
Prendo la METÀ della DISTANZA TRA I NUCLEI degli atomi dello stesso elemento legati chimicamente.

(13) posso avere un RAGGIO METALLICO o COVALENTE



x i gas nobili us
il raggio di van der Waals
arrivano 2 atomi finché
non si respingono

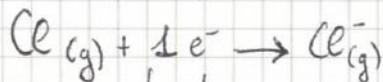
Il raggio atomico cresce scendendo lungo un gruppo e decresce nel periodo da sx a dx



Negli elementi di transizione il valore di r cambia poco

AFFINITÀ ELETTRONICA (prop. periodica)

Prendo 1 mol di gas



↳ l'e⁻ passa da E=0 a E=-num

⇒ l'affinità elettronica è negativa,

esclusi i gas nobili, ~~mi mai forniamo energia~~
perché mi leghiamo fortemente gli e⁻, essendo il
nucleo schermato [lo stesso per il II gruppo]

Nella tavola periodica:



Inche N ha aff. elettr. positiva perché ha strutt. elett. di valenza
moltissimo stabile:



Il raggio degli anioni è maggiore (ho un e⁻ in più!),
nei cationi è minore (si è perso un e⁻)

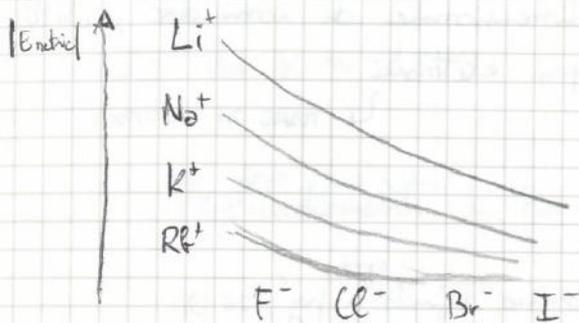
$$E_{reticolare} \propto \frac{(\text{carica catione}) \times (\text{carica anione})}{r_{\text{catione}} + r_{\text{anione}}}$$

$$E_{net} = \frac{\text{carica A} \times \text{carica B}}{d}$$

⇒ Per avere un composto ionico deve essere:

- EI dei catione BASSA [METALLI ALCALINI e ALCALINO TERROSI]
- aff. elettr. anioni ALTA [ALOGENI + OSSIGENO]
- si deve formare una $|E_{reticolare}|$ ALTA.

Le gr. migliori sono gli ALOGENURI dei METALLI ALCALINI



Al crescere del raggio, l'energia reticolare diminuisce in modo

LEGATE IONICO & PROPRIETA' MECCANICHE

• Frattura FRAGILE



• ELETTRICHE

)] SOLIDI IONICI NON CONDUCONO energia elettrica.

(FA) se sono allo stato fuso si, così come quando si sciolgono in acqua [soluzioni elettrolitiche]

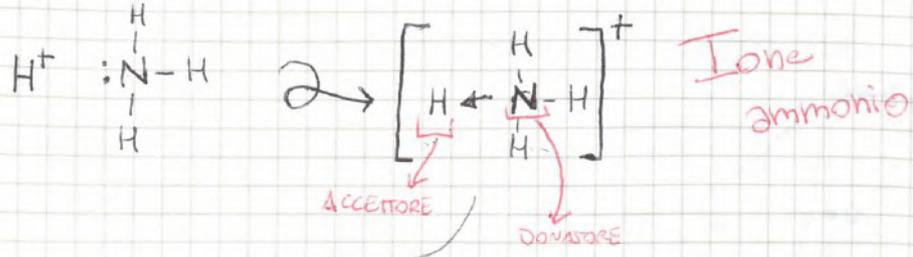
• TERMICHE

hanno stabilità termica: temp. eb. alte e anche di fusione.

Quando passa in fase vapore, il composto ionico forma delle MOLECOLE non solo puramente ioniche.

Nel fuso invece non ci sono molecole

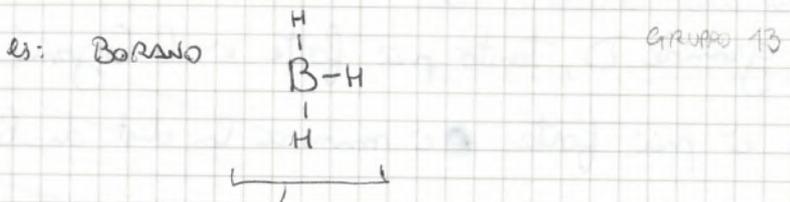
Legame covalente dativo



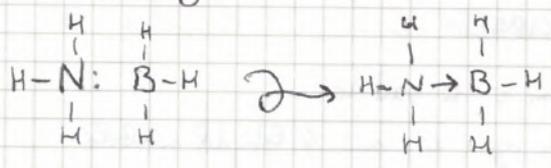
IN REALTÀ TUTTI I 4 LEGAMI SONO UGUALI

Violazioni alla regola dell'ottetto:

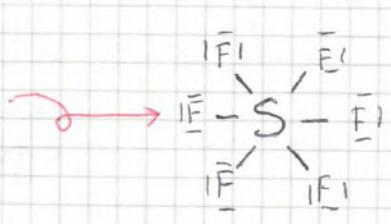
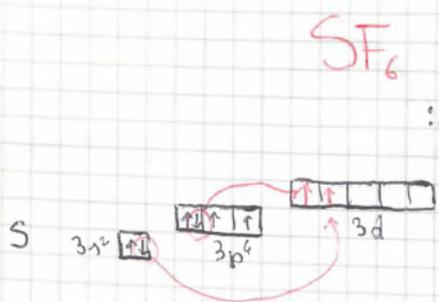
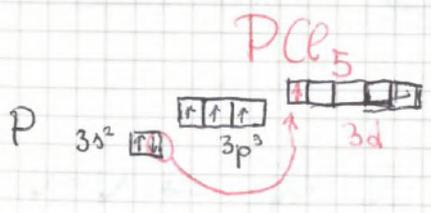
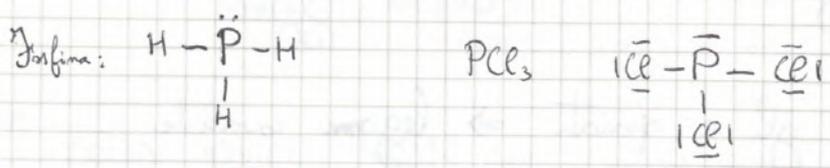
i) ottetto incompleto (specie CARENTI o DEFICIENTI di elettroni)



Si può legare in un legame coval. dat.



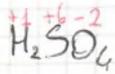
ii) espansione della sfera di valenza



⇒ Questo si può avere dal 3° periodo in poi, dove avere a disposizione gli orbitali d. a E ab.

NUMERO di OSSIDAZIONE

(o stato di ossidazione)



È la **CARICA** che gli atomi dell'elemento avrebbero se tutti gli elettroni di legame appartenessero all'elemento più elettronegativo del legame.

Nella NOMENCLATURA abbiamo usato l'etichetta il n.o.

CONTINUA A PAG 32

Bilanciamento delle reazioni

Ci serve il num di ossidazione

• IN FORMA PURA VALE SEMPRE 0



• SEMPRE n.o. = -1 PER GLI ALOGENURI

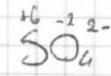
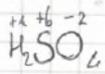
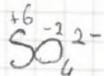
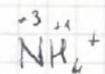
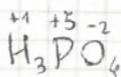


• F HA SEMPRE -1

• O HA SEMPRE N.O. < 0 TRanne in OF_2

n.o. = -2 (-1 nei perossidi)

• $\sum \text{n.o.} = 0$ nei composti neutri, $\pm C$ se associato ioni di carica $\pm C$

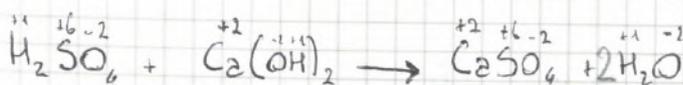


ossido acido

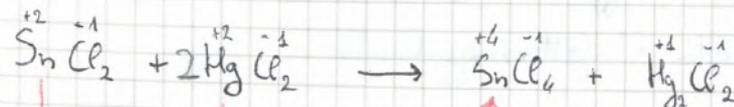
ossiacido

anione x i sali

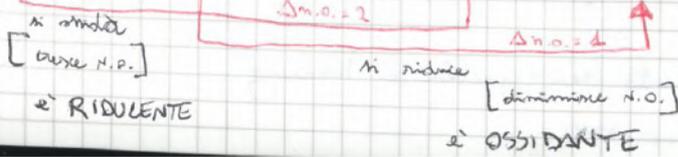
n.o. NON CAMBIA



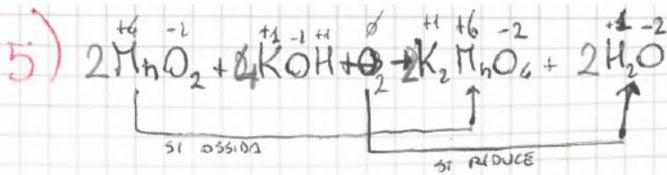
qui n.o. non cambia!



è cambiato n.o. REDOX



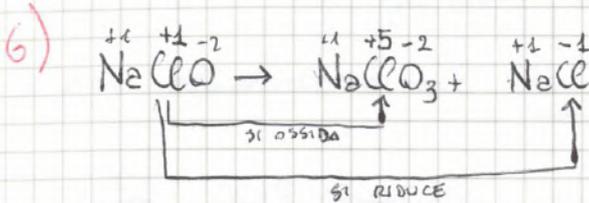
30 H



Mn: $+4 \rightarrow +6 \quad \Delta n = 2 \uparrow \quad \times 2$

O (O₂): $0 \rightarrow -2 \quad \Delta n = 2 \downarrow \times 2 = 4 \downarrow$

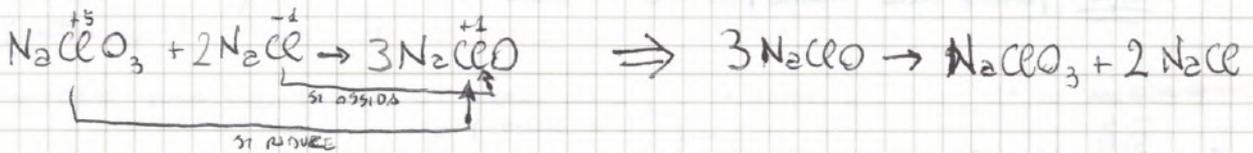
SI CONSIDERA LA VARIAZIONE
MOLTIPLICATA X IL NUM DI
VALTE CHE COMPARE L'ELEMENTO
A SX



DISMUTAZIONE
o
DISPROPORZIONAMENTO

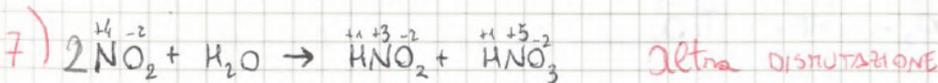
visto che $A = B \Leftrightarrow B = A$

bilancio

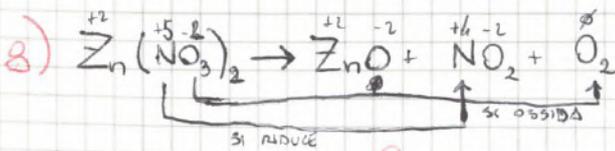


NaClO₃: $+5 \rightarrow +1 \quad \Delta n = 4 \downarrow$

NaCl: $-1 \rightarrow +1 \quad \Delta n = 2 \uparrow \quad \times 2$

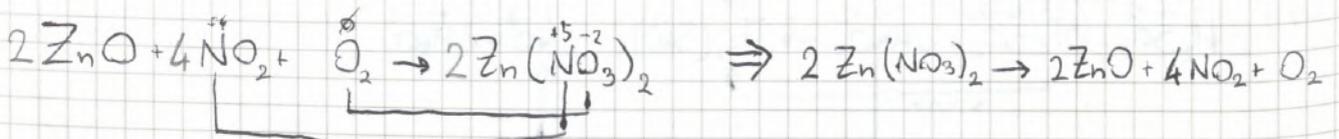


NO₂ ANIDRIDE NITROSO-NITRICA



Anche qua ho riducente
e ossidante nella
stessa molecola!

CAPOVOLGA:



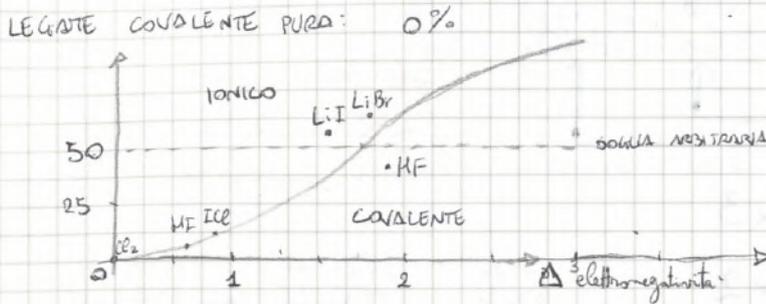
N: $+4 \rightarrow +5 \quad \Delta n = 1 \uparrow \quad \times 4$

O₂: $0 \rightarrow -2 \quad \Delta n = 2 \cdot 2 \downarrow = 4 \downarrow$

31 M

Percentuale del carattere ionico del legame covalente.

$$\frac{\mu_{\text{spesim. AB}}}{\mu_{\text{ionico A}^+\text{B}^-}} \times 100$$



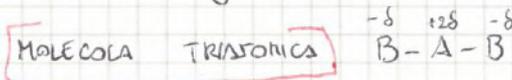
- Tutti gli alogenuri di metalli alcalini non sono completamente ionici, se non allo stato solido.

ALOEENURI DI IODATIENS	%
HF	45
HCl	17
HBr	12
HI	5

SE CRESCE IL NUM ATOMICO
DECRESCO %, INCISS ANCHE μ

GEOMETRIA DELLE MOLECOLE & μ

da 3 atomi in su μ dipende dalla geometria molecolare, perché con + legami ho una combinazione di vettori μ_i

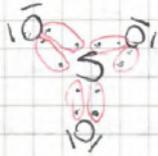
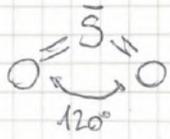


a) lineare $\text{B}^{\ominus}=\text{A}^{\oplus}=\text{B}^{\ominus}$ il baricentro delle cariche positive = baricentro cariche negative
 $\Sigma \mu_i = 0$

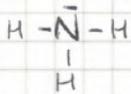
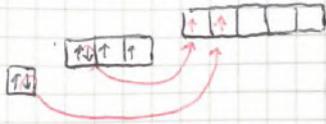
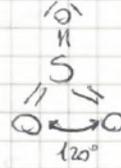
b) ad angolo $\neq 180^\circ$

$\Sigma \mu_i \neq 0$

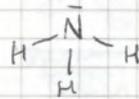
La geometria delle molecole è **FONDAMENTALE**
↳ (ANGOLI e dist. di legame)



3 COPPIE ⇒ α = 120°



4 coppie ⇒

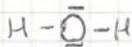


α < 109,5°

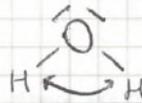
IL DOPIETTO NON CONDIVISO RESPINGE DI PIÙ



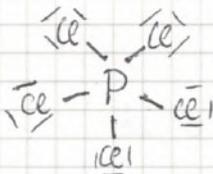
l'angolo diminuisce



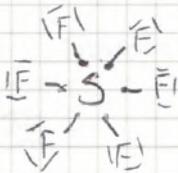
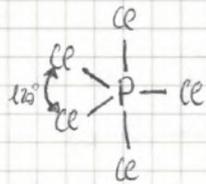
4 coppie ⇒



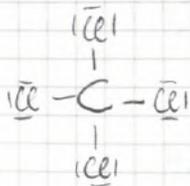
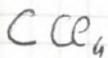
UNICO ANGOLO DI LEGAME ~ 104° < α NH₃ < 109°



⇒



⇒



⇒

TETRAEDRO REGOLARE, α = 109°

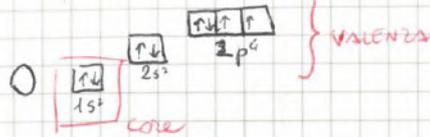
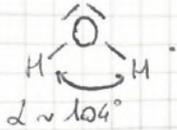
OSSERVAZIONI:

- CCl₄ è apolare, CH₄ è ^{apolare} non polare, ma LA MOLECOLA È SIMMETRICA ⇒ μ = 0 in entrambi i casi
- CO₂ [O=C=O] μ = 0
- in H₂O ho μ molto grande, ANK X LE COPPIE NON CONDIVISE. IDER X NH₃

MODELLO Valence Bond (VB)

↳ LEGAME DI VALENZA

Es:



Però i legami con gli idrogeni sono degli orbitali p, gli altri 2 doppietti sono 1 orbitale s e uno p

L'orbitale p si sovrappone a quello 1s dell'idrogeno



α dovrebbe essere 90°

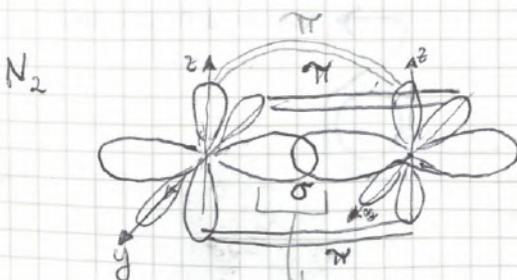
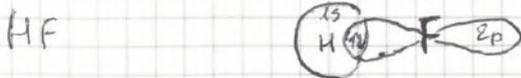
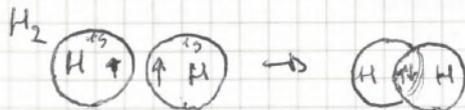
⇒ LA DESCRIZIONE DEL LEGAME COME SEMPLICE SOVRAPPOSIZ. NON FUNZIONA.

Il modello VB ci dice che non si usano i vecchi orbitali, ma abbiamo orbitali nuovi.

gli ORBITALI atomici dei 2 atomi legati si sovrappongono e gli elettroni da essi descritti sono ATTRATTI DA ENTRAMBI I NUCLEI. 2 e⁻ sono INDISTINGUIBILI TRA LORO

LEGAME COVALENTE ^{c'è una} regione di sovrappos. di orbitali occupata da 2 e⁻
 2 orbitali ospitano al max 2 e⁻ con $\uparrow\downarrow$ spin antiparalleli
 maggiore è la sovrapposiz., + forte è il legame

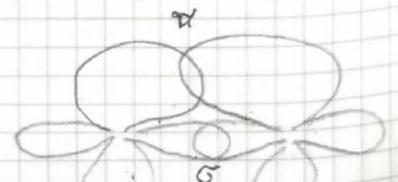
MOLECOLE BIATOMICHE



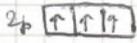
L'ASSE x è a convenzione quello dei nuclei

2σ legami è FORTE + FORTE

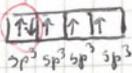
2π sono legami molto + deboli



38 M



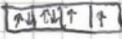
N isolato



N ibridato

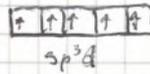
GEOMETRIA
TETRAEDRICA

non devono per forza essere solo sp^3
 può anche non essere la promozione di un e^- a livello maggiore.



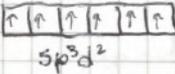
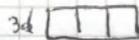
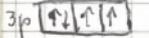
forma tetraedrica

sp^3d



BIPIRAMIDE
TRIGONALE

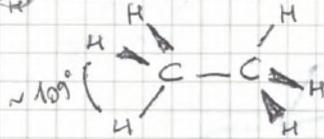
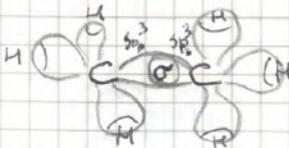
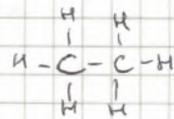
sp^3d^2



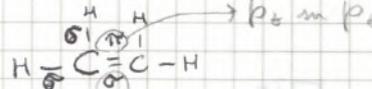
OTTAEDRICA

Legami doppi e tripli

Etano:



Etilene



GEOMETRIA
PLANARE

Il doppio legame rende + reattivo l'etilene, perché ha la possibilità di rompere un π , che è + debole, per formare nuovi legami.

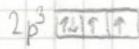
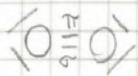
IBRIDAZ. IN ALCUNI OSSIAIDI

H_3PO_4	sp^3	HNO_3	sp^2
$HClO_4$	"	Ossicido pesante - legami σ da, perciò non $3 sp^2$	
$HClO_3$	"		
$HClO_2$	"		

LEGAME COVALENTE nel MODELLO MO

VB non spiega il PARAGNETISMO dell'ossigeno.

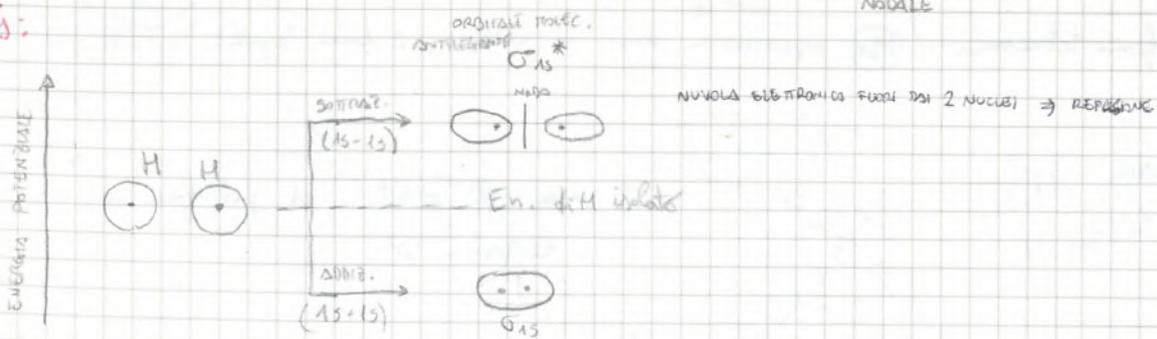
ORBITALI MOLECOLARI



TEMI CENTRALI IN MO

- gli e^- in una MOLECOLA sono descritti da **orbitali molecolari** a più nuclei
- la combinazione delle funzioni d'onda ^{degli orbitali} produce le funz. d'onda degli orbitali molecolari (MO)
 - combinate positive MO legante (alta densità elett.)
 - combinate negative MO antilegante (zona a densità elett. nulla)

Es:



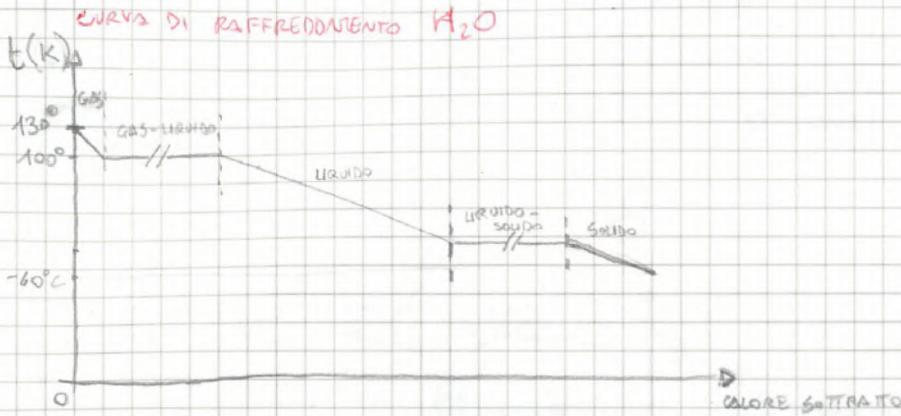
DIAGRAMMA



ORDINE DI LEGAMIE:
$$\frac{(Tot. e^- \text{ negli ORB. LEG.}) - (Tot. e^- \text{ negli ORB. ANTILEG.})}{2} = \frac{2 - 0}{2} = 1$$

(42)M

INTERAZIONI INTERMOLECOLARI



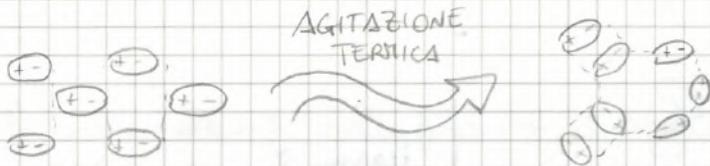
INTERAZIONI DI Van der Waals

- dipolo-dipolo
- ecc.

} da pochi a qualche decina di KJ/mol

LEGATE A IDROGENO

DIPOLO-DIPOLO



$$E_{or} \propto -\frac{\mu_1 \mu_2}{r^6}$$

ORIENTAMENTO → $\mu_1 \mu_2$
 MOMENTO DI DIPOLO → μ_1, μ_2
 DISTANZA → r

IL CALORE DI VAPORIZZAZ. SERVE A VINCERE QUESTA ENERGIA

DIPOLO-DIPOLO INDOTTO



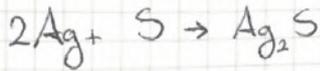
$$E_{ind} \propto -\frac{\alpha_2 \mu_1}{r^6}$$

INDUZIONE → α_2
 POLARIZZABILITÀ → α_2 (cresce al crescere del num. di e⁻ → cresce con il peso)

Nei dipoli permanenti l'effetto induttivo incrementa un pochino l'attra. dipolo-dipolo

Se cresce μ cresce E di interazione ⇒ cresce temp. eb.

Es. sui rapporti ponderati



10,0 g di Ag

g di $\text{Ag}_2\text{S} = ?$

1,0 g di S

1. VOGLIO LE moli!

Ag: $PR = 107,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$\text{mol di Ag} = \frac{10,0 \text{ g}}{107,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,093 \text{ mol}$$

S: $PR = 32,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$\text{mol di S} = \frac{1,0 \text{ g}}{32,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,031 \text{ mol}$$

2. CERCO IL REAGENTE LIMITANTE

(a meno che non mi dicano che un reagente è in eccesso [mol dire che ne ho ∞ moli])

Per consumare tutto Ag quante moli di S mi occorrono?

$$\frac{0,093 \text{ mol}}{2} = 0,0465 \text{ mol} > 0,031 \text{ mol}$$

⇒ S in DIFETTO!

Potrei anche partire da S:

$$\text{Per consumare S mi occorrono } 0,031 \times 2 \text{ mol} = 0,062 \text{ mol di Ag} < 0,093 \text{ mol}$$

Ag in eccesso, S in difetto

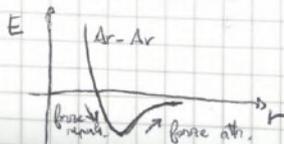
3. STECHIOMETRIA con IL LIMITANTE

$$\Rightarrow 0,031 \text{ mol di } \text{Ag}_2\text{S}$$

$$0,031 \text{ mol} \cdot PR(\text{Ag}_2\text{S}) = m \text{ g}$$

È rimasto nell'ambiente di reazione un po' di Ag: $0,093 \text{ mol} - 0,062 \text{ mol}$

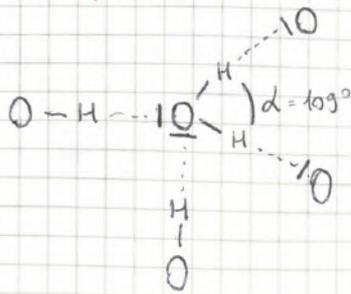
$$E_{\text{inter}} = E_{\text{or}} + E_{\text{ind}} + E_L + C \cdot r^{-n}$$



↳ TERMINI POSITIVO (REPULSIVO) SIGNIFICATIVO SOLO A PICCOLISSIMA DISTANZA, cioè r molto piccolo ($n \in [9, 12]$), QUANDO LE NUVOLE ELETTRONICHE SONO COSÌ VICINE DA

Nell'acqua il solido è meno denso

H₂O è BISTABILE



COSI' SI FORMANO DEGLI ESAGONI IRREGOLARI CHE MANTENGONO LE MOLECOLE A UNA CERTA DISTANZA.

Allo stato fuso la **DISPERSSIONE AGITAZ. TERMICA** mette in disordine queste molecole e l'effetto è una RIDUZIONE DEL VOLUME OCCUPATO.

I GAS

- BASSISSIMA VISCOSITA' (POCA RESISTENZA AL LORO SCARICAMENTO)
- ALTAMENTE COMPRESSIBILI (PANCHE)
- VOLUME VARIA CON PRESSIONE E TEMPERATURA
- PRESSIONE SULLE PARETI DEL CONTENITORE
- COMPLETAMENTE MISCELIBILI

MODELLO DEL GAS PERFETTO o IDEALE

- * MOLECOLE PUNTIIFORMI
- * INTERAZ. MOLECOLARI NULLE
- * URTI PERFETTAMENTE ELASTICI (E.C. si conserva)

TUTTO IL VOLUME DEL RECIPIENTE È A DISPOSIZIONE, LE MOLECOLE NON SI INCRUCIANO

MOTO RETTILINEO UNIFORME DELLE PARTICELLE

Così possiamo definire il gas in base a 4 VARIABILI

- n (mol)
- p (atm)
- T (K)
- V (L)

1 atm = 760 mmHg = 760 TORRCELLI

STP: 0°C e 1 atm
 ⇒ V = 22,4 L per ogni mol.

He	N ₂	O ₂
1 mol	1 mol	1 mol
1 atm	1 atm	1 atm
0°C	0°C	0°C
22,4 L	22,4 L	22,4 L
4,003 g	28,02 g	32,00 g
0,179 g/L	1,25 g/L	1,43 g/L

VOLUME MOLARE

PERCIO' NON SI INTERESSA

LA NATURA CHIMICA DELLA PARTICELLA, cambia solo la massa.

(48) M

IN UNA MISCELA DI GAS CONSIDERO $n = n_1 + n_2 + n_3 \dots$

PRESSIONE PARZIALE: pressione che un componente di una miscela avrebbe se occupasse da SOLO l'intero volume occupato dalla miscela alla stessa temperatura.

LEGGE DI DALTON

$$p = (p_1 + p_2 + p_3)$$

$$\left. \begin{array}{l} p_1 V = n_1 RT \\ p_2 V = n_2 RT \\ p_3 V = n_3 RT \end{array} \right\} \underbrace{(p_1 + p_2 + p_3)}_{\text{però valgono } p} = (n_1 + n_2 + n_3) \frac{RT}{V}$$

Per esprimere la composizione di una miscela:

FRAZIONE MOLARE

$$\chi = \frac{n_{\text{un componente}}}{n_{\text{TOT.}}}$$

$$\frac{p_1 V}{p V} = \frac{n_1 RT}{(n_1 + n_2 + n_3) RT} \Rightarrow \boxed{p_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3} = p \chi_1} \xrightarrow{\text{DALTON}} p_i = p_{\text{TOT.}} \cdot \chi_i$$

PERCENTUALE IN VOLUME:

$$\boxed{\%_{V_1} = \frac{V_1}{V} \cdot 100 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3} \cdot 100 = \chi_1 \cdot 100}$$

Es: aria 21% $O_2 \rightarrow \chi_{O_2} = 0,21$
 78% $N_2 \rightarrow \chi_{N_2} = 0,78$
 1% $Ar \rightarrow \chi_{Ar} = 0,01$

↗ cioè se ho 1 mole di miscela ho 0,21 mol di O_2

PERCENTUALE IN PESO

$$\boxed{\%_{m1} = \frac{m_1}{m} \cdot 100}$$

$$PV = \frac{2}{3} N \epsilon = \frac{2}{3} E_{\text{trans}} \quad (\text{m. cinet. transl. MEDIA per mole})$$

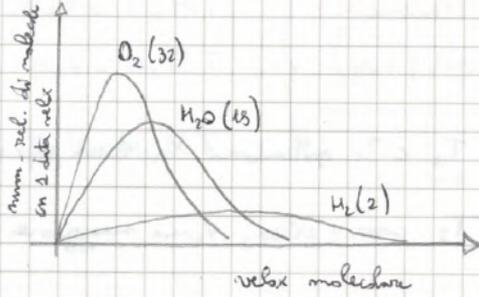
$$PV = RT$$

$$\Rightarrow E_{\text{trans}} = \frac{3}{2} RT$$

E_{trans} dipende solo da T e non dal tipo di gas!

$$E_{\text{trans}} = 0 \quad \text{se } T = 0$$

RELAZIONE TRA MASSA MOLEcolare & VELOCITA' MOLEcolare



I GAS + LEGGERI SONO MOLTO + VELOCI
perché $\epsilon = \frac{1}{2} m \bar{v}^2$

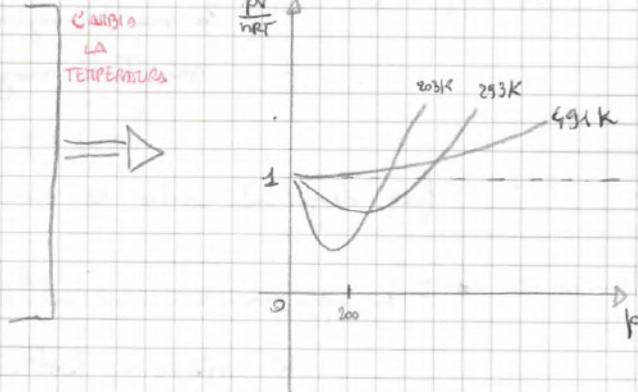
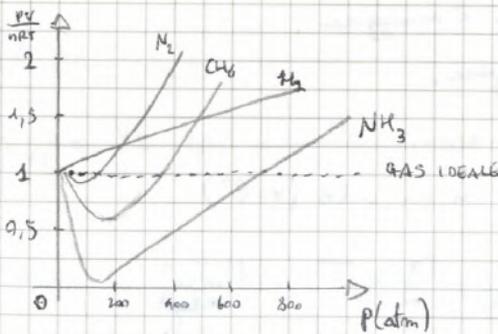
Per questo nella nostra atmosfera abbiamo GAS PESANTI con velox non suff. per scappare.

DEVIAZIONI DAL GAS PERFETTO

COMPRESSIONE

$\frac{PV}{nRT}$ = rapp. di comprimibilità.

Nei gas ideali vale sempre 1

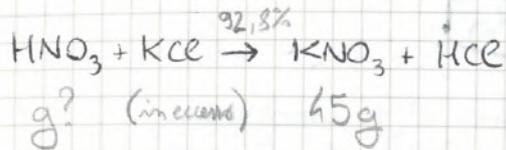


OGNI GAS HA LA SUA CURVA

H_2 e He salgono sempre, gli altri fanno così: ✓

ESERCITAZIONE:

- 1) Calcola i g di HNO_3 al 20% di peso necessari per produrre 45g di KNO_3 partendo da KCl, sapendo che la resa della reazione è 92,8%.



PM(KNO_3) = ... = 101 g/mol

mol(KNO_3) = $\frac{45\text{g}}{101\text{g/mol}} = 0,44\text{ mol} = \text{mol}(\text{HNO}_3)$

PM(HNO_3) = 63 g/mol

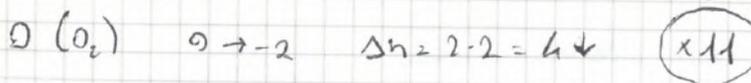
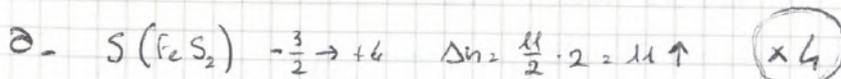
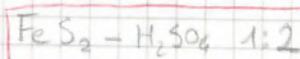
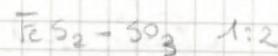
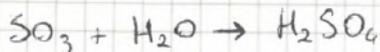
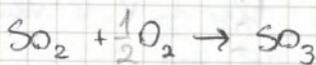
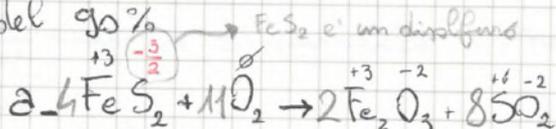
g(HNO_3) = $0,44\text{ mol} \cdot 63\text{g/mol} = 28\text{g}$

PUREZZA $28\text{g} : 20 = x : 100$ $x = \frac{2800\text{g}}{20} = 140\text{g}$

INOLTRE:

RESA $140\text{g} : 92,8 = y : 100$ $y = \frac{140 \cdot 100\text{g}}{92,8} = 151\text{g}$

- 2) Calcolare quanti L di H_2SO_4 al 65% di peso (d = 1,55 g/mL) si possono ottenere da 100 kg di pirite (FeS_2), assumendo nel processo di sintesi una resa complessiva del 90%.



PM(FeS_2) = 120 g/mol

mol(FeS_2) = $\frac{100000\text{g}}{120\text{g/mol}} = 833\text{ mol}$ mol(H_2SO_4) = $833\text{ mol} \cdot 2 = 1666\text{ mol}$

RESA:

$1666 : 100 = x : 90$

$x = \frac{1666 \cdot 90}{100} = 1500\text{ mol}$

→ VA BENE SIA IN MOL CHE IN g, MA LA PUREZZA SI FA SOLO IN GRAMMI!

54M

$\text{mol}(P) = 0,30 \text{ mol}$

RESA: $75:100 = 0,30 : X \quad X = \frac{30}{75} = 0,4 \text{ mol}$

$\text{PM}(P) = 30,97 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$g(P) = 30,97 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,4 \text{ mol} = 12,39 \text{ g}$

$12,39 \text{ g} : 95 = X : 100$

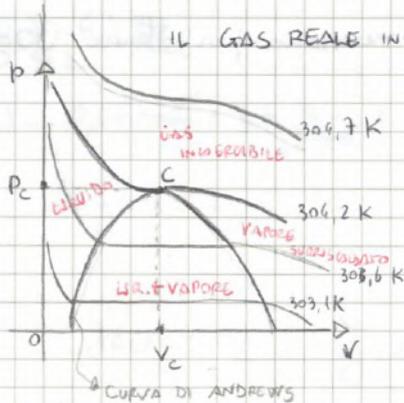
$X = \frac{1239 \text{ g}}{95} = 13,04 \text{ g}$

CONTINUA DA PAG. 53

LIQUEFAZIONE DEI GAS

IL GAS IDEALE NON LIQUEFA MAI,

IL GAS REALE INVECE SÌ.



- IL LIQ. È POCCHISSIMO COMPRESSIBILE.
- A $T > T_c$ CI VOLE UNA P. MAGGIORE A OTTENERE LA LIQUEFAZIONE.
- IL GAS NON PUÒ ESSERE LIQUEFATTO, PERCHÉ È SOPRA LA TEMPERATURA CRITICA

L'isoterma passante per C corrisponde al PUNTO CRITICO della temperatura.

IN REALTÀ LA CURVA SOPRA LA TEMP. CRITICA E SOPRA p_c È UN FLUIDO SUPERCRITICO che si comporta + come un liquido che come un gas, e' pochissimo comprimibile.

MAGGIORI SONO LE INTERAZ. MOLECOLARI, MAGGIORE È LA TEMP. CRITICA

⇒ OGNI SOSTANZA HA LA SUA Temp. critica e P_c

In generale chiamiamo GAS le sostanze che si trovano sopra LA TEMP. CRITICA a T_c condiz. normali.

I LIQUIDI

- di solito densità < di ros dei solidi
- si espandono poco al crescere di T
- ISOTROPI (stessi valori di una grandezza fisica in tutte le direzioni)
- diffondono (+ lentamente dei gas)

SOLIDO & LIQUIDO sono FASI CONDENSATE

56 M

⇒ LE MOLECOLE SUPERFICIALI HANNO UN COMPORTAMENTO DIVERSO

All' **EBOLLIZIONE** T rimane costante finché non ho più liquido.

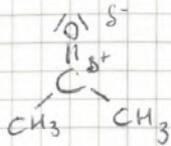
Il calore è usato per rompere i legami intermolecolari.

L' evaporaz. a temp. ambiente arriva fino a esaurimento liquido per
 che ho a disposizione $V = \infty$ o comunque V molto grande

+ ALTA È LA TENSIONE DI VAPORE, + BASSA È LA TEMP. DI EBOLLIZIONE

Per avere H_2O liq. a + di $100^\circ C$ basta aumentare la pressione.

Δ CETONE

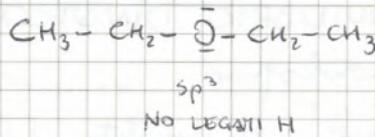


IBRIDAZ. sp^3

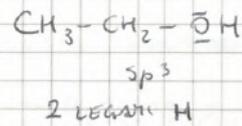
NO LEGAMI H

SOLO INTERAZ. DIPOLO-DIPOLO

ETERE



ALCOL ETILICO



sp^3

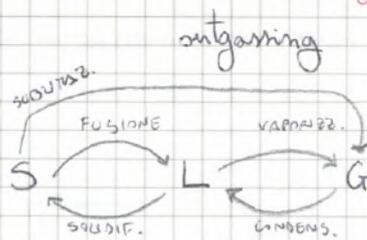
4 LEGAMI H

PASSAGGIO LIQUIDO-SOLIDO:

ΔH solidificaz. $\neq 0$ se passo da liq. a solido.

Esiste una TENSIONE DI VAPORE anche per i SOLIDI!

di sublimaz.



← endotermici

← esotermici
endotermici

$$\Delta H_{\text{sub.}} = \Delta H_{\text{fus}} + \Delta H_{\text{vap}}$$

→ vale sempre la Clausius Clapeyron con ΔH_{sub}
 INTERAZ. MOLECOLARI o LEGAMI CHIMICI
 Ca NO TENSIONE NOSTRA MAGGIORAZ. DI UN OSSIDO
 CO₂ SUBLIMA A TEMP. AMBIENTE.

SOLIDI CRISTALLINI

- **REGOLARITÀ DELLA FORMA GEOMETRICA** (facce e angoli definiti), conseguenza dell'ordine microscopico e della condiz. di forma.
- **ANISOTROPIA**: diverse proprietà al variare della direz.

Classificazione:

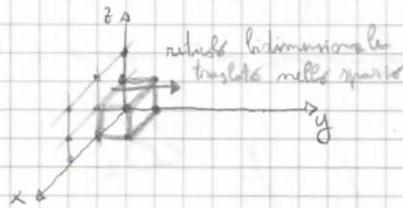
SOLIDO	PARTICELLE	LEGAME / INTERAZ.	es.
IONICO	IONI	IONICO	NaCl
METALLO	ATOMI	METALLICO	Cu
COVALENTE (e reticolare)	ATOMI	COVALENTE (tipi e molecole giganti)	SiO ₂ (quarzo)
MOLECOLARE	ATOMI (GAS MOBILI) MOLECOLE	INTERMOLECOLARE	H ₂ O (ghiaccio)

INTERAZ. DEBOLI (legami H & Van der Waals)

Reticolo cristallino

UN MOTIVO RIPETUTO NELLO SPAZIO

↳ LEGATO ALLA DISPOSIZIONE DELLE MOLECOLE



NEI METALLI I **NODI** DEL RETICOLO SONO **ATOMI**, ma in altri casi possono essere solo **pti. gli** simmetria

Le **CELLE ELEMENTARI** condividono facce, spigoli e vertici

ESISTONO SETTE SISTEMI CRISTALLOGRAFICI

CUBICO

$$a=b=c$$

$$\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$$



TETRAGONALE

$$a \neq b \neq c$$

$$\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$$



ORTOROMBICO

$$a \neq b \neq c$$

$$\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$$



ESAGONALE

$$a \neq b \neq c$$

$$\alpha=\beta=90^\circ$$

$$\gamma=120^\circ$$

ECC. fino al **TRICLINO**
(TUTTO DIVERSO)

ESERCITAZIONE SUI GAS

1) Calcolare il volume occupato a -125°C e $P = 12,8 \text{ atm}$ da una data quantità di gas che occupa in condizioni normali un volume di $0,530 \text{ L}$

$$\begin{cases} T = 273 \text{ K} \\ P = 1 \text{ atm} \end{cases}$$

T_1 P_1 V_1 NOTI $\leadsto T_2 = 148 \text{ K}$ $P_2 = 12,8 \text{ atm}$ $V_2 = ?$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad n \cdot R = \text{cost.}$$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \cdot \frac{T_2}{P_2} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,530 \text{ L} \cdot 148 \text{ K}}{273 \text{ K} \cdot 12,8 \text{ atm}} = \underline{0,022 \text{ L}}$$

2) $3,945 \text{ g}$ di un gas occupano un volume di $4,136 \text{ mL}$ a $p = 722 \text{ Torr}$ e $T = 75,0^{\circ}\text{C}$. Determinare il peso molecolare del gas, assumendolo CO_2 me ideale.

$V = 4,136 \text{ L}$

$722 \text{ Torr} : X = 760 \text{ Torr} : 1 \text{ atm}$

$T = 348,0 \text{ K}$

$p = \frac{722}{760} \text{ atm}$

$$PV = nRT \rightarrow PV = \frac{m}{PM} RT \rightarrow PM = \frac{mRT}{PV}$$

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

Poi sostituirò g/mol con una

$$PM = \frac{3,945 \text{ g} \cdot 0,0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 348,0 \text{ K}}{0,95 \text{ atm} \cdot 4,136 \text{ L}} = 28,7 \text{ g/mol}$$

\Rightarrow Peso Molec = $28,7$ uma

3) X LA DENSITA':

$PV = nRT$

$PV = \frac{m}{PM} RT$

$PV = \frac{dV}{PM} RT$

$d = \frac{P \cdot PM}{RT}$

NON SERVONO
NE' MASSA NE' VOLUME!

Calcolare P_{Molec} di un gas A sapendo che la sua densità a $25,3^{\circ}\text{C}$ e $P = 0,938 \text{ atm}$ vale $1,024 \text{ g/L}$

$$PM = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,024 \text{ g/L} \cdot 0,0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25,3 + 273) \text{ K}}{0,938 \text{ atm}} = 26,7 \text{ g/mol}$$

$P_{\text{Molec}} = 26,7$ uma

②M

USO IL PESO MOLARE MEDIO \overline{PM}

↳ miscele x c.s. x calcolo d della miscela

in 1 mol di miscela ho:

0,30 mol N_2

0,50 mol CO_2

0,20 mol O_2

$$\overline{PM} = 0,30 \cdot PM_{N_2} + 0,50 \cdot PM_{CO_2} + 0,20 \cdot PM_{O_2} = 0,30 \cdot 28 \frac{g}{mol} + 0,50 \cdot 44 \frac{g}{mol} + 0,20 \cdot 32 \frac{g}{mol} = 28,8 \frac{g}{mol}$$

$$n = \frac{100g}{28,8 \frac{g}{mol}} = 3,47 \text{ mol}$$

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{3,47 \text{ mol} \cdot 0,0821 \frac{K \cdot atm}{mol \cdot K} \cdot (273+27)K}{10L} = 8,55 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow P_{N_2} = X_{N_2} \cdot P_{TOT} = 0,30 \cdot 8,55 \text{ atm} = 2,57 \text{ atm}$$

$$P_{CO_2} = X_{CO_2} \cdot P_{TOT} = 0,50 \cdot 8,55 \text{ atm} = 4,28 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = X_{O_2} \cdot P_{TOT} = 0,20 \cdot 8,55 \text{ atm} = 1,71 \text{ atm}$$

8) Calcolare la P_{TOT} esercitata da 10,5g di H_2 e $7,02 \cdot 10^{22}$ molecole di azoto in un $V = 40,5L$ a $T = 18,5^\circ C$

9) In un recipiente di 10L sono introdotti 15g di O_2 e una quantità di N_2 tale da occupare a $40^\circ C$ e $p = 722 \text{ mmHg}$ un volume di 4L. Calcolare P_{TOT} a $20^\circ C$

$$n_p = n_a + n_n \quad n = \frac{N_p}{N_A}$$

$$n(N_2) = \frac{7,02 \cdot 10^{22}}{6,022 \cdot 10^{23}} \text{ mol} = 0,12 \text{ mol}$$

$$n(O_2) = \frac{15g}{32 \frac{g}{mol}} = 0,47 \text{ mol}$$

$$n(H_2) = \frac{10,5g}{(1,008 \cdot 2) \frac{g}{mol}} = 5,21 \text{ mol}$$

$$n_{TOT} = 5,33 \text{ mol}$$

$$P_{TOT} = \frac{nRT}{V} = \frac{5,33 \text{ mol} \cdot 0,0821 \frac{K \cdot atm}{mol \cdot K} \cdot (273+18,5)K}{40,5L} = 3,15 \text{ atm}$$

9)

$$P_1 V_1 = n R T_1 \quad n_{N_2} = \frac{722 \text{ atm} \cdot 4L}{0,0821 \frac{K \cdot atm}{mol \cdot K} \cdot (273+40)K} = 0,15 \text{ mol}$$

(64) M

SOLIDI COVALENTI (o RETICOLARI)

DISTANZA C legato a altri 4 C ibridat. sp^3

CUBICA A FACCE CENTRATE + TETRAEDRO

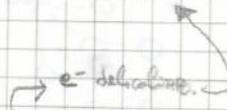
$$TOT = 8 \text{ ATOMI / CELLA}$$

ISOLANTE ELETTRICO, ELETTR. TUTTI IMPEGNATI IN LEGAMI σ , CHE LO RENDONO DURISSIMO.
 È TRASPARENTE KK NM CI SONO ELETTR. DELOCALIZZATI \rightarrow OPACITÀ!

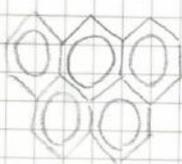
GRAFITE

ADDIRITTURA SI STALDA, ASSORBE E RIFLETTE, ^{LA LUCE} CONDUCE L'ELETTRICITÀ

ibridat. sp^2



ANELLI ANALOGHI A QUELLI DEL BENZENE



ANELLI BENZENICI
CONDENSATI

AL POSTO DEGLI H HO C DI ALTRI ANELLI

1 FOGLIO PIANO (GRAFENE) BIDIMENSIONALE IMPACCATO CON ALTRI, SONO TENUTI INSIEME DALLE FORZE DI

LONDON INTERAZ. DEBOLI, TRA SOLIDI MOLTO ESTESI.

\rightarrow ecco perché si sfalda LUNGO I PIANI GRAFENICI

SIMILE DIAMANTE E GRAFITE MAURO

Temp. di fusione, BISOGNA IN OGNI CASO ROMPERE I LEGAMI COVALENTI TRA I C

DIFETTI NEI RETICOLI DEI SOLIDI

\rightarrow es. LEGHE, che sono SOLUZIONI SOLIDE

- negli interstizi ho piccoli atomi (B, C) che non entrano niente (acciaio, Fe e C)
- SOSTITUISCO certi atomi con altri (ottone, Cu e Zn)

SE SUPERO IL LIVELLO DI SOLUBILITÀ AVRO' PRECIPITATI DI CARBONIO (GHISA) \rightarrow elongata

\rightarrow DIFETTI DI PUNTO

VACANZA ANIONICA o CATIONICA

\Rightarrow gli ioni possono spostarsi da una vacanza all'altra, diffondendosi.

(66)M

SOLUZIONI

IL SIMILE SCIOLVE IL SIMILE

↳ TIPI SIMILI DI FORZE INTERMOLECOLARI

SOLVENTE: in maggior quantità SOLUENTE

SOLUTO: in minor "

Le interazioni SOLUTO-SOLUTO & SOLVENTE-SOLVENTE sono sostituite da interazioni SOLUTO-SOLVENTE (l'energia delle interaz. deve essere confortabile)

x es. H₂O scioglie sostanze polari che possono formare legami idrogeno.

idrofoba e lipofila
ALCOHOLI:
 METANOL
 (CH₃OH) → idrofila

ETANOL
 CH₃CH₂OH

PROPANOL
 CH₃(CH₂)₂OH

BUTANOL

SOLUBILITÀ IN H₂O

∞

∞

∞

1,1

SCENDE

SOLUBILITÀ IN ESANO (APOLARE)

1,2

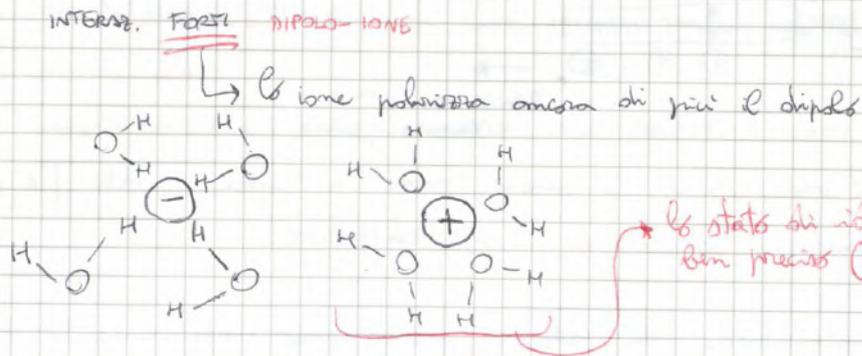
∞

∞

∞

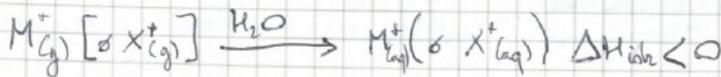
SALE

SOLUZ. CON COMPOSTI IONICI



Queste interaz. competono con le interaz. interne al solido, che si SCIOLGONO

Solvatazione: processo ESOTERMICO di riaggiungimento da parte dell'acqua del solvente



ΔH_{idr} è legata alla densità di carica dello ione, carica riferita al suo volume (rapp. carica/volume)

più piccola è l'energia di idratazione, più grande è l'INTERAZ. COULOMBIANA

(68) M

SCIOLGERE UN GAS IN UN LIQUIDO

Si portano le molecole del gas alla SOLVATAZIONE (legame DIPOLO - DIPOLO INDOTTO)

La SOLUBILITÀ del gas dip. dalla p. parziale del gas sulla soluzione
 ↳ concentraz. della soluz. satura

LEGGE DI HENRY

$$S_{\text{gas}} = K_H \cdot P_{\text{gas}}$$

↳ *solubilità* ↳ *cost. di Henry, varia x ogni gas*

SE NEL NOSTRO CORPO ~~ABBASSIAMO~~ p. TROPPO IN FRETTA, C'È UN BRUSCO PASSAGGIO DA SOLUZIONE A GAS DELL'ARIA NEL SANGUE ⇒ SI CREA UN EMBOLO

TRA 2 SOSTANZE APOLARI AVRO' INTERAZ. DISPERSIVE

TRA 1 SOST. POLARE E 1 APOLARE DIPOLO - DIPOLO INDOTTO

1 SOST. IONICA IN 1 POLARE O APOLARE IONE - DIPOLO INDOTTO

MOLARITÀ (M)

$$\frac{\text{mol di soluto}}{L \text{ di soluzione}}$$

MOLALITÀ (m)

$$\frac{\text{mol di soluto}}{\text{Kg di SOLVENTE}}$$

PARTI IN MASSA

$$\frac{g \text{ soluto}}{g \text{ soluz.}}$$

↳ meglio usare la massa se varia Temp. e non il volume, che è influenzato da T.

PARTI IN VOLUME

$$\frac{V \text{ soluto}}{V \text{ soluz.}} \quad (\text{LIQUIDI})$$

FRAZ. MOLARE (X)

$$\frac{\text{mol soluto}}{\text{mol solvente} + \text{mol soluto}}$$

ELETTROLITI e NON ELETTROLITI

SISSA CONCENTRAZ.

 NaCl(aq)

COMPETAMENTE DISSOCIATO

1M NaCl
Na+ 1M Cl- 1M

 CH3COOH(aq)

CH3-C(=O)-OH *acido acetico*

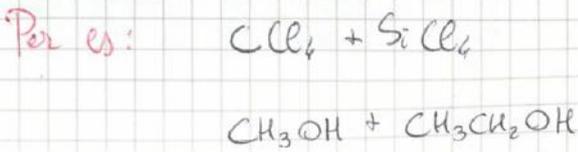
CH3COOH(aq) + H2O <=> CH3COO- + H+
 ↳ ACETO ↳ meglio: H3O+ (non è una ione solvatato)

 (CH3)2CO(aq)

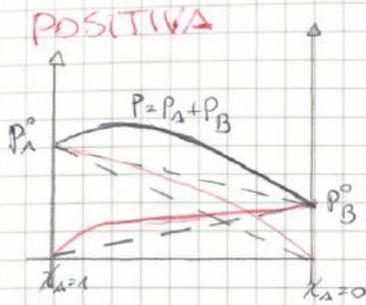
CH3-C(=O)-CH3

NO IONI,
 L'ACETONE RIMANE MOLECOLA,
 CHE LO ZUCCHERO

70 M



DEVIAZIONI DALLA IDEALITÀ:

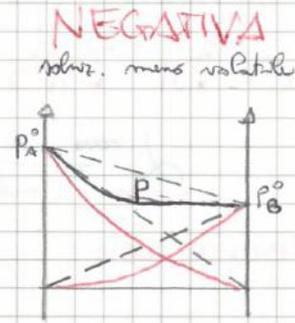


$H_2O + Alcol etilico$

→ L'UNA PERDE INTERAZ. IDROGENO, L'ALTRA INTERAZ. DIFILE

ENDOTERMICA $\Delta H_{soluz} > 0$
 $E_{inter A-B} < E_{inter B-B}, E_{inter A-A}$

⇒ $T_{eb.} + bassa$



$H_2O + acido (cloridrico, solforico, ...)$

$\Delta H_{soluz} < 0$

$E_{inter A-B} > E_{inter B-B}, E_{inter A-A}$

$T_{eb.} + alta$

L' H_2O ha sempre sete

SE NO ESOTERMICA ESPULSIVA

SOLVENTE + SOLUTO NON VOLATILE



SOLVENTE con SOLUTO



SOLO SOLVENTE

Tens. di vapore DIMINUISCE

Raoult

$$P_{soluz.} = X_{soluto} P_{soluto}^{\circ} + X_{solvente} P_{solvente}^{\circ}$$

$$\Rightarrow P_{soluz.} = X_{solvente} P_{solvente}^{\circ} = (1 - X_{soluto}) P_{solvente}^{\circ}$$

↳ TENDE A ZERO SE HO SOLU. DILUITA (X_{soluto} bassa) e P_{soluto}° bassa

sempre < 1

⇒ $P_{soluz.} < P_{solvente}^{\circ}$!

$$P_{soluz.} = P_{solvente}^{\circ} - X_{soluto} P_{solvente}^{\circ}$$

$$\frac{P_{solvente}^{\circ} - P_{soluz.}}{P_{solvente}^{\circ}} = X_{soluto} P_{solvente}^{\circ}$$

$$X_{soluto} = \frac{P_{solvente}^{\circ} - P_{soluz.}}{P_{solvente}^{\circ}}$$

ADDASSAMENTO RELATIVO DELLA TENSIONE DI VAPORE

$$\frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{solvente}} = \frac{P_{solvente}^{\circ} - P_{soluzione}}{P_{solvente}^{\circ}}$$

↳ dip. solo da n, non dalla specie chimica

(72) M

LEGGE DI RAOULT PER SOLUTI NON VOLATILI

2) Calcolare la molarità di una soluz. ottenuta mescolando volumi uguali di una soluz. al 30% p di H_2SO_4 ($d = 1,218 \text{ g/mL}$) e una soluz. al 70% p di H_2SO_4 ($d = 1,610 \text{ g/mL}$). Se la d della soluz. ottenuta vale $1,425 \text{ g/mL}$, calcolare la molarità e la fraz. molare.

$$\text{SOLUZ. 1} \quad 30\% \text{ p} \quad 1,218 \text{ g/mL}$$

$$\text{SOLUZ. 2} \quad 70\% \text{ p} \quad 1,610 \text{ g/mL}$$

$$\text{Prendo } V_1 = V_2 = 100 \text{ mL}$$

$$g_{\text{soluz. 1}} = 1,218 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 100 \text{ mL} = 121,8 \text{ g}$$

$$g_{\text{soluz. 2}} = 1,610 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 100 \text{ mL} = 161,0 \text{ g}$$

$$g_{H_2SO_4, 1} = \frac{3}{10} \cdot 121,8 \text{ g} = 36,54 \text{ g}$$

$$g_{H_2SO_4, 2} = \frac{7}{10} \cdot 161,0 \text{ g} = 112,7 \text{ g}$$

$$g_{\text{TOT SOLUTO}} = 149 \text{ g}$$

$$g_{\text{SOLVENTE 1}} = 121,8 \text{ g} - 36,54 \text{ g} = 85,26 \text{ g}$$

$$g_{\text{SOLVENTE 2}} = 161,0 \text{ g} - 112,7 \text{ g} = 48,3 \text{ g}$$

$$g_{\text{TOT SOLV.}} = 134 \text{ g}$$

$$m = \frac{\frac{149 \text{ g}}{PM(H_2SO_4)}}{0,134 \text{ Kg}} = \frac{149}{98} \text{ mol} \cdot \frac{1}{0,134 \text{ Kg}} = 11,3 \text{ mol/Kg}$$

$$g_{\text{SOLUZ.}} = 149 \text{ g} + 134 \text{ g} = 283 \text{ g}$$

$$V(\text{mL}) = \frac{283 \text{ g}}{1,425 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 199 \text{ mL} \quad [\text{diverso dai } 200 \text{ mL iniziali}] = 0,199 \text{ L}$$

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{L_{\text{soluz.}}} = \frac{149}{98} \text{ mol} \cdot \frac{1}{0,199 \text{ L}} = 7,64 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$X = \frac{\frac{149}{98} \text{ mol}}{\left(\frac{149}{98} + \frac{134}{18}\right) \text{ mol}} = 0,17$$

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

18 VIII

GRUPPI	1	2	III										13	14	15	16	17	18																									
PERIODI	I		II										III	IV	V	VI	VII	VIII																									
1	Idrogeno H 1,008 0,00999																		elio He 4,003 0,18																								
2		berillio Be 9,012 1,95																		litio Li 6,941 0,9999																							
3			litio Li 6,941 0,9999																			berillio Be 9,012 1,95																					
4					scandio Sc 44,956 1,36																				calcio Ca 40,08 0,9999																		
5							zirconio Zr 91,224 2,60																				niobio Nb 92,906 2,63																
6									molibdeno Mo 95,94 2,62																			tecnecio Tc 98,906 2,62															
7											ruoteno Ru 101,07 2,62																		rodio Rh 101,07 2,62														
8													paladio Pd 106,36 2,62																		argento Ag 107,86 2,62												
9															cadmio Cd 112,41 2,62																			mercurio Hg 200,59 2,62									
10																	talio Tl 204,38 2,62																			piombo Pb 207,2 2,62							
11																			stagno Sn 118,71 2,62																			antimonio Sb 121,76 2,62					
12																					arsenico As 74,92 2,62																			tellurio Te 127,6 2,62			
13																						gallo Ga 69,723 2,62		germanio Ge 72,64 2,62																			arsenico As 74,92 2,62
14																																					antimonio Sb 121,76 2,62						
15																																				tellurio Te 127,6 2,62							
16																																				iodio I 126,905 2,62							
17																																			iodio I 126,905 2,62								
18																																			iodio I 126,905 2,62								

Idrogeno
 numero atomico — 1
 simbolo — H
 massa atomica (u) — 1,008
 temperatura di fusione (°C) — 0,00999
 temperatura di ebollizione (°C) — 20
 energia di primo ionizzazione (U/mole) — 1312
 elettronegatività (secondo Pauling) — 2,20
 densità — 0,08999
 numero di ossidazione — +1
 configurazione elettronica — 1s¹

(1) Per gli elementi indicati che non hanno scopi stabili, il valore della massa atomica è quello dell'isotopo a vita più lunga e viene indicato tra parentesi quadre [].
 (2) Per solidi e liquidi a densità e espansi in g/lit a 20 °C.
 Per gas in g/lit a 0 °C e a 1 atm.

LANTANIDI

ATTINIDI

58	cerio Ce 140,12 1,72	praseodimio Pr 140,907 1,72	neodimio Nd 144,242 1,72	prometeo Pm 144,912 1,72	samario Sm 150,36 1,72	europio Eu 151,964 1,72	gadolinio Gd 157,25 1,72	terbio Tb 158,925 1,72	disprosio Dy 162,50 1,72	olmio Ho 164,930 1,72	erbio Er 167,259 1,72	litio Lu 174,967 1,72	iterbio Yb 173,054 1,72	lutetio Lu 174,967 1,72
90	torio Th 232,037 1,17	protattinio Pa 231,036 1,54	uranio U 238,028 1,54	netunio Np 237,048 1,54	plutonio Pu 244,064 1,54	americio Am 243,061 1,54	curio Cm 247,070 1,54	berkelio Bk 247,070 1,54	californio Cf 251,083 1,54	eskenbio Es 252,083 1,54	fermio Fm 257,105 1,54	mendelievio Md 258,109 1,54	nobelio No 259,108 1,54	lawrencio Lr 260,107 1,54

Ci elementi da 112 a 116 sono stati identificati, ma non sono ancora stati ufficialmente riconosciuti dalla IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry).

TERMOCHIMICA

PARTE DELLA **TERMODINAMICA**

SISTEMA porzione dell'universo in cui noi consideriamo (es. una beuta)
AMBIENTE tutto il resto

SISTEMA: ISOLATO
 non passa niente

CHIUSO
 passa solo l'energia
 es: una beuta tappata.

APERTO
 passano energia e materia

EN. INTERNA (U & E): energia **TOTALE** di un sistema (vd slide)

1° PRINC. TERMODINAMICA

Variaz. E interna in un sistema isolato →

$$\Delta E = E_{fin} - E_{in} = Q + W \quad \text{CALORE + LAVORO}$$

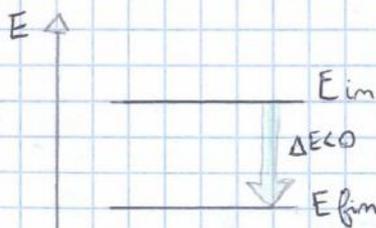
E interna è una **FUNZIONE DI STATO**, il suo valore non dipende da come il sistema è arrivato a quello stato

$\Delta E < 0$ è CEDUTA ENERGIA ALL'AMBIENTE

$$1 \text{ J} = 1 \text{ Kg} \frac{\text{m}^2}{\text{s}^2}$$

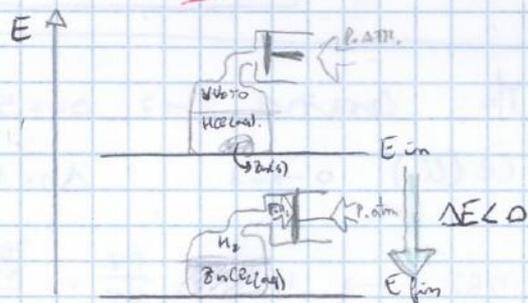
$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

TRASFERIMENTO ~~SOLO~~ SOTTO FORMA DI CALORE:



H₂O calda cede calore all'ambiente finché non hanno T uguali

TRASF. ~~SOLO~~ SOTTO FORMA DI LAVORO



Zn + HCl(aq) in un sistema isolato che può variare di volume

$$q + W = \Delta E$$

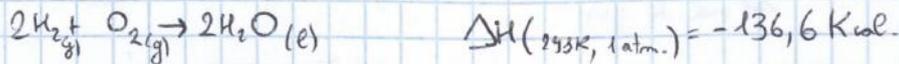
(il sistema acqui. + sta calore) + (il lavoro è + subito dal sistema)

+ - } DIF. DEI VALORI
 - + } di q e W
 - - }

② B

CALCOLO DEL CALORE DI REAZIONE

Es. termochimica



$$\Delta H = H_{\text{fin}} - H_{\text{in}} = (cH_c + dH_d) - (aH_a + bH_b)$$

L'EFFETTO TERMICO di una reaz. dip. dalla NATURA (compreso lo stato fisico) di reagenti e prodotti, da T e dalle CONDIZIONI di reazione.

STATO STANDARD per avere un'ENTALPIA STANDARD DI REAZIONE ΔH°



GAS: puro a 1 atm.

LIQ: puro a 1 atm.

SOLIDO: puro a 1 atm. nella FORMA + STABILE ALLA TEMP. CONSIDERATA

x es. C a 25°C
↑ è grafite

Non c'è la temperatura, ma ^{quasi} tutte le grandezze standard sono tabulate a 25°C. Però a rigore conta solo P = 1 atm.

SOLUZ: 1 atm, concentrazione 1 M

ΔH° formaz.

elem (stato standard) → 1 mole di composto (stato standard)

PER CONVENZIONE: H° degli elementi nel loro stato standard vale ZERO. L'entalpia di formaz. standard allora è l'entalpia dei composti nel loro stato standard.

O_3 NON HA $H^\circ = 0$, perché la forma allotropica + stabile è O_2

	$\Delta H_f^\circ (\text{KJ/mole})$	
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241,8] Δ_{vap} di H_2O
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,8	

6B

CINETICA CHIMICA

STUDIO DELLA VELOCITÀ E DEL MECCANISMO CON CUI AVVENGONO LE REAZIONI.



↳ cosa succede a livello molecolare perché una molecola ne diventa un'altra?

MONITORIO

molto variabile, alcune sono così lente che non avvengono

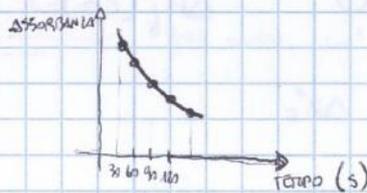
REAZ. CINETICAMENTE IMPEDITE

x es: DIAMANTE → GRAFITE

RIDUZ. DEGLI OSSIDI DI AZOTO (non tossici + stabili: N_2 e O_2)

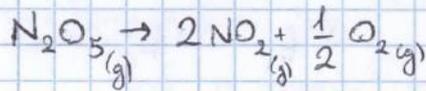
SI OTTIENGO SCALDANDO L'ARIA (x es. 800°C)

MONITORAGGIO SPETTROMETRICO DI UNA REAZIONE



REAGENTI

PRODOTTI



$$v_{\text{velocità}} = -\frac{\Delta[N_2O_5]}{\Delta t} = \frac{\Delta[NO_2]}{2\Delta t} = \frac{2\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

↳ ho diviso x il coeff. stechiometrico

MAN MANO CHE LA REAZIONE PROCEDE,

la velocità di reazione DIMINUISCE

abbiamo curve, non rette



⇒ Deve avere una velocità istantanea

$$v = -\frac{1}{2} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[N_2O_5]}{dt}$$

8M

Eq. di Arrhenius

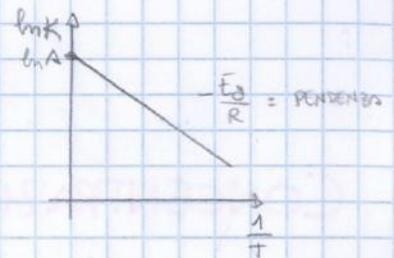
$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

E_a = en. di attivazione, sempre positivo $\Rightarrow -E_a < 0 \Rightarrow$ se T cresce, K cresce

Più grande è E_a , più piccola è K, più lenta è la reazione

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

Linearizzare l'eq. di Arrhenius.



TRATTAZIONE TEORICA

Teoria delle collisioni

l'urto consente la trasformazione

CRESCe LA CONCENTRAZIONE



4 URTI 2-2



6 URTI 3-2



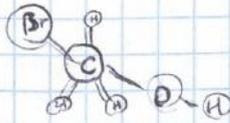
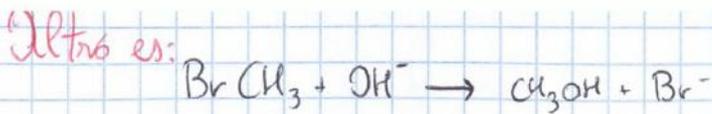
9 URTI 3-3



freq. urti = PRODOTTO CONCENTRAZIONI



l'urto deve avere en. sufficiente per rompere i legami di una molecola ($e_n > E_a$)



STRUTTURA TRANSIZIONALE TRIGONALE

MECCANISMI DI REAZIONE

La maggior parte delle reazioni,



avrebbe richiesto che 5 molecole di O_2 entrino una molecola di propano C_3H_8 contemporaneamente ... FESSERIA!

Ho più stadi.

NEL CASO DI UN UNICO STADIO: REAZ. ELEMENTARE

STADIO ELEM.	MOLECOLARITÀ	LEGGE DI VELOCITÀ
Δ	UNIMOLECOLARE	$v = k[\Delta]$
2Δ	BIMOLECOLARE	$v = k[\Delta]^2$
$\Delta + B$	BIMOLECOLARE	$v = k[\Delta][B]$
$2\Delta + B$	TRIMOLECOLARE	$v = k[\Delta]^2[B]$

gli esponenti sono i coeff. stechiometrici

REAZ. COMPLESSE: più stadi elementari

v della reaz. complessiva è limitata dallo stadio + lento

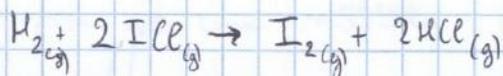
STADIO DETERMINANTE LA VELOCITÀ

LA SOMMA DEGLI STADI ELEMENTARI DEVE DARE L'EQ. CHIMICA COMPLESSIVA

IL MECCANISMO DEVE ESSERE IN ACCORDO CON LA LEGGE CINETICA

Reaz. di ordine zero \Rightarrow PER FORZA È COMPLESSA!

es:



~~$v = k[\text{H}_2][\text{I}(\text{ce})]^2$~~

$v = k[\text{H}_2][\text{I}(\text{ce})]$

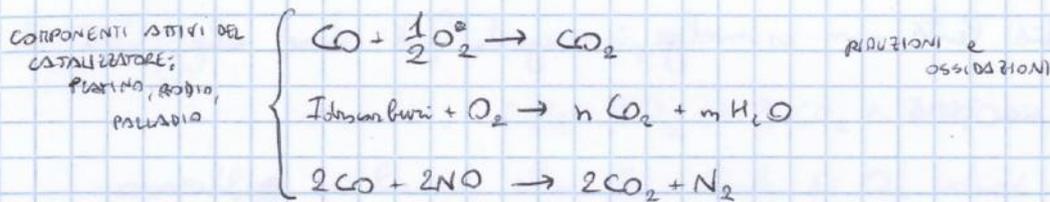
RICAVATA SPERIMENTALMENTE.

CATALISI ETEROGENEA (omessa + comune)

ADSORBIMENTO: molecole in fase gassosa o liquida ADSORBITE su un solido

DESORBIMENTO: la molecola si stacca

è quello che succede nella **REAZIONE CATALITICA**



Per questo NON CI DEVE ESSERE **Pb**, CHE FA REAGIRE LA PARTE METALLICA

ESERCITAZIONE:

1) L'abbassamento relativo della tensione di vapore di una soluzione ottenuta sciogliendo 2,85 g di un soluto indissociato non volatile in 75,0 mL di benzene ($d = 0,879 \text{ g/mL}$; $PM = 78,1 \text{ g/mol}$) è di 0,0186. Calcolare il peso molecolare del soluto e la molarità della soluzione sapendo che la d della soluzione è $0,901 \text{ g/mL}$

2,85 g soluto

75,0 mL SOLVENTE con $d = 0,879 \text{ g/mL}$ e $PM = 78,1 \text{ g/mol}$

$$\frac{\Delta P}{P_0} = 0,0186$$

$$d_{\text{soluz.}} = 0,901 \text{ g/mL}$$

$$x = PM = \frac{g_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}}}$$

$$n_{\text{soluto}} = \frac{g_{\text{soluto}}}{x} = \frac{2,85}{x}$$

$$n_{\text{solvente}} = \frac{g_{\text{solvente}}}{PM_{\text{solvente}}} = \frac{75,0 \text{ mL} \cdot 0,879 \text{ g/mL}}{78,1 \text{ g/mol}} = 0,844 \text{ mol}$$

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = 0,0186 = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}} = \frac{\frac{2,85}{x}}{\frac{2,85}{x} + 0,844}$$

(14) B

$$g_{\text{soluz.}} = \overset{10+0}{\cancel{1071}} - 0,00107 \text{ mL} \cdot 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1081 \text{ g}$$

$$g(\text{Ca(OH)}_2) = 0,3 \text{ mL} \cdot 74,1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 22,2 \text{ g}$$

$$g_{\text{soluz.}} = 1081 \text{ g} - 22,2 \text{ g} = \boxed{1058,8 \text{ g}} \quad 1059 \text{ g}$$

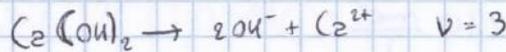
ANCHE SE IL VOLUME È INVARIATO!

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{0,3 \text{ mol}}{1,059 \text{ Kg}} = 0,28 \frac{\text{mol}}{\text{Kg}}$$

$$\Delta t_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m \cdot i$$

$$i = \frac{0,91^\circ\text{C}}{1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{Kg}}{\text{mol}} \cdot 0,28 \frac{\text{mol}}{\text{Kg}}} = 1,7$$

$$i = (1 + \alpha(v-1))$$



$$\alpha = \frac{i-1}{v-1} = \frac{1,7-1}{2} = 0,35$$

4) Un composto ionico AB_2 si dissocia COMPLETAMENTE in A^{2+} e B^- . Calcolare π a $25,0^\circ\text{C}$ di una soluzione acquosa di AB_2 che presenta un innalzamento ebullioscopico di $0,350^\circ\text{C}$. $K_{\text{eb}}(\text{H}_2\text{O}) = 0,512^\circ\text{C} \cdot \frac{\text{Kg}}{\text{mol}}$, la soluzione è al 9,75% p con $d = 1,100 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$

5) A 400 mL di una soluzione acquosa di 0,18 M di Na_2SO_4 vengono aggiunti 350 mL di una soluzione 0,10 M di BaCl_2 . Calcolare i g di BaSO_4 formati e π della soluzione risultante (considera gli elettroliti del tutto dissociati). $T = 25^\circ\text{C}$
 BaSO_4 insolubile

$$4) \pi = i \cdot M \cdot R \cdot T$$

$$\Delta t_{\text{eb}} = i \cdot m \cdot K_{\text{eb}} = i \cdot K_{\text{eb}} \cdot \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{Kg soluz.}}$$

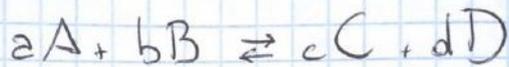
Punto 100 g di soluz.

$$\Rightarrow m(\text{AB}_2) = 9,75 \text{ g} \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 90,25 \text{ g} = 0,09025 \text{ Kg}$$

$$V_{\text{soluz.}} = \frac{100 \text{ g}}{1,100 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 90,9 \text{ mL} = 0,0909 \text{ L}$$

$$16) M \quad n_{\text{soluto}} = \frac{\Delta t_{\text{eb}} \cdot K_{\text{eb}} \cdot \text{Kg soluz.}}{i \cdot K_{\text{eb}}} = \frac{0,350^\circ\text{C} \cdot 0,09025 \text{ Kg}}{2 \cdot 0,512^\circ\text{C} \cdot \text{Kg}} = 0,0206 \text{ mol}$$

LEGGE DELL'AZIONE DI MASSA

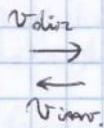


$$\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_c$$

CONSTANTE DI EQUILIBRIO (dip. dalla temperatura)

$K_c \rightarrow$ concentraz. molarie

K_c derivata cinematicamente



CONSIDERIAMO LE 2 REAZIONI ELEMENTARI

All'eq. $v_{dir} = v_{inv.} \Rightarrow K_{dir} [A]^a [B]^b = K_{inv.} [C]^c [D]^d$

$$\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{K_{dir}}{K_{inv.}} \Rightarrow K_c = \frac{K_{dir}}{K_{inv.}}$$

K_{dir} e $K_{inv.}$ dipendono solo da T

$\Rightarrow K_c$ dipende solo da T !

- Se K_c è grande

allora $K_{dir} \gg K_{inv.}$ e all'equilibrio [prodotti] è molto grande

equilibrio verso i prodotti

$$K_{dir} [A]^a [B]^b = K_{inv.} [C]^c [D]^d$$

- Se K_c è piccola

eq. verso i reagenti

$$v_{dir} = [A]^a [B]^b \cdot K_{dir}$$

$$v_{inv.} = [C]^c [D]^d \cdot K_{inv.}$$

- K_c intermedia

reagenti e prodotti

(18) B