



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO : 160

DATA : 03/10/2011

A P P U N T I

STUDENTE : Goso

MATERIA : Chimica

Prof. Geobaldo

Il presente lavoro nasce dall'impegno dell'autore ed è distribuito in accordo con il Centro Appunti.

Tutti i diritti sono riservati. È vietata qualsiasi riproduzione, copia totale o parziale, dei contenuti inseriti nel presente volume, ivi inclusa la memorizzazione, rielaborazione, diffusione o distribuzione dei contenuti stessi mediante qualunque supporto magnetico o cartaceo, piattaforma tecnologica o rete telematica, senza previa autorizzazione scritta dell'autore.

**ATTENZIONE: QUESTI APPUNTI SONO FATTI DA STUDENTI E NON SONO STATI VISIONATI DAL DOCENTE.
IL NOME DEL PROFESSORE, SERVE SOLO PER IDENTIFICARE IL CORSO.**

CHIMICA

Prof. GEOBALDO

20/09/05

Per info [francesco.peoboldo@polito.it
011-5644533

Lezione + esercitazione (1/2 laboratorio) 30R Lezione (7,5 crediti)

RIPASSARE: simboli degli elementi / nomenclatura

Corpo umano Reagente principale GLUCOSIO (metabolizzatore del cibo)

+ O₂ =
COMBUSTIONE =

CO₂ + H₂O (poi espirato con N₂ ispirato) +
+ ENERGIA (sottoforma di calore)

Per mantenere temper. + le f.m.
vitali (con una macchina)

Processo chimico: Metito → Carbonio nella forma allotropica di grafite formato in modo da sfaldarsi × attrito (= si rompono dei legami).

Motore auto → reazione di combustione

Cucina: uso × calore voce sollecitando processi chimici

Molti processi sono anche fisici

" chimico = cambia la composizione della materia
" fisico = no "

(acqua nel ghiaccio
= e nel liquido)

- Dispense in copertina o su internet
- Chimica e la natura molecolare della materia delle sue trasformazioni.
Hans S. Sieberberg ed. italiana a cura di Silvio Liccio Univ. Roma
"Tor Vergata"
- In biblioteca evitare 2 libri: (Troppo complesso) Sieberstein
• Chimica generale di C. Busi.

② FOTOSINTESI CO₂ + H₂O → Glucosio + O₂

avviene attraverso la luce solare sost. con energia che possono ridecomporre

Quando fotosintesi sono riprodotta in laboratorio risolvere probl. di alimentazione
× se si produce glucosio e in + si eliminerebbe l'effetto serra.

sewe × immagazz. energia e avviene solo quando c'è luce. Quando non
c'è la pianta assorbe O₂ e libera CO₂ (Rivedi oromo)

Avviene tramite la clorofilla che ha al centro Mg, e serve sewe × catturare
la luce (occhio umano sensibile al colore spietutto alla parte verde dello
spettro del visibile, luce nel elettrom. nello spettro percepito dall'occhio
solo → UVA e UVB visibili

Spettro della rad: rad che sono energie legate alla frequenza

Q: ioni possono anche essere liberi (es. sale in $H_2O \rightarrow Na^+ e Cl^-$) $\times$ o⁻ conta che il n° di ioni è uguale = neutro.

(se c'è sale prima lega acqua $\Rightarrow$ en $\times$ sfoppire come vapore - bolle dopo)

F si comporta come Cl $\rightarrow NaF$ fluoruro di Na

F - fluoruro

Br bromuro

I ioduro

Q: altri ioni + nome

Tutto ciò che ci circonda è materia anche l'aria (neppur senza forme)

Di solito mat. si pensa solida ma qst è uno stato

stati $\rightarrow$ solido

$\rightarrow$ liquido

$\rightarrow$ gassoso

Non sempre sono convertibili

H_2O liquido / solido / vapore } sempre la stessa sostanza che non muta chimic. solo fisica cambia il suo interospazio

In fisica $\times$ Temp., stato $\rightarrow$ unità sempre uguale -

$H_2O \rightarrow$ molecola poliatomica in 3 stati a seconda della Temp.

Vapore $\rightarrow$ solido = BRINAMENTO
+ SUBIMATIONE

Ghiaccio secco $\rightarrow CO_2$ solido

$\downarrow$

Temp. sopra Temp. congelamento non liquida

EVAPORATIONE opposto LIQUETAZIONE
SOLIDIFIC " FUSIONE

CONDENSATIONE $\rightarrow$ prima liquefazione = vello appanna poi coalescenza tra particelle e vapore
 $\rightarrow$ Particelle nello stesso stato che si uniscono

In chimica: cambia organizz. a livello atomico

$C_6H_{12}O_6 \rightarrow CO_2 + H_2O$
atomi
si liberano = nuove specie

Blocco ferro puro
 $\downarrow$

Elemento che costituisce
una SOSTANZA PURA

Atomi degli elementi si uniscono = composti con almeno 2 tipi di atomi f sono sempre sost. pure (es $C_6H_{12}O_6$)

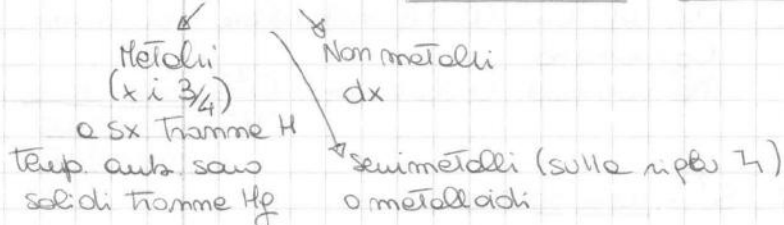
Quando nel composto def. un' entità che rappresenta la composizione del composto = formula

MISCELA (es. due miscele di composti) costituita da molecole gas dell'aria ma sono atomi liberi ma molecolari (es. molecole di oss. = O_2 di azoto = N_2 ...)

23/09/55

TAVOLA PERIODICA

Una casella x elemento dove c'è un simbolo

Righe orizzontali → PERIODI (7)Colonne → GRUPPI (18)Elementi della stessa colonna → proprietà chimica simile

B, Si... → usati in elettronica

I GRUPPO: Metalli ALCALINI: Li, Na, K, Rb, Cs → nei composti cedono 1 elettrone = ioni + o CATIONI MONOCARICA (Li^+ , Na^+ ...)

Atomo neutro con particelle subatomiche con carica e massa -

Elettroni → carica - (e^-)Protoni → " + (p^+)Neutroni → neutri (n^0) - massa simile

Atomo neutro può accettare elettroni → ione negativo = ANIONE
 " " " cedere " → ione positivo = CATIONE

II GRUPPO: Metalli ALCALINO-TERROSI: Be, Mg, Ca, Sr, Ba → nei composti cedono 2 elettroni IONI CON 2^a CARICA POSITIVA. (Be^{2+} , Mg^{2+} ...)

<u>ALTRI METALLI</u> (di <u>TRANSIZIONE</u>)	ALUMINIO (Al) → nei composti Al^{3+}	
ZINCO (Zn) →	Zn^{2+}	fanno composti in cui hanno anche +
FERRO (Fe) →	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}$	
RAME (Cu) →	$\text{Cu}^+ / \text{Cu}^{2+}$	
CROMO (Cr) →	$\text{Cr}^{2+} / \text{Cr}^{3+} / \text{Cr}^{6+}$	
COBALTO (Co) →	$\text{Co}^{2+} / \text{Co}^{3+}$	
ARGENTO (Ag) →		
ORO (Au)		
CADMIO (Cd)		
MERCURIO (Hg)		
LANTANIO (La)		

GAS NOBILI: stato elem. sottoforma atomica, non reagiscono (= detti GAS INERTI).

(<u>VIII GRUPPO</u>)	ELIO (He)
	NEON (Ne)
	ARGON (Ar)
	KRIPTON (Kr)
	XENON (Xe)

ALOGENI: FLUORO (F) } gas a temp. amb
 (VII GRUPPO) CLORO (Cl) }
 BROMO (Br) → liquido
 IODIO (I) → solido

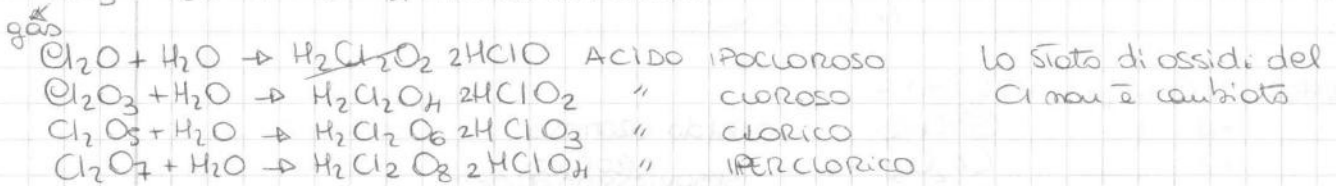
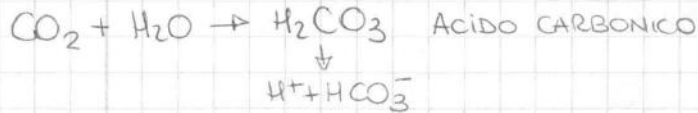
sono biatomiche Molecola = 2 atomi ($\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$)

Tendono a formare anione (= acquisto e^-) detti ALOGENURI - il nome si fa prendendo

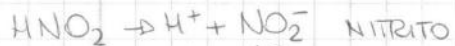
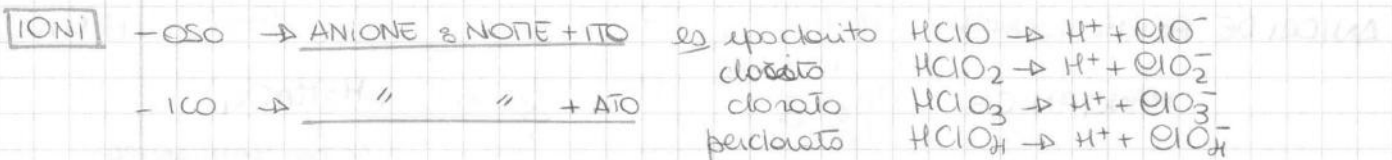
Elemento	N. O	Formula	Nome Comune	IUPAC
Cl	1	Cl ₂ O	Anidride ipoclorosa	ossido di diCl
	3	Cl ₂ O ₃	An " clorosa	triossido di diCl
	5	Cl ₂ O ₅	" clorica	pentossido di diCl
	7	Cl ₂ O ₇	" perclorica	tetrossido di diCl

ANIDRIDE + H₂O → OSSOACIDI

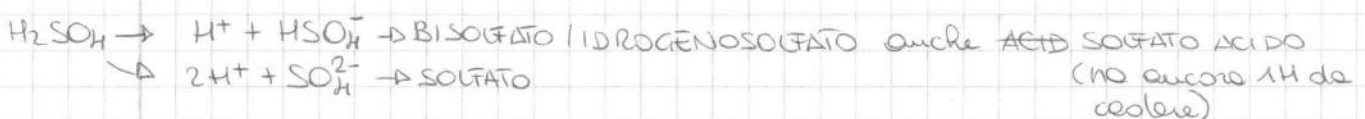
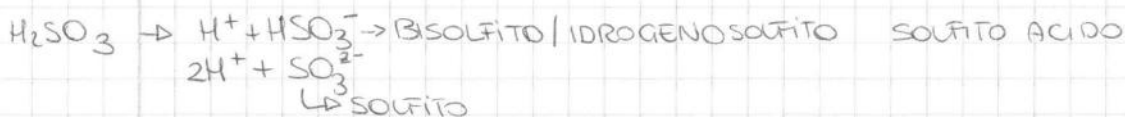
ACIDO + NOME dell'ANIDRIDE che termina in -o.



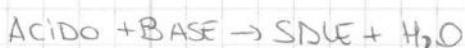
Acido → H⁺ per il princ. di elettronegatività ci sono anche anioni
es. HF → H⁺ + F⁻



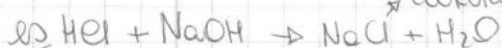
• Alcuni acidi perdono più di 1 H⁺



ACIDO + BASE → SALIFICAZIONE o NEUTRALIZZAZIONE



es. cloruro di Na (Anione dall'acido + catione dalla base)



27/09/05

ATOMO $\left\{ \begin{array}{l} \text{PROTONI} \\ \text{NEUTRONI} \end{array} \right\}$ NUCLEO
 ELETTRONI

Molto piccolo visibile al microscopio elettronico.

Ogni elem. ha 1 n° che corrisponde sì a quell'elem., e ordina ogni elem. sulla Tavola periodica → N° ATOMICO def. l'elemento in modo univoco, inequivocabile.
 Invece prova: dire che uno ione mi è formato che ha acquisito o ceduto ~~elettroni~~ ~~protoni~~ → si ottiene nello chim. nuclei ma allora cambia l'elemento.

Il n° di neutroni può essere variabile es. H, deuterio, trizio → N.A. = 1 ha stesse propr. chimiche ma cambia altre propr. fisiche.

Acqua pesante → H₂O in H sostituito da deuterio ke ha 1 elettrone in + = pesante

Elem. con = n° atomico e ≠ n° di neutroni → ISOTOPi

L'atomo = materia = ha massa → n° piccolo (1 protone = 10^{-24} g +/- equivalente a quello di un neutrone, elettrone 1000 volte + piccolo).

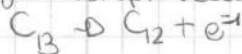
Le masse atomiche sono misurate in unità di massa atomica (ma inf.) → u.m.a. equivalente a $\frac{1}{12}$ della massa dell'isotopo ¹²C.

12 u.m.a. nel nucleo ha 6 prot e 6 neutri.

Isotopi sono presenti in natura (alcuni di +, altri -).

Isotopo 13 $\begin{matrix} 6 \text{ prot} \\ 7 \text{ neut} \end{matrix}$ → itone 13 u.m.a.

Gli isotopi tendono a decadere nell'especie + instabile:



Che la conoscenza dei tempi di decadimento di C₁₃ e C₁₄ sia utile all'età dei reperti archeologici + soprendo
 qnt dovrebbe essere e qnt ce ne è.

Ogni elem. della Tavola periodica è contraddistinto da 2 NUMERI:

1) N° ATOM. = intero va in ordine progressivo da sinistra

2) N° DI MASSA = frazione perché delle medie pesate dell'abbondanza naturale degli isotopi di ciascun elemento.

C = 12,06 C¹² poco C¹³ meno ancora C¹⁴

Unità di misura che tratta le mat. in porzioni + grandi di quelle del singolo atomo x 1 fe. riesce ad un n° → N° di AVOGADRO ($6,022 \cdot 10^{23}$ part).

n° di riferimento x 10 MOLE (10³ moli).

1 MOLE di ogg. corrisponde ad insieme che contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ p → quanti di mole esprime in g.

1 MOLE di Na = $6,022 \cdot 10^{23}$ (sintesi massa)

N° di Avogadro determinato? Corrisponde a n° atomi di C¹² presenti in 12 g di C reale = U di mis. molto usata in chimica.

Considerata la massa atomica in g di ciascun atomo e si moltiplica x $6,022 \cdot 10^{23}$ si ottiene m° che è enorme che è uguale

$$C = 12 \text{ u.m.a.} \cdot 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 12 \text{ g}$$

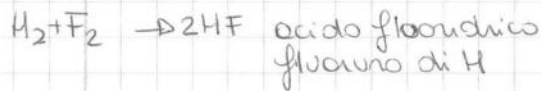
12 u.m.a. = massa atomica di C

12 g " di una mole di C

massa molare (g) = 1 mole di ogg. con

- ~~Esercizio~~

Bilanciamento è un'equazione algebrica (x le princ. di conservazione)



$$\begin{array}{l} H_2 = 2u \\ F_2 = 38u \\ \hline Sx = 40u \end{array} \quad \begin{array}{l} HF = 20u \\ \hline dx = 20u \end{array}$$

bilanciare $\rightarrow$ introduce coeff. moltiplicativi $\rightarrow 2HF = 20 \cdot 2 = 40$

Esercizio

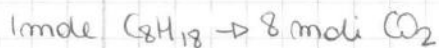
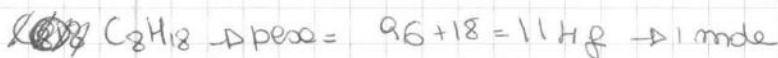
Benzina = idrocarburi $\rightarrow$ isottano $\rightarrow$ molecola organica C_8H_{18} - nel motore combustione



Non sbaglia $C_8H_{18} + 12,5 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 9 H_2O$ ma meglio coefficienti interi.
 $\rightarrow$ Per ogni 2 molecole di C_8H_{18} ho bisogno di 25 O_2 per formare 16 molecole CO_2 e 18 di H_2O
 e anche però pensare in termini di moli così si usa come $v = f$.



$\downarrow$
 Rapporti molari tra reagenti e prodotti



$\rightarrow$ 57 g di C_8H_{18} $g CO_2?$ $g H_2O?$ $g O_2?$

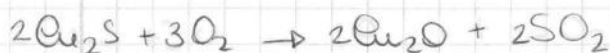
$$n^\circ C_8H_{18} = \frac{57}{114 \frac{g}{mol}} = 0,5 \text{ mol} \rightarrow \begin{array}{l} 1:8 = 0,5 : x \quad x=4 \\ 1:9 = 0,5 : x \quad x=4,5 \end{array}$$

$$\bullet CO_2 = 44 \text{ (HH)} \quad CO_2 g = 44 = 176 g$$

$$\bullet H_2O = 18 \quad H_2O g = 18 \cdot 4,5 = 81 g$$

$$\bullet O_2 = \quad O_2 g = 32 \cdot 6,25 = 200 g$$

$\rightarrow$ Rame metallico si produce attraverso un processo che parte da un minerale CINAABR
 (Cu_2S) che Cu mai libero $\rightarrow$ Anossimento



$\bullet$ g SO_2 partendo da 10 moli di Cu_2S

$$2 \rightarrow 2 \quad 2:2 = 10: x \quad x=10$$

$$g = 10 \cdot (64) = 640 g$$

Molte reazioni non avvengono tra i reagenti puri ma usati messi che disperdono reag. per favorire il contatto e allontanare il prodotto
 Il più usato è $H_2O \rightarrow$ reaz. in soluzione acquosa.

Qnd si fa una soluzione la sost. si scioglie in un mezzo liq/liq gas/liq liq/liq solido/solido (perle metalli che)

> parte solido in LIQUIDO

- **SOLVENTE** ciò che permette al soluto di sciogliersi, $n > qnt^a$, non partecipa nella reazione chimica
- **SOLUTO** ciò che è sciolto

CONCENTRAZIONE qnt soluto c'è nella soluzione

H_2O molto soluto = molto concentrato

" poco " " poco " $\rightarrow$ diluire

Espresso in $\frac{g}{litro} \rightarrow$ soluto $\rightarrow$ vol. soluzione

$$es \frac{350 g}{l} 1 l \rightarrow 350 g NaCl$$

$$\frac{120 g}{l} 1 l \rightarrow 120 g NaCl$$

Metodo + comune x esprimere la concentraz. è la **MOLARITA'**: $\frac{MOL}{LITRO}$ n° moli di soluto riferite al volume della soluzione

$$es \frac{1 \text{ mole}}{0,5} \times 1 \text{ litro} = 2 \text{ moli/l}$$

Esercizio

$HBr \rightarrow$ bromuro di H allo stato gassoso

Acido bromidrico quando disciolto in H_2O

- Molalità di una soluz di HBr che contiene 1,80 moli in 455 ml di H_2O

$$455 \rightarrow 450 + 5 \text{ g}$$

approssimazione $\frac{1}{100}$ di mole
 1,8 " $\frac{1}{10}$ di mole

O dopo m° $\neq 0$ conta come cifra

0,00455 ma esatto " " significative perché posso scriverlo in $4,55 \cdot 10^{-3}$

m° 2 e fige m° 3 e fige
 m° 2 " m° 2 "

$$1,817 \rightarrow 1,82 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{eccesso} \rightarrow \geq 5 \\ \text{difetto} \rightarrow < 5 \end{array} \right.$$

$$0,814 \rightarrow 0,81$$

$$M = \frac{1,80}{0,455} = 3,96 \text{ moli/litro}$$

- Quanti g. di soluto ci sono in 1,75 l di Na_2HPO_4 0,460 M

$$n^o = 1,75 \cdot 0,460 = 0,805$$

$$g = 0,805 \cdot 142 = 114,31$$

DILUIZIONE $\rightarrow$ si parte da soluz. più forte o + alta concent. poi si diluisce = sol. o + alta basse concentrazioni - N° moli soluto è uguale

$$\frac{1 \text{ mol}}{1 l} = 1 \text{ mola}$$

$$\frac{1 \text{ mole}}{2 l} = 0,5 M$$

04/10/05 LEGAME CHIMICO

Gli elementi paramagnetici Ateni - spesso sottoforma combinata - in natura e in fase che permettono agli elem di combinarsi x formare composti stabili = forze covalenti che li tengono uniti = LEGAMI CHIMICI

Qst forze sn di 1° natura

Ei sn esposti ke si distinguono in base alla forza del legame - ci sn 2 classi di composti

① COMP. CON LEGAME IONICO → COMP. IONICI

② " " " COVALENTE → COMP. COVALENTI

③ Più facile da comprendere.

Qli elem. possono scambiarsi elettroni in reat di ossido-riduzione Ei sn forze ke producono il trasfer. di elettr.

es) Na e Cl x strutt. atomica ottengono in modo + 1 particolare elettr.

1 elettr. da Na passa a Cl → $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$ (ione solo) } 2 cariche opposte si attraggono con una F descritta dalla legge di Coulomb = $\frac{q_1 q_2}{r^2}$

Rapporto energia forza è 10

leg. ionico = di natura ELETTROSTATICA

$\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}^-$ aumenta dimensioni → diminuisce la carica = elettr. - attratti = si allontanano.

$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$ diminuisce "

Sfera interna area occupata da elettroni

Raggio ionico aumenta x atomi che formano anioni

" " diminuisce x " " " cationi (catione ha di anione + piccolo dell'atomo proprietario).

NaCl non esiste libera, da solo, stabile - legge di Coulomb = mai direzionale ma la carica si espande in modo radiale

Se prendo atomi di Na e di Cl non si forma NaCl singolo ma ACCREGATI → ogni atomo tende a circondarsi del > n° possibile di ioni di segno opposto come se ogni carica poss. è circondata da ioni neg. (coppie) = STRUT. CRISTALLINE (ioni in posn. geometriche ben def.).

Non si parla quindi di molecola ma di UNITÀ FORMULA esistono aggregati POLIIONICI o POLIATONICI.

↑
neppure. neppure minimi tra gli ioni in un solido ionico

Gli ioni che si formano + comunemente sn qll che arrivano ad avere n° di elettr. = a qll del gas nobile + vicino alla tavola periodica

Gli elem. del 1° A formano sempre ioni + con carica +1 qnd sono in composti e così via

es) Ca e Br CaBr_2

solfo di B B_2S_3

In natura non ci sono solo comp. ionici, molti composti sn comp. covalenti: es le forme covalenti

es) H_2 $\text{H}-\text{H}$ 2 atomi di H a distanza infinita

Un elet. è rappresentato da una regione di probabilità

Avvicinando i 2 H la zona di prob. si estende verso l'altro a carica dell'altro del nucleo dell'altro = prevalgono forze attrattive - Quel diventerà sist. unico = si è formata la molecola. Il legame è dato dal fatto che elettr. ha non possono loro identiche = sn elet. della molecola - legame x ke prot attragg. elettr. < atomi sn vicini legati - Qli elettr. appartengono contemporaneamente ai 2 atomi pass e ok hanno 11 e 2 2 elettr. = H_2 ha stesso mol. elettr. dell'He → il gas nobile + vicino

es) H_2O 2H legati a 1O leg. H-O è covalente = condivisione di 2 elettr. 1 dell'H e 1 dell'O.

$\text{O} \vdots \text{Z} = 8$ e con il legame H=2 e O=10 (elettr. come Ne)

Elettronegatività (prop. periodica) def la tendenza di un atomo ad attirare su di sé gli elettr. di legame.

Qnd si forma leg. coval. se uno degli atomi attira con forza elettr. = m distribuz. = di coval. ma uno un po' + prs e uno 1 po' + meq. = legame PARZIALMENTE POLARE = coval. con frazione di ionicità = ~~momenti~~ si forma DIPOL ELETTRICO PARZIALE

H₂O comp. coval. polare. Le polarità di H₂O le permette di svolgere tutte le f. di solvente

Un solido ionico è come un cubo i suoi spigoli circondati da molec. di H₂O disposte con parte + verso qlc - e viceversa. Una sola molecola non cela fa xkè H₂O è neutra e sol. ion. è coval. si stabilisce fo. un debole coval. Se sono di + in orientate coval. c'è un'attrazione anionica e SH₂O e interazione di H₂O con NaCl + forte che NaCl con gli altri = ione viene estratto e circondato da H₂O e portato in soluzione. Attrazione favorisce la dissoluzione dell'NaCl in H₂O? Ne scoloriamo parte buona H₂O che ha più strappato ioni e avvicina gli ioni liberi.

Qnd il rapporto ioni acqua arriva ad un certo valore non più solubilità

Sali 1:1 NaCl BaBr solubili

H₂O CaS - " forte elettrostat. + forte dato ke ci sono cariche 2 invece di 1

Un acido in H₂O libera ioni H⁺ - Acido = sost molec. che legame H e O o H e atomo che è ev. polare → H₂O strappa H⁺ che è protone = instabile = si lega a H₂O = forma H₃O⁺ (idronio) si lega ad altre molec. di H₂O = molec. + complesse.

ACIDO + BASE = SALE + H₂O

Acido e base in sol. acquose def da Stevie

- Acido D conela comp. acido e basi dell'acqua = Teoria di Arrhenius.

Acido = sost ke in solut. acquosa libera ioni H⁺

BASE = " " " " " " " OH⁻

es Soda caustica = base

Idraulico liquido "

aceto = acido (contiene acido acetico)

Succo
limone = "

batteria = " solforico
auto

Stomaco = " cloridrico → succhi gastrici → acidi di stomaco → Al(OH)₃ + Fe(OH)₂
reagisce con HCl dim. l'eccesso.

Acido muriatico = HCl a base concentrata
veludo = H₂SO₄ " "

DIFFERENZA ACIDI/BASI FORTI e A/B DEBOLI

HCl → H₂O → H₃O⁺ + Cl⁻

forte = si dissocia in ioni

Acido acetico (debole) si dissocia parzialmente

ACIDI/BASI FORTI si dissociano totalmente
" " DEBOLI " parzialmente

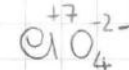
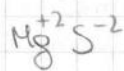
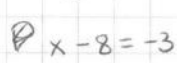
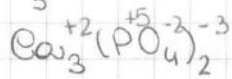
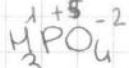
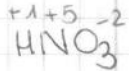
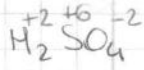
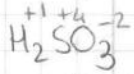
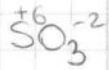
es PROTEINE contengono amminoacidi (23 sm essenziali introdotti in l'alimentazione)
gli introdotti sm esposti, o f. ue plastica (impalcatura corpo umano)

forma proteine (es DNA)

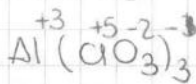
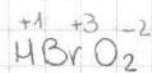
↓
C, gruppo acido, gruppo basico

07/10/2005

BILANCIAMENTO di EQUATIONI RED-OK

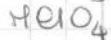
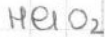


$$-8 + x = -1$$

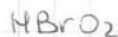
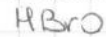


$$x - 6 = -1$$

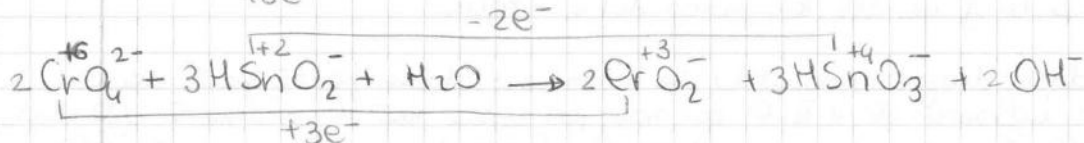
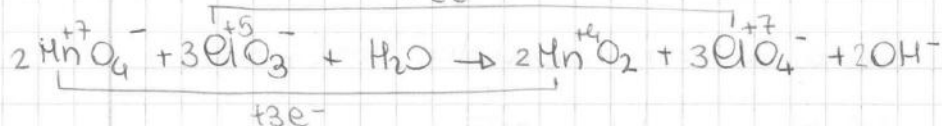
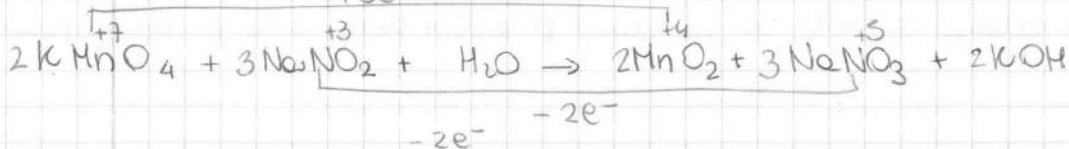
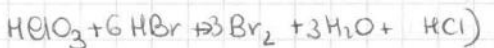
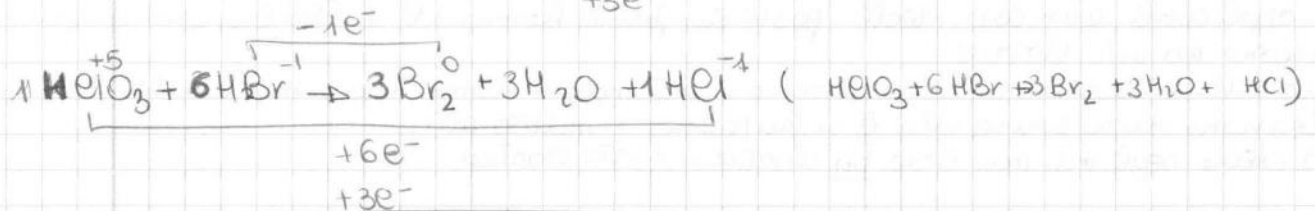
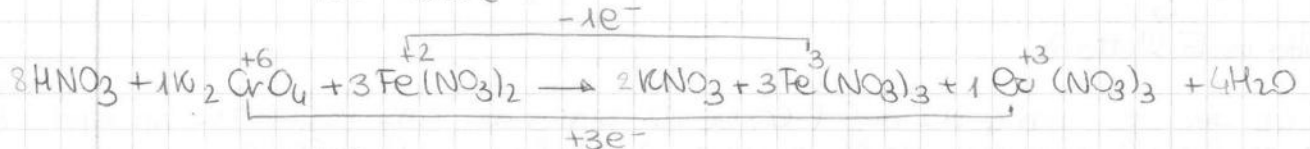
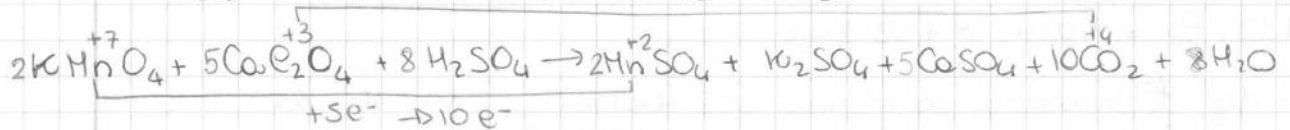
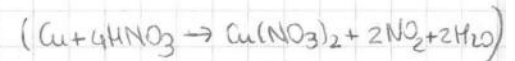
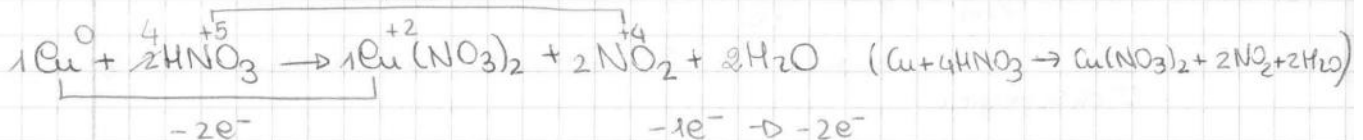
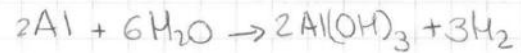
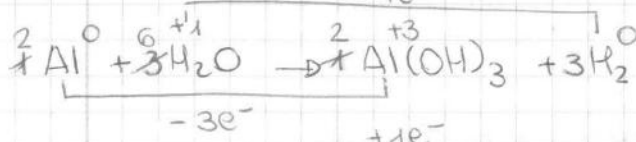
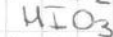
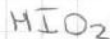
Acidi del Cl



Acidi del Br



Acido dello I



Dal diagramma deriva anche la prima def. allo 0 assoluto (0 della scala Kelvin della temp) = extrapolando le rette vanno in un punto dove V è nullo - V nullo = assoluta = 0 ass. temp. reale ma non raggiungibile. E si è avvicinati.

- LEGGE di Gay Lussac p . et. sm prop. qnd V e n° moli sm costanti

- LEGGE di AVOGADRO: a stesse condiz di p et lo stesso n° di moli di gas occupano lo stesso volume. $\rightarrow 22,414 \text{ l}$ a 1 atm a 0°K
 A T e p cost il V è oc al n° di moli.

Qst 4 leggi si raccolgono e riassumono con un'unica legge = Eq. ne di stato dei gas perfetti

$$pV = nRT$$

$$\frac{pV}{T} = \text{ottempo una cost} = R \text{ cost. univ dei gas}$$

$\downarrow$
 espresso in l $\downarrow$ $0,08206 \frac{\text{l atm}}{\text{mol K}}$

$$\text{Se } \frac{p_1 V_1}{n_1 T_1} = R \text{ anche } \frac{p_2 V_2}{n_2 T_2} = R$$

$$\downarrow$$

$$\frac{p_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{p_2 V_2}{n_2 T_2}$$

$$\text{DENSITA di un GAS } \frac{m}{V} \quad n \text{ moli} = \frac{m}{P.M.} \quad p = \frac{P.M. \cdot n}{V} = \frac{P.M. \cdot p}{R \cdot T}$$

$$P.M. = \frac{pRT}{n}$$

es $V = 438 \text{ l}$ $O_2 = 0,855 \text{ kg}$ $p?$
 $T = 21^\circ$

$$p = \frac{nRT}{V}$$

$$n = \frac{855 \text{ g}}{32} \quad n = 26,72$$

$$p = \frac{26,72 \cdot 0,08206 \cdot 294 \cdot 26,72}{438} = 1,47 \text{ atm}$$

es p del CO_2 in condizioni normali 0° 1 atm $p = \frac{P.M. \cdot p}{RT}$
 $p = \frac{44 \cdot 1}{273 \cdot 0,0821} = 1,96 \text{ g/l}$

es p del CO_2 0°C 380 mmHg $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$
 $1:760 = x:380 \quad x = \frac{380}{760} = \frac{1}{2}$
 $p = \frac{44 \cdot 1/2}{273 \cdot 0,0821} = 0,98 \text{ g/l}$ p dipende dalla p
 $-p = -p$

Tabelle

$$n^{\circ} = \frac{m(g)}{MM}$$

$$n^{\circ} = \frac{N^{\circ} \text{ particelle}}{N^{\circ} \text{ Avogadro}}$$

$$\% = \frac{n^{\circ} \text{ moli elemento} \times MM \text{ elem.}}{MM \text{ composto}}$$

Determinazione della formula empirica

Trovo le moli ($n^{\circ} = \frac{m(g)}{MM} = \frac{N^{\circ} \text{ part}}{N^{\circ} \text{ Avog.}}$), faccio il rapporto tra le moli dei 4 elem.

Determinazione della formula molecolareMassa molareMassa form. empir.

$$\begin{array}{lcl} 49,0\% \text{ C} & \rightarrow 49,0 & n^{\circ} = \frac{49,0}{12,06} = 3,32 \\ 6,71\% \text{ H} & \rightarrow 6,71 & n^{\circ} = \frac{6,71}{1,008} = 6,66 \\ 53,3\% \text{ O} & \rightarrow 53,3 & n^{\circ} = \frac{53,3}{16,00} = 3,33 \end{array}$$

 $\text{CH}_2\text{O} \rightarrow \text{F. Emp.}$

$$\begin{array}{l} \text{F. Emp.} = 12 + 2 + 16 = 30 \\ \text{M. Molec.} = 90,08 \end{array}$$

$$\frac{90,08}{30} = 3 \quad \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 \quad \text{F. Molecolare}$$

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ moli}}{V \text{ soluzione (l)}}$$

$$M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}} = M_{\text{conc}} \cdot V_{\text{conc}}$$

SOSTANZE SOLUBILI

- ~~Elementi~~ ^{ioni} del IA ($\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+$)
- NH_4^+ (ione ammonio)
- NO_3^- (nitrati)
- CH_3COO^- (acetati)
- ClO_4^- (perclorati)
- Cl^- (cloruri) Br^- (bromuri)
- Ioduri (I^-) solvo di $\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Cu}^+, \text{Hg}^{2+}$
- Solfati (SO_4^{2-}) solvo $\text{Ca}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$

SOSTANZE INSOLUBILI

- Idrossidi metallici salvo quelli del IA e IIA (dal Ca^{2+})
- CO_3^{2-} (carbonati) | solvo IA e NH_4^+
- PO_4^{3-} (fosfati) |
- S^{2-} (solfuri solvo IA, IIA e NH_4^+)

③ Una miscela di gas può essere volutata dal punto quantitativo come gas puro.

$p_i = n_i RT$ = si può applicare alle miscele - Se parlo della p dell'aria, di p di tutti i gas = complessivo. P_t = somma delle pressioni parziali.
Se ci son. 200.000 moli di gas = somma delle moli di ogni gas

PRESSIONE PARZIALE

Se dall'aria tolgo i gas e lascio l' $O_2 \rightarrow p' < p$ - Supponendo il contenitore sigillato la p' è la p . parziale dell' O_2 nella miscela.

PRES. PART. press. che un gas in una miscela esercita = a quella che eserciterebbe nel caso in cui fosse solo. & stesse condizioni di temp.

P = somma p . parziali

n° = somma moli di ogni gas della miscela

Es

$$p = 1,4 \cdot 10^3 \text{ mmHg} = 1,84 \text{ atm}$$

$$T = 286 \text{ K}$$

$$V = 208 \text{ ml (bolla d'aria)} \quad \text{Aria } \begin{cases} 77\% N_2 \\ 17\% O_2 \\ 6\% CO_2 \end{cases}$$

$$\downarrow 0,208 \text{ l}$$

Se la bolla resta stabile è perché $p_{int} = p_{atm}$.

a) ml volume della bolla se $T = 298 \text{ K}$ $p = 1 \text{ atm}$

$$p_i = n_i RT \quad n = \frac{pV}{RT}$$

b) moli di N_2 nella bolla

Es

$$a) \frac{pV}{RT} = n$$

$$\frac{1,84 \cdot 0,208}{0,0821 \cdot 286} = \frac{1 \cdot V_2}{0,0821 \cdot 298} \quad V_2 = \frac{0,383 \cdot 24,4658}{23,4806} = 0,374264471 = 0,399 \text{ l} \quad \downarrow 399 \text{ ml}$$

$$b) n = \frac{pV}{RT} = \frac{1,84 \cdot 0,208}{0,0821 \cdot 286} = 0,00929$$

$$b) n_{N_2} = 0,00929 \cdot 0,77$$

$$a) \frac{1,84 \cdot 0,208}{0,00929 \cdot 286} = \frac{V_2}{0,00929 \cdot 298} \quad V_2 = \frac{1,84 \cdot 0,208 \cdot 0,00929 \cdot 298}{0,00929 \cdot 286} = 0,399 \text{ l} \quad \downarrow 399 \text{ ml}$$

$$b) pV = nRT \quad n = \frac{1,84 \cdot 0,208}{0,0821 \cdot 286} = \frac{0,38272}{23,4806} = 0,0163$$

$$\frac{0,0163 \cdot 77}{100} = 0,0125 = 1,26 \cdot 10^{-2}$$

STRUTTURA ATOMICA

Iniz del 1900 → Einstein, De Broglie, Planck → misure che chiedono più descr. che osserviamo dubbi sulla natura dell'atomo.

L'ATTUALE STRUTTURA si basa su un CONCETTO FONDAM. : PRINC. di INDETERM. DI HEISENBERG
 imposs. determ. con precisione la posiz. di 1 elettrone

es. entrare in una camera buia in opp. di cui non si conosce la posizione → accendo la luce
 = illuminiamo = sparo radiazione cui pacchetti di E_{γ} che colpiscono opp. e rimbalzano ed =
 pseudo l'occhio → opp. si vede

Enorme diff. tra massa atomica e fotoni = gli opp. non si misurano x l'unità.

Per determinare la posiz. dell'elettrone dell'"illuminato" + vedere dov'è → probab. dell'elettrone
 uso pacchetti di E_{γ} in massa vicina a quella dell'elettrone. facendo varie zapp. in massa simile = ~~si~~ DEVIANO LA TRAIETTORIA e in genere piega = imposs. stabilire la posiz. dopo l'unità - Effett. è un'onda ($\lambda = 3 \cdot 10^{-8}$) imposs. determ. la posizione perché viene spostato = non si può determ. l'eff. dello spost.

Quel fuoco del posit. faccio essere vicino a 100% di misura = 100%.

Quel si parla di "mm" parlo di orbite dov'è elet. ma forse dov'è PROBAB. di trovarlo = ORBITALI che non hanno un senso fisico ma derivano da risoluzione dell'Eq. di SCHRÖDINGER che def. f. matematiche = F.N. d'onda.

Il $\square$ dell'f. d'onda è la DENSITA' di PROBAB. di trovare l'elet. = ORBITALE atomico. Gli elet. def. l'orbitale e me danno origine. un orbitale è la regione di volume intorno all'atomo in cui probab. di trovare l'elet. è del 90%. ogni atomo ha $\neq$ orbit. atomici un si fa a descriv. 1 e discernere da un altro? Oppure è desc. da f. d'onda → sm 3 e def. n° quantici

due derivano
da f. d'onda
s.

DIMENSIONE
del CUSCIO
CONVEG. ELETTR.
CON QUEL
VALORE

1) n° quantico principale n = correlato a dimens. orbitale = allo suo E_n
 n def. una regione di max. dist. dal nucleo dov'è tutti gli elet. convegni.
 da quel valore di n poss. ess. presenza
 n = livello energetico suddiviso in sottolivelli che sn effettiv. qd che
 si possono chiamare orbitali distinti da l
 $1 < n < \infty$ (anche se $\rightarrow +\infty$ ma, a oggi, si fuso $\rightarrow +$)
 trovati elet.

2) n° quantico secondario: l assume tutti i valori interi compresi tra 0 e $n-1$

3) n° quantico magnetico: m_l indica il n° di orbitali presenti in ogni sottolivello. C'è il n° di valori che può assumere

Tabella pag. 263.

$$n=1 \quad l=0 \quad m_l=0$$

$$0 \rightarrow m_l=0 \text{ per } l=0 \text{ 1 solo orbitale}$$

$$n=2 \quad l \begin{cases} 0 \\ 1 \end{cases}$$

$$1 \rightarrow m_l \begin{cases} -1 \\ 0 \\ 1 \end{cases} = \text{nel livello } n=2 \text{ per } l=1 \text{ ci sn 3 orbitali}$$

$$0 \rightarrow m_l=0 \text{ 1 solo orbitale}$$

$$n=3 \quad l \begin{cases} 0 \\ 1 \\ 2 \end{cases}$$

$$1 \rightarrow m_l = -1, 0, 1 \quad 3 \text{ "}$$

$$2 \rightarrow m_l = -2, -1, 0, 1, 2 \quad 5 \text{ orbitali}$$

$$\text{Totale} \quad 0 \rightarrow m_l=0$$

$$n=4 \quad l \begin{cases} 0 \\ 1 \\ 2 \\ 3 \end{cases}$$

$$1 \rightarrow m_l = 3 \text{ orb.}$$

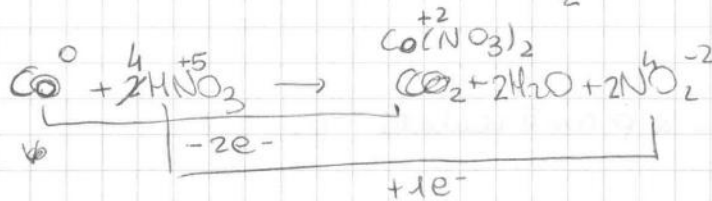
$$2 \rightarrow \text{5 orb.}$$

$$3 \rightarrow 7 \text{ orbitali}$$

$$t = 40^{\circ}\text{C} \quad V = 3\text{e}$$

100g Co

Pt Frizioni molari di H_2O e NO_2



$$n = \frac{100}{58,93} = 1,70$$

$$\text{Co(NO}_3)_2 = 2 \cdot \text{RT}$$

$$1,70 : x = 1,4 \quad x = 6,8 \text{ n}^{\circ} \text{ mol di HNO}_3$$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{6,8 \cdot 0,0821 \cdot 313}{3} = 58,25 \text{ atm}$$

$$g \text{ Co(NO}_3)_2 = 1,7 \cdot (59 + 28 + 96) = 311,1 \text{ g}$$

$$g \text{ H}_2\text{O} = 3,4 \cdot (2 + 16) = 61,2 \text{ g}$$

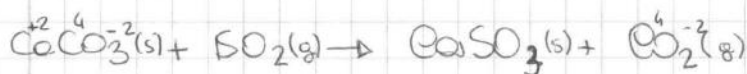
$$g \text{ NO}_2 = 3,4 \cdot \frac{46}{46} = 156,4 \text{ g}$$

$$\text{Massa totale} = 1,7 + 3,4 + 3,4 =$$

$$p = \frac{(3,4 \cdot 2) \cdot 0,0821 \cdot 313}{3} = 58,88$$

$$X \text{ H}_2\text{O e NO}_2 = \frac{3,4}{6,8} = 0,5$$

~ - ~



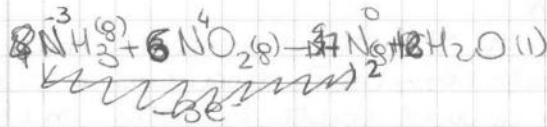
- Recipiente in cui avviene la reazione ha $V = 10\text{e}$
- 100g CaCO_3
- $p \text{ SO}_2 = 4,7 \text{ atm}$
- temp. ambiente (25°)

- P. finale? Fras. mol. di SO_2 e CO_2

$$n \text{ CaCO}_3 = \frac{100}{(40 + 12 + 48)} = 1 \text{ mol} \quad \text{R.L.} \quad V = 10 \text{ e}$$

$$p_{\text{CO}_2} = \frac{1 \cdot 0,0821 \cdot 298}{10} = 2,45 \text{ atm}$$

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{4,7 \cdot 10}{0,0821 \cdot 298} = 1,92 \text{ mol R.E}$$



- $t = 376^\circ\text{K}$
- 250g NH_3
- 250g NO_2
- V del recipiente = 2L
- P finale?

$$n^\circ \text{NH}_3 = \frac{250}{17} = 14,71 \text{ R.E. } 8:6 = 14,71 : x \cdot x = 11,03$$

$$n^\circ \text{NO}_2 = \frac{250}{46} = 5,43 \text{ R.L. } 8:6 = x : 5,43 \quad x = \frac{5,43 \cdot 8}{6} = 7,24$$

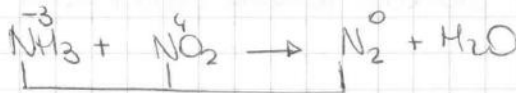
$$pV = nRT$$

$$n_0 \text{N} = 6,7 = 5,43 : x \cdot x = 6,335$$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{6,335 \cdot 0,0821 \cdot 376}{2} = 98,87$$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{6,335 \cdot 0,0821 \cdot 376}{2} = 98,87$$

Pero devo aggiungere le moli di NH_3 non reagite



$$n_{\text{NH}_3} = 14,71 - 7,24$$

$$p = \frac{13,81 \cdot 0,0821 \cdot 376}{2} = 213,1$$

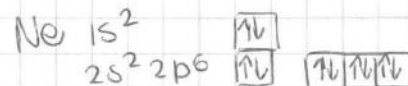
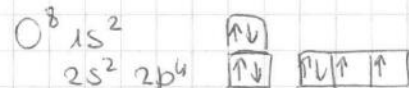
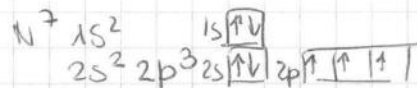
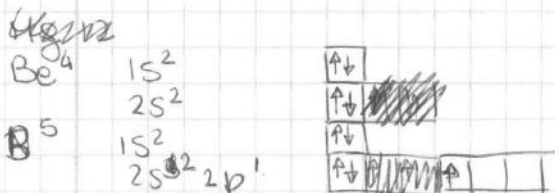
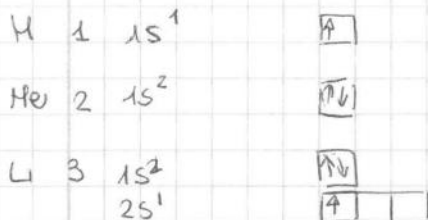
CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE

$$C = 6$$

2° periodo 2° livello
2° gruppo 4 elettr. nel livello più esterno



Ogni orbitale può essere descritto e contenere 2 elettroni che si distinguono x il n° quantico di Spin (associato un m° legato alle rotaz. intorno all'asse, moto traslazionale e rotazionale intorno al proprio asse) $\pm \frac{1}{2}$
che deve essere opposto



18/10 IDROGENO

di 1 livello

Tutti gli orbitali $1s$ zappupp. e in stesso en.

Atomi polielettronici: orb. ^{stesso livello} non stesso en. = non isoengetici dovuto alla repuls. tra gli elettroni → effetti destabilizzanti che stesso caso = si distorcono = descriv. orb. di forma e dimens. $\neq$ +/- vicino al nucleo = $E_n \neq$ - Atomi polielett. seguono degli orbitali em x qnd si fa la config. elettr. Gli orbit. d. $1s$ 5 contengono molti elettr. → tendono ad espandersi x limit. la repulsione = la dist. supera qll di $1s$ (4s è in livello en. superiore). $1s$ si riempie con 2 periodi di ritardo. Allontan. dal nucleo la diff. di E_n ha gli orbit. diminuisce.

Ecco ci presentiamo gli elettroni

- PRINCIPIO di PAULI ogni orbit. essendo descritto da f_{el}^2 può dare 2 soluz.: le partic. in moto danno oltre moto traslat. orbitario attorno all'asse = possono rotare in 2 dir. opposte. ogni orbit. può contenere 2 elettroni (ognuno è descritto da 4 n° quantici, mentre l'orbit. da 3 n°)
- REGOLA di HUND: qnd ho + elettr. da sistem. in orbit. isoenget. (3 elettroni e 3 orb. vuoti → 1 elettr. x orbit.) cerca di occupare il n° max di orbit. e disporli me. Qnd ho riempito tutti gli orbit. se ne mette altri li mette in ell. rimane con spin opposto. x mot. di natura quantomecc. qnd li mette nel > n° di orbit. li mette con spin paralleli perché camp. elettr. magn. generati con origine peribor. - neutre

Li $1s^2$ $\uparrow\downarrow$ l'ordine di riempimento è fuc dell'energie.
 $2s^1$ $\uparrow$

En 2 Enie ne si termina lo sequente = Periodo successivo

Dalla config. elettr. si risale agli ioni (livello esterno total pieno) (IV gruppo di sdito
 " " " vuoto
 non da ioni ma composti covalenti).

PROPRIETÀ PERIODICHE. Propr. che variano in modo periodico sulla tavola: sm di natura fisica.

- 1) Raggio atomico
- 2) $\rightarrow$ ioni
- 3) En. di ionizzazione
- 4) Affinità elettronica
- 5) Elettronegatività.

④ Raggio della sfera che rappresenta l'atomo comprendendo del guscio elettronico + esterno misura elettrica xica supos. determ. la qst. moto

Costituito dai limph. di legame

Dipende da n° elettr. = dipende da xido e gruppo = R. at. atomico tende a crescere al crescere del n° atomico.

Da un gruppo al succ. aumenta n° elettr. ma n° quant. princ. è $\neq$ tutti in un guscio di uno eena dimens. = darebbe essere costante lungo il periodo e invece diminuisce.

DIMINUISCE LUNGO IL PERIODO e AUMENTA LUNGO IL GRUPPO.

↓
 Aumentando n° atomico il nucleo diventa + grande (nucleo cresce e guscio elettr. è grande) la forza attratt. cresce al punto che riempie di se il guscio elettr.

↓
 lungo il gruppo aumenta n

TERMOCHIMICA

fenom. avvengono trasform. di tipo energetico $\rightarrow$ TERMODINAMICA - Scienza e ne staute.

Studio della dinamica del calore. Ogni processo spont. o no / motin. o no richiede descrizione in termini di En. En. di un corpo $\propto m \cdot c^2$ - fonte inesauribile dell'En e dei legami = trasform. dell'energetiche: $E_u \leftarrow \begin{matrix} \text{assorbita} \\ \text{liberata} \end{matrix}$

Ozono + ossido di azoto prodotto da fulmini che attraversano atmosf.

Chiuso o che fonde assorbe E_u /
 Acqua che bolle " " " $\left. \begin{matrix} \text{Tr. fisica.} \\ \text{chimica} \end{matrix} \right\}$

and si forma pioggia s. libera

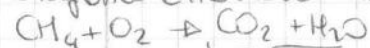
Combustione libera E_u " chimica

Un oggetto ke cade libera E_u che da potent $\rightarrow$ cinet. $\rightarrow$ Dat'uto (= calore) nell'urto.

En dell'acqua in condotti $\rightarrow$ E_u $\rightarrow$ elettrica

La chimica ha tutto up!: E_u nelle trasform. - Convers. di E_u $\rightarrow$ up! nel descrivere un processo.

En universo = cost. ma qualunque app. sost. tende a trasform. in modo da dimin. contenuto energetico e liberarlo in univ. - Config. elettr. di un atomo $\propto$ qll en meno E_u .



Cont. en $<$ contenuto

energ. che si libera E_u come calore.

In chimica tutto E_u $\rightarrow$ descritto $\rightarrow$ descritto da TERMOCHIMICA.

Quid devo descriv. le trasform. energ. di un oggetto, l'obj. $\rightarrow$ sistema.

En del sist $\propto$ def em E_u . Interna nella tr. chim. varia. E_u int $\rightarrow$ descritto em E_u
 $E_{u \text{ prod}} - E_{u \text{ repp}} = E_u$ im prod nella tr. chim. - Dovrebbero essere def come differenza di ma da punto di vista macroscopico va bene Δ .

$\Delta E < 0 \rightarrow$ sist emette $E_u \rightarrow$ sist $\rightarrow$ amb.

$\Delta E > 0 \rightarrow$ ~~sist~~ prod ha + E_u dei repp. = sist ha assorbito E_u .

Si guarda ΔE del sist (x convenzione): segno +/- del ΔE riguarda il sistema.

Sotto qle forme il sist trasferisce E_u ? E_u int varia se ci sn flussi di CALORE e/o il sist. CONPIE o SUBISCE LAVORO

$$\Delta E = Q + W.$$

es auto con carburante ΔE diminuisce nel moto $\rightarrow \Delta E$ / calore (attrito opp. mecc., tubo di scarico caldo, attrito ruote)
 $\rightarrow$ lavoro moti dell'auto.

Lavoro E_u chim della combust. diventa en mecc. sul moto dei pistoni che muovono i cilindri

Segno ΔE dipende da combinazione col/lav. Se ΔE ~~positivo~~ sottratto E_u come col = -Q

Se sist fa lavoro spende E_u = spende calore = -W

Se 1 + e 1 - dipende dai valori di Q e W il segno di ΔE .

es un sist fa lavoro ma subisce riscaldamento. $\Delta E > 0$.

es fase compress. del motore diesel

Aria carbur. compressa = $\downarrow$ E_u , il gas si scalda (-V) = + calore (Q > 0) = $\Delta E > 0$

En trasformazioni di En se sottraggono di calore o se di lavoro

nelle molecole. Appena spegno il forno l'oggetto è meno caldo che qualche sec. dopo. And microwaves cessano smettono di vibrare ma x farlo devono emettere eu (PT em color nm può farlo come microwaves).

Contributi di eu potenziale (es attr. prot/elettr.)

Rottura richiede eu viceversa formaz (= libera Eu).

Il bilancio energ. deriva dall'Eu che devo spendere x rompere legami e qd x formarne nuovi



2 di H si separano x legarsi ad O = richiede eu - legami liberano. Per rompere legami H H meno eu che per formare OH = reaz. esotermica.

I colori in gioco nelle reazioni derivano dalla rottura di legami. Eu per rompere i legami e formarli = reaz. esoterm. / endoterm.

Si vuole Eu x rompere il legame $\rightarrow$ diff. stato iniziale e finale = entalpia (colore sviluppato nella reaz.) scimmia ke fa parte la reazione nella reaz. chimica. Eu liberata oltre reaz. di altre molecole che ancora nn reagite = fine dello fine.

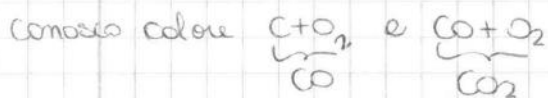
Probl. determinare i colori scelti nelle reaz. chim. in reazioni x natura in pratica imp. che due prop. indus. di si svolge la reazione deve resistere.

ENTALPIA FINE di STATO x stab. colori in gioco.

LEGGE di HESS x calcolare entalpie di reazione.

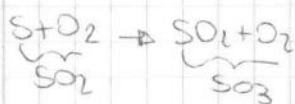
se ho processo in cui $A \xrightarrow{\text{diretta}} D$ e voglio conosc. colore dello tr. e nn posso misurarlo dirett. A in B, B in C e C in D basandomi sul fatto entalpia fine di stato il colore è la somma dei colori delle tr. intermedie

es Cal. formaz. della CO_2

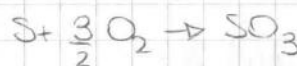
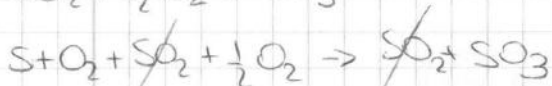
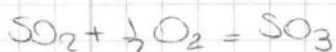
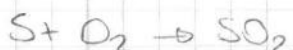


Colore formaz CO (da C e O_2) e CO_2 (da CO + O_2)

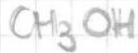
es ed. form. SO_3 nn posso calcolarlo direttam.



Colore di form₁ + Col. form₂ = dalla comb. metrica le linee delle 2 eq. mi. il colore finale



colore di form. di SO_3 e qd ke si libera nelle reaz. elementari



METANOL

↓



- Calore (kJ) rilasciato quando 15 l CO $T = 85^\circ\text{C}$ $p = 112 \text{ kPa}$ reagiscono con 18,5 l H_2 $T = 75^\circ\text{C}$ $p = 766 \text{ mmHg}$

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= \\ 101,325 \text{ kPa} &= \\ x &= 112 \end{aligned}$$

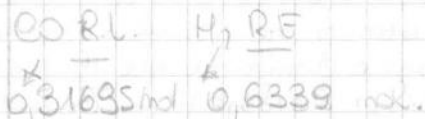
$$pV = nRT \quad n = \frac{pV}{RT} = \frac{1,105 \text{ atm} \cdot 15 \text{ l}}{0,0821 \cdot 358} = \frac{16,575}{29,398} = 0,5639$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 = \\ x &= 766 \end{aligned}$$

$$n = \frac{0,978 \cdot 18,5}{0,0821 \cdot 348} = \frac{18,1115}{28,5708} = 0,6339$$

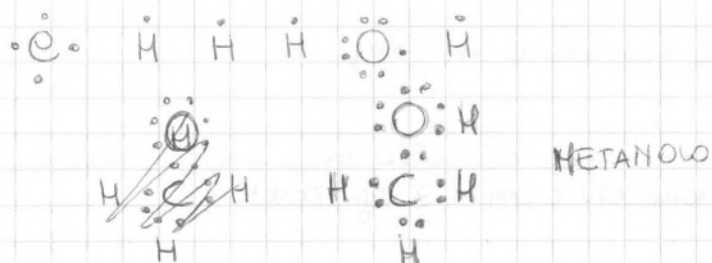
$$1:2 = 0,5639 : x \quad x = 1,1278$$

$$2:1 = 0,6339 : x \quad x = 0,31695$$

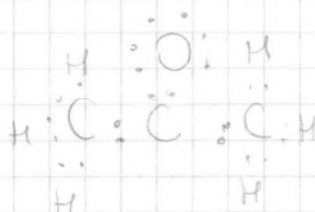
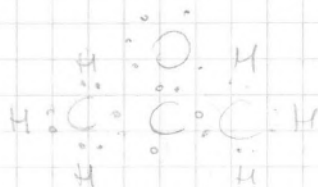


$$(-238,6) \cdot 1 - (-110,5) = -128,01$$

$$\text{Dato che ho } 0,31695 \text{ mol di } \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow -128,01 \cdot 0,31695 = \underline{\underline{-40,60}}$$



Negli acidi l'H è legato all'O.



28/10/05

legame covalente polare

Leg. cov. tra elem. di $\neq$ elettr. neg. che dipende da em elett. distribuiti.
se elevata leg. cov. polare $\rightarrow$ dipolo elettrico sulle molecole (mm sm carica c'è
asimmetria della carica)

Rivel. polare tra atomi = $\Delta E = 0$

" polare tra atomi con ΔE

ionico ΔE molto alta e poten. ionizz. molto $\neq$ = trasfer. elettr. da 1
specie all'altra.

La natura del leg. ionico è tale x cui anche nel caso migliore c'è un $\neq$
ionico al 100%.

Anche se c'è transf. di elettr. c'è ancora elettr. che ottengono elettr.: un elettr.
è ancora 100% condiviso con atomo fenitore.

Ionico se carichi ionici > 50 per non essendo complet. ionici. xhe compen.
assimilabile a 2 ioni separati legati x forza elettrostatica.

leg. metallico: formalismo del covalente dato la natura dei metalli (basso
poten. e affini.) ond 2 atomi si legano per elettr. mm sm localizz. sul leg.
cov stesso ma delocalizzati su tutte le masse - mare di elettroni.

Per qst caratti. particolari: cond. elettr. / termica perché ci sono elettr. liberi
di muoversi lungo la massa metallica, liberi xhe mm nei leg. cov.

Metallo ha atomi = con basso pot. ionizz. / off. elettr. = si ha elettr. mm condati
e un atomo ma le si muovono.

Possono deformarsi senza spezzarsi $\rightarrow$ duttili, malleabili (se mm sm più ma lo
sono, le miscele mance).

Cui sollecitazioni atomi scivolano: sol. ionico si rompe perché si rompono i legami
= cariche uguali si avvicinano = si allontanano xhe mm c'è il leg.

Modello VSEPR

Tutta struttura di Lewis struttura geometrica - dispos. mm cariche.

Organismo umano riconosce caratti. strutturali e gestiti.

Glicossio = 2 molecole = x composti ma $\neq$ per gruppo che disposto $\neq$.

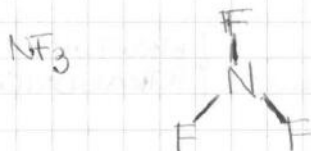
Per un immediata

Dest. osio = 1 delle 2 forme del Glicossio (l'altro è lev. osio)

assimilato senza essere digerito

deve essere trasformato in Dest. osio
xhe ha CH privo dell'altra parte

Valence Shell electron pair repulsion repuls. delle coppie di e⁻ di valence. Ond costruire
strutt. molec. il leg. devono essere alla max dist. Parla di elettr. xhe leg. sm
coppie di e⁻ formalizzate.



Ha tre leg. = sistemati alla max dist.

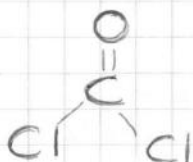
Quello sul piano la struttura è $120^\circ \rightarrow$ max dist. dei legami.

Disegno secondo strutt. planare $\rightarrow$ trasforma una cosa: un doppietto di elettr.
è trascurato eppure è carica negat. che respinge = deve guardare se ci sm
coppie di elettroni solitari = forma non esatta

P354 Forme delle molecole. Struttura le rendono min le repulsioni.

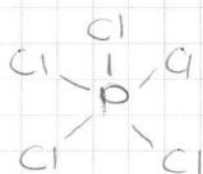
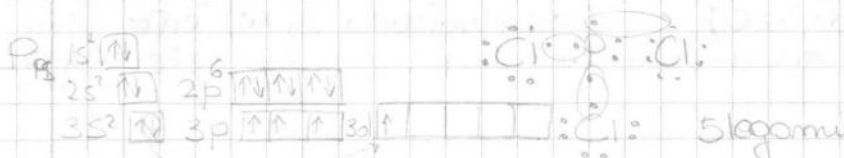
- ② Struttura di Lewis
Formula di Struttura

CLORURO DI CARBONILE



STRUTTURA
PLANARE

- ③ PCl_5 (Eccezione alla regola dell'ottetto).



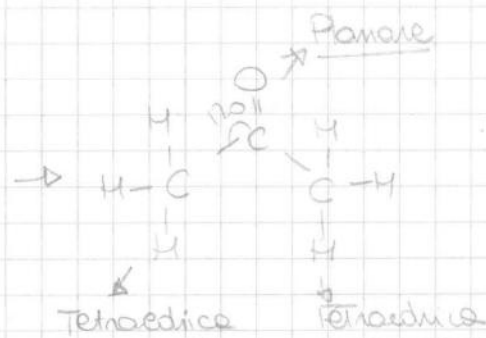
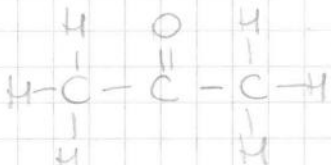
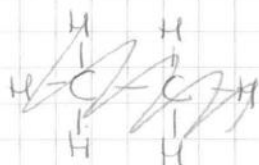
P è del 3° periodo =
può dare 5 legami
xché ci sono i 3d
l'atomo ha 10 e⁻

- ④ SF_6

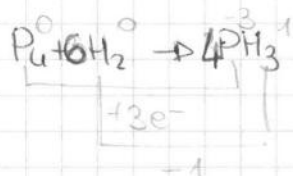


S è del 3° periodo allora può dare 6 legami perché
l'atomo ha 6 e⁻ orbitali 3d.
Intorno ha 12 e⁻

- ⑤ CH_3COCH_3 (Acetone)



la fosforina ⁽⁸⁾ si forma da P_4 e H_2 ^{fosforo}



g PH_3 37,5 g P_4
83, l H_2
latu
273°K

$$n_{P_4} = \frac{37,5}{124} = 0,3024 \text{ mol R.L.}$$

$$n_{H_2} = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \cdot 83}{0,0821 \cdot 273} = \frac{83}{22,4133} = 3,698 \text{ mol R.E.}$$

$$1:6 = 0,3024 : x \quad x = 1,81$$

$$6:1 = 3,698 : x \quad x = 0,616$$

$$n_{PH_3} = 1:4 = 0,3024 : x \quad x = 1,2096$$

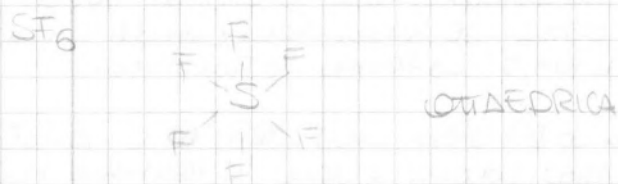
$$g_{PH_3} = 1,2096 (34) = 41,13 \text{ g}$$

Quanto non reagite ~~g PH_3 = 83,0 - 41,13 = 41,87 g~~ $V = 1,81 \cdot 22,4 = 40,554$

$$83,0 - 40,554 = \underline{42,446 \text{ l}}$$



6



13 orbit. sp^2 danno 3 legami

Ibridazione sp^3 : processo che implica mescol. di 1 orb. s con 3p $\rightarrow 4 sp^3$ ^{1scm.} disposti lungo i vertici di un tetraedro regolare
Combinat. lineare di orbit. atomici di partenza

Ibridazione sp^2 : processo basato su combin. lineare di orbit. atomici di 1 orb. s con 2 p a formare 3 sp^2 ^{1scm.} disposti lungo i vertici di un triangolo equilatero mentre il p non ibridato $\perp$ al piano. (forma trigonale)

$BeCl_2$ $Cl-Be-Cl$ Strutt. di Lewis: lineare.
 $\downarrow$
 $2s^2 \rightarrow$ nessun legame $\rightarrow$ subisce ibridazione.

Ibridazione sp : processo basato su combin. lineare di orbit. atomici di 1 orbit. s con un orbit. p a formare di 2 sp disposti a 180° - C'è un orbit. non ibridato p disposti $\perp$ ai 2 orbit. sp disposti a 180° uno rispetto all'altro.

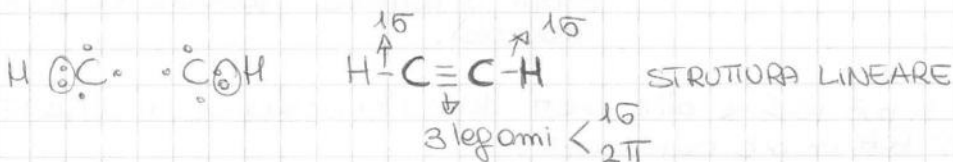
es CO_2 $O=C=O$

4 leg. sp ($2\sigma, 2\pi$)

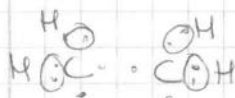


Ci son 2 doppi leg. $2\sigma, 2\pi \rightarrow$ 2 orbit. non ibridati. si lega con un O. con sovrappos. parziale di orbit.
 $\downarrow$
 sp che si lega con O

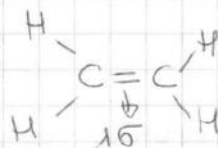
es C_2H_2 ACETILENE



es C_2H_4 ETILENE



3 orbitali sp^2



$1\pi \rightarrow$ parziale sovrapp. di orbit non ibridati.

ORBITALI IBRIDI = LEGAME σ
" NON IBRIDATI = LEGAME π

PCl_5 Rep. detto non aspettato ma in elem. del 3° periodo con orbit. p.

$\downarrow$
5 leg. = ibridazione $sp^3d \rightarrow$ 5 leg. secondo vertici di una BIPIRAMIDE REGOLARE
 $\begin{matrix} 1s \\ 3p \\ 1d \end{matrix} \rightarrow 5sp^3d$

sp^3d^2 $\begin{matrix} 1s \\ 3p \\ 2d \end{matrix} \rightarrow$ 6 orbit. disposti secondo BIPIRAMIDE A BASE QUADRATA
6 orbit. sp^3d^2

Interno x qst se i gusci esterni



Avvicino 2 Li = 4 orb. it.

$\sigma 1s$ legame

$\sigma^* 1s$ anti "

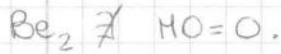
$\sigma 2s$ legame

$\sigma^* 2s$

ci mette 6 elettroni

$$\Delta \text{ORD di LEGANTI} = 1 \quad \frac{4 \text{ leganti} - 2 \text{ anti leganti}}{2}$$

$$N^\circ \text{ HO e} = N^\circ \text{ orb. Atomici}$$



B ci son anche orb. p. Vole 2pp. sinapppos. collineare e laterale.

2p sinappp. lineare / 170 leganti σ 2p
" anti " $\sigma^* 2p$

Molecole paramagnetiche attratte da campo magnetico Ci son bilance che misurano
entro di campo magnet. defl. opp.

diomagnetiche : materiale respinto dal c. "

$\text{B}_2, \text{C}_2, \text{N}_2, \text{F}_2, \text{Ne}_2$ ho orb. p. Si può traslocare il 10 derivanti da orb. atom.
interni = se qst del guscio di valente

Sist. paramagn. ha orb. semipieni } le compati. diomagn/paramagn. si vede dalla
" dia " + pi. elett. accoppiati. } config. elett. di valente.

B ha elett. semiaccoppiati = paramagnetismo

En di leg. cresce coll' aumentare dell' ord. di leg. } lep. sempre + anti = tanto + 2 atomi sm
leghi, tanto + sm vicini -

energia
da fornire
x rompere
legame

Tro il 10 spiega forma. di molec. ke con la Teoria del leg. di valente mod (es qst che no
disponi di atomi).

08/11/05 STATI CONDENSATI della MATERIA

3 forme di aggregazione costituzionali

- 1/ gassoso
- 2/ liquido
- 3/ solido

$\frac{2}{3}$ Sm 2 stati condensati della mat. → soggetti a transf. del low state di occupazione
 1 XSW la natura non " " " " " " " " " " " "
 ↳ dette TRANSIZIONI di FASE

La materia nello stato condensato è tale che fra le particelle fanno due x-metations di origine 2/3 - se forze deboli o temp. alta non possono trattenere le partic. vicine = dov'è stato condensato o possono → bisogna farle distinz.

$\frac{H_2O}{\neq}$ liqu. na molecula de H_2O simples ke interaprisco = fase condens $H_2O - C$ sn

fuochi da cucina 3 non ossimilabile ed un metallo, ma 3 con singole molecole che interagiscono in modo con forte da conferire propri. analoghe o gli di 1-3 mm con caratteristiche occasionali ma ha OmV, forma, dimensioni proprie.

U sin emg molecule ke interagisond
segrato formot. siñh condens. xñe F tra de molecule:

+/- debsli do lui natura e phomente elotno
matrice do

leg. covalente tra $H-O =$ polare $\Rightarrow H-O$ ha momento di dipolo $\neq$ proprietà (imp!)

Acqua ha molecole polari: due se ne sono portate cariche = asimmetria nella molecola
gli dipoles può interagire con ampie di pol. = FORSE INTERMOLECOLARI TRA LE
MOLECOLE di H_2O : causate dal parziale momento di dipolo delle molecole.

FORTE INTRAMOLECOLARI = separa atomic x formare la molecola.

Si libera o si richiede Eu per passare da uno stato all'altro $\rightarrow$ mettere in gioco Eu
E quindi come tra le molec. si formano legami deboli di ~ 100 cal/mol. con Eu di legame
intra molecolari. ma un grado di Eu associat. reversibile (= di ~ 1000 cal/mol).

ED) Per bollore H_2O = da colore che H_2O mm arriva all'ebollizione? Che lo stato di ebolliz. è forse in cui H_2O da liquido $\rightarrow$ vapore. molec. anche se debolmente sm. legate le une alle altre (stato liq). Gasoso: molec. libere di muoversi. H_2O evapora $\odot$ spendo en. ke serve a conferire alle molecole l'en. cinetica suffic. x superare i vincoli di qst. F. interessante osservare ke passando da stato vapore a liquido viene ceduta t_m = a qd. richiesta x passare da stato liq. o vap.

12.3 Diagramma T-T (tempo/temperatura) Tempo = variabile commessa alla qm⁺ di calore fornito/ceduto. Il sist qui si sta raffreddando

$$\int x \rightarrow dx$$

① Diminution de temp.

② Temp cost (= Set up + $\frac{STP}{Q}$) x the cost?

gas condensa $\times$ formare il liquido $\rightarrow$ situazione che si verifica che tra le particelle del gas stanno iniziando a stabilirsi leg. intermolecolari (+ forti d. gel nel gas) $\rightarrow$ tengono le particelle vicine

Nel formare Rep. intermolecolare cosa succ. a T_m ? Tendo rettilineo alla libe-
razione (em. avviene a T_m Rep. elettrolitico). $\rightarrow$ processo esotermico: calore liberato
mantiene costante la temp. dell'ambiente anche se continuo da fuori o raffredd.

Acqua + ghiaccio, in freezer = Temp cost $\approx 0^\circ\text{C}$.

di carica su molecole vicine avvicinandole. Da una all'altra parte i dipoli
 Sm poco sensibili = piccoli mom. di dip. = le F elettrost. sm deboli. Rallentando
 il passo da fase gas a liq. → **MOMENTO DI DIPOLO TEMPORANEO** =
 → **TORRE di VAN DER WAALS** o di **DISPERSIONE di LONDON**

Valori di E_u di leg. sm + borne di q.e. delle F intermolecolari

Ho recipiente chiuso con tappo e vi metto mezzo H_2O poi lo tappo e con il rubinetto
 metto fuori il vuoto = espando la fase gassosa = ~~senza~~ dopo un po' il livello del
 liq. è diminuito con manometro misuro la ora ne prima zero il vuoto
 era press. → ne mantengo sist. a temp. cost. qst. press. da un punto in poi
 è cost.

Se abbasso temp. liquida → press. gas <

Se aumento " " → " " >

Se potessi distinguere le molec. nel recipiente e dare un nome a q.e. in fase gas.
 Che le distingue da q.e. in fase liq. c'è un transito di molec. da fase gas → liq.
 e viceversa. Quasi relat. Equ/gas = cost. Equilibrio raggiunto $\Rightarrow$ $\Rightarrow$ **DINAMICO**
 Essendo portatrice da fase gas a mm c'è ~~nessun~~ variat. liq/gas xkè ho 2 processi
 a velocità = dalle 2 parti. (concetto applicato anche alle reaz. chim. $\Rightarrow$ formul.
 di motu eimetica).

Qnd sm in equilibrio dinam. e vedo la Press. nel recipiente = **TENSIONE di VAPORE**
 o **PRESS. DEL VAPORE SATURO**

Il suo variazione della Press. del vapore = andamento o naturale = c'è crescita e
 poi mm cambia xkè sm in equil. dinam.

Riscaldamento / raffreddamento causa Tensione di vapore = $\neq$ Pressione

$\downarrow$
 flue della temperatura
 ΔH calore molare di evaporazione (specifico x la massa molare)
 $\downarrow$
 x per evaporare 1 mol H_2O

Eqne Clausius-Clapeyron Nota Temp. T_1 di vapore in T_1 posso conoscere q.e. in T_2

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_{vap}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

E sm liq. con temp. vapore basso / altri effetti

$\downarrow$
 un liq. tende ad evaporare e porta di temp.
 (ho F intermolec. + dipoli)

es etere dietilico e cautotto eaulo mano si do suff. calore allo miscelo x farlo bollire
 xkè ho +. basso ad 1 atm.

Temp. eboll. flue della Tensione di vapore e della Press. esterna.

Un liq. può bollire a qst. temp. dipende dalla Press.

Temp. eboll. Temp. alla qe la temp. di vap. del liquido eguaglia la Press. est. (fenom.
 tumultuoso)

Eboll. = fen. massivo (si formano bolle xkè in H_2O la massa H_2O ha temp. di vapore

Tale x cui possa o muto gassoso bolle < press. = solgono)

Evol. avviene superficie

Potumi: l'ome solido per corpo su superficie inetta = sol $\rightarrow$ liquido = si scioglie poco
p. sot. = a prima = ricongela.

Qst fenomeno m'è consueto. È legato al legame H. $\rightarrow$ H₂O liq. $> p \times k_{\text{leg. H}}$
m'è suff. forte da bloccare particelle in pos. specifiche: molec. in stretta
impacchi. max. celat. legame H e m'ci in spaz. juoh tra le molecole

* xkè eu
cinetico molto
elevato

Abbassotemp. $<$ movim. molec. fino a qnd leg. forte $\times$ bloccano le molecole
in posizioni specifiche lungo il reticolo cristallino = interat. di max per blocco
ele in posiz. specif. in orient. specifico molele formos. del solido si generano
spazi tra le molecole = $\rho \rho$. Solido $<$ che del liq.
leg. H particolarmente forte $\times$ H₂O.

H₂S pos a temp ambiente

x

analogo H₂O ma periodo $>$.

leg. H influenza molte propr. $\times$ molte sost.

12:13 pri ebolliz. $\times$ $\neq$ molec.

Com. diplo basi (propioni) $\rightarrow$ H.d. dri (acetoni trif) + è alto H. diplo $\rightarrow$
temp. ebolliz. qst $\times$ kè leg. H forte.

CH₄ poco elettr. / molec. apolare

PROPRIETÀ dello STATO LIQUIDO

In acqua Fg. gocce d'acqua ke in stacca da tubimetro avrebbe forma sferica xkè
 $\times$ tenore superficiale.

Sfera ha caratteristiche $\times$ geometria di volume: cubo $V=1 \text{ m}^3$

Sfera $z = \frac{1}{6}$ ha $<$ superf. esposita

= H₂O per tens. superf. forma sfera

$\rightarrow$ $\uparrow$

F che si oppone all'aumento di superf.

Eu che bisogna dare ad opp $\times$ per aumentare la sua superf. EST.

Recipiente con H₂O mette dio forma chiara unica. affondando = tante facce ma
tende a formare chiara xkè poche hanno superf. $\rightarrow$ dello chiaro unico.

Propri. H₂O / olio oposte = si respingono = tende occupare - spono xkè è rep.
di instabilità

+ forte F intermolecolari di liq $>$ Tens. superf. H₂O tens. superf. elevata xkè leg. H
forte.

Tens. attivi diminuiscono tens. superf. addensandosi sulla superf. H₂O zuppe leg. H

$\rightarrow$ H₂O zuppe le particelle di grasso

xkè $\exists$ tens. superf. ? Molec. d'H₂O al centro bicchi. uniform. circondata da molecole
= stabile. In superf. molecole hanno altre sotto stabili impure = contrib. enep.
tali $\times$ cui l'H₂O cerca di diminuire la sua superficie

Capillare: tubo di vetro con diam. piccolo immerso in rec.p. pieno d'H₂O si vede
che l'H₂O sale lungo il tubo fino ad una certa h e poi si ferma con tubo + grande
H₂O sale meno, ma poi si ferma se non si avrebbe moto $\times$ petto

$\neq$ FORTE ADESIVE / COESIVE

x

F che rimettono ad opp
di appicc. carni (qnd m'edda
ho 2 parti = ma attaccate
di adentro

x

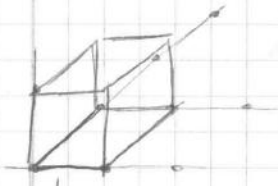
F tra SST =
leg

F adesive Superano qd coesive

$\neq$ parete vetro / H₂O toll. da attr. coes.
H₂O lungo le pareti del tubo. eletrasine
H a cui m'arriva dipende
peso delle massa d'acqua al di sopra
della base se troppo elevato H₂O am
sale

U due lati a/b che si ripete nello spazio

③ Caso tridimensionale = U che si ripete nello spazio



↓
cella elementare

Ret. cristall. = ripetizione della cella e. nello spazio. E' importante anche ma
ognuna ha certe caratteristiche particolari: elementi di simmetria

assi di sim. / centri di sim. / p. di riflessione

7 SISTEMI CRISTALLINI → tutte le sost. cristall. raggruppabili in 7 tipi.

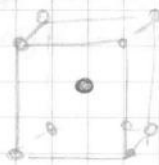
→ con $a=b=c$ angoli tra le facce = 90°

- 1 + sup! [• Ret. cubico: cristallizza in forma cubica (NaCl e molti metalli es. Cu)
• Sist. ESAGONALE " " esagonale (quartz, grafite)
• " TETRAGONALE
ROMBICO
TRIGONALE
MONOCLINO
TRICLINO

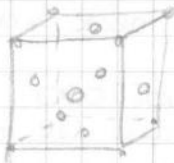
Dati da ripetizione di celle elementari

le celle elementari sm. 14

es. sist. cubico - nei solidi oltre alla cella che si ripete può variare l'imballamento
nei " " ho con particelle ai vertici - può succedere che al
centro ne ho una (un'alt. = UNITA' CUBICA A CORPO CENTRATO (es. nei metalli))



Può succedere di avere atomi ai vertici + atomi al centro delle facce = cella
elementare cubica a facce centrate



= varia a partire dai sist. crist. l'imballam. (= n° di atomi all'interno dell'atomo)
metallo è uguale la cella

> parte metalli preferisco p. impacc. + elevati che con sono + stabile.

es. NaCl cristallizza nella forma cubica. In un cristallo di NaCl ogni ione Na⁺ è an-
condato da 6 ioni cloruro = ha n° di coordinazione = 6

n° di primi vicini

Primi vicini dello ione cloruro sm. 6 ioni Na⁺ = n° coord. = 6.

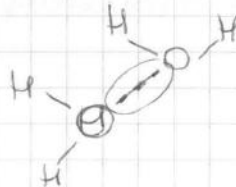
Se NaCl cristallizza in forma cubica a corpo centrato n° coord. > 6

Dal pto di vista microscopico ho + celle che si ripetono dal pto di vista macroscopico
ha simm. cubica cioè viene riflessa la struttura interna (su un cristallo perfetto).

Impacc. - > ogni atomo è circondato da n° > di atomi => stabilità.

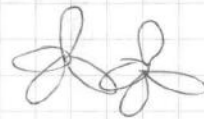
- In base alle forze $\rightarrow$ SOLIDI IONICI. Ci son F attrattive elettrostat. tra ioni di carica opposta.
Formano un reticolo cristallino, hanno un'elevata energia reticolare (se le si avesse $+e-$ che si attraggono mm $\rightarrow$ stabile. di che non sono toccati xhè non sono stabili. deve essere formano reticolo cristallino liberando energia).
Son isolanti, si ott. son conduttori.

- H_2O solido = SOLIDO MOLECOLARE molec. di H_2O tenute insieme dal legame idrogeno. $\rightarrow$ F intermolecolare
Forte prima, l'acqua di un metallo xhè basta spezzare il legame H.

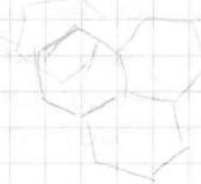


- DIAMANTE / GRAFITI : SOLIDI RETICOLARI ci son leg. covalenti tra gli atomi

$\downarrow$
C nel diamante è ibrido sp^3 Tetraedico
= ci son 4 legami covalenti = molto duro
ci son e localizzati tra atomi di C. = e
un isolante

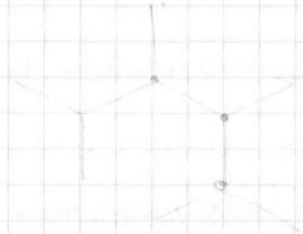


C nella grafite ibrido sp^2 : solido formato da tanti piani che si ripetono e sovrappongono
ogni atomo di C ha un orbitale p non ibridato
 $\perp$ al piano. se x ogni orb. ha un e qst son delocalizzati = conduce.



Diamante e grafite son due forme allotropiche del C: ho C che può f in 2 forme cristalline $\neq$

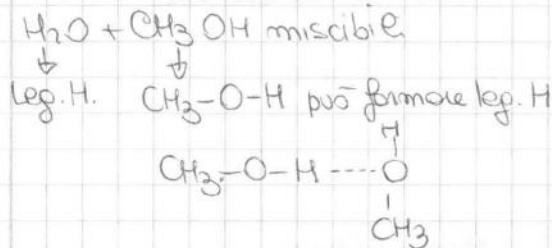
SOLIZIO



le mosse sn additive, V spesso nn si sommano
 es V liq. ≠ con la temp a sn modi di esprimere concentraz. che variano cut
 (es 1m H₂ e %v).

- Soluzioni liquide
- Gas miscibili in t soluz.
- Non tutti liq. sn complet. miscibili → se sn miscib. → soluz. omogenea
 → se sn non complet. miscibili
 → immiscibili

Considera F intermolec. dei liq. di qnd non riescono



H₂O + C₆H₆ non miscibili xkè nei 2 sist. nn c'è stess tipo di forze
 benzene

H₂O scioglie bene sost. POLARI
 C₆H₆ " " " APOLARI (xkè lo stesso è APOLARE).
 ↓
 cioè IL SIMILE SCIOLVE IL SIMILE.

Es soluzione tra 2 composti a, b x avere soluz. di a e b.

A + B → soluz. di A e B bisogna vedere se può avvenire = bisogna considerare eu libero.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \text{ per avere processo spontaneo } \Delta G < 0$$

↓ " " " " " " " "

$$\Delta G > 0$$

Δ eu libero che si libera

ΔH entalpia calore svolto o acquisito a seconda processo esot./endot. calcolato
 a ^{la calore} ~~costante~~ costante

ΔS Δ entropia: misura del disordine A+B aumento disordine

Se ΔH > 0 processo è endotermico (es NH₄NO₃ si scioglie e prende calore
 ΔH < 0 " " " " " " " " da H₂O = si forma ghiaccio)

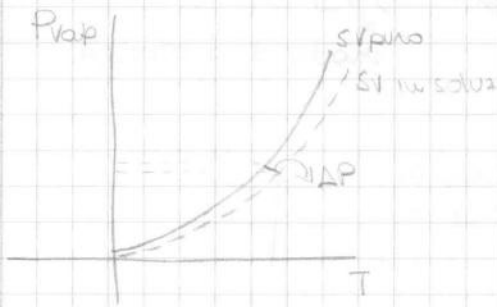
Si considera st ideale di ΔH di miscelazione = 0.

A+B = bisogna rompere forze intermolecolari di A e B qnd non ancora mescolati.
 e poi nuove F
 = fornire Eu x rompere forze interm. A
 " " " " " " " " B
 liberata Eu x formare nuove forze intermol. A e B.
 = 0.

Qst modello nn ha leggi applicabili a sol. reali in particolari condizioni.
Sol. Reale ha comport. ideale qnt + è diluito → basso concentra.

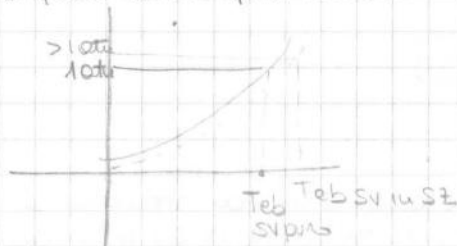
$$\Delta P = X_{SO} \cdot P_{SV}^0$$

Dalla A) deriva l'abbassam. della Press. di vap.



Aol = T la P_vap del sv puro > sv in sz.

B) T_{eb} della soluz. > T_{eb} del solvente puro
liquido bolle qnd la sua P_{vap} = P_{est.} ΔT_{eb} = innalz. ebullioscopico



$$\Delta T_{eb} = T_{eb\,sz} - T_{eb\,sv} = K_{eb} \cdot m$$

ΔT collegato a molalità attraverso la costante EBULLIOSCOPICA MOLALE
qui liqu. ha una propria K_{eb}

$$\Delta T_{eb} = ^\circ K$$

$$m = \text{mol/kg}$$

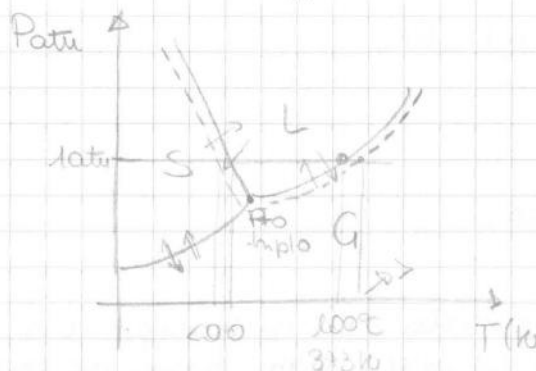
$$K_{eb} = ^\circ K \cdot kg \cdot \text{mol}^{-1}$$

Proporzionalità alla m x K_{eb} propri. collig. dipendono dal n° particelle

C) T_{cong} della sz < T_{cong} del sv puro

Una sz congela a T inferiore rispetto a sv puro → si sporpe sulle sfere con mm piecchio

So ostacolo passaggio liqu. → sol = sz congela a T + basso del sv puro



Volume sol > Vol liqu x i.e. leg. H = pendente della retta è negativa.

Dalla curva -- trova T_{eb} T_{cong} sz

$$\Delta T_{oc} = \Delta T_{oc\,sv} - \Delta T_{oc\,sz} = K_{cr} \cdot m$$

Formole x non elettroliti solubili ma che non si dissocia es. zucchero lett.
NaCl si dissocia complet. = elettrolita forte
1 mol di NaCl → 1 mol Na⁺ e 1 mol Cl⁻

$$\alpha = \frac{\text{n° molecole dissociate}}{\text{n° molecole totali}}$$

↓
grado di dissociazione

ELETTROLITA FORTE α = 1

NAELETROLITA α = 0

ELETTROLITI DEBOLI 0 < α < 1

$$\text{NaCl } \alpha = 1$$

PROPR. COLIGATIVE dipendono da n° particelle

$T_{\text{vap}} S < T_{\text{vap}} SV$ dal grafico capisco $T_{\text{eb}} S > T_{\text{eb}} SV$
 $T_c S < T_c SV$

Per calcolare ΔT devo conoscere concentrazione, e se soluto è elettrol. forte/debole o un non elettrolita che propri. collig. dipendono dalle particelle.

15/11/05 Propri. collig. propri. fisiche delle soluz. dipendenti dal n° di particelle in soluzione.

- Abbass. della Temp. di vapore: S2 sist. chim/fisic. omogenee. Temp. vob S2 < " " SV.
 press. vapore in equilibrio con il liquido che lo ha generato

$P_{S2} = P_{SV} \cdot X_{SV}$
 $X_{SV} = \frac{n_{SV}}{n_{S2}}$
 n° inferiore a 1 che abbiamo sist. a 2 componenti
 $P_{S2} < P_{SV}$

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = X_{S2}$$

- Limit. ebullioscopico da SV a S2 $P < P_0$ Temp. ebulliz. >

S2: SOLIDO IN LIQUIDO

- Abbass. crioscopico

Fenomeni spiegati dalla Termodinamica e da un p.to di vista meccanico: una S2 si forma qnd la intermole. tra SO e SV (es. forze attrattive tra SO e SV) $S_{m2} > S_{m1}$ rispetto ad intermole. del SV o del SO (es. intermolecolari della molecola d'H₂O nell'H₂O).

SV ha forze x → mette SO → per avere S2 intermole. SO + SV = x + d

Qnd devo togliere molec. d'acqua dalla S2 mm sm + attratte da altre molec. d'acqua per $F = x$ ma per $F = x + d$ dovuto al SO = sm + attratte = devo fornire $2x + d$. Temp. vob. < x che lo temperature ad allontanarsi è <.
 Sole p.to di ebulliz. = x si occorre le molec. che una delle altre bisogna fornire d fu m + contributo dovuto alla presenza del SO.
 Qst mecc. mm spiega l'abbass. crioscopico.
 Viene spiegato che dal p.to di vista delle particelle. S2 è disordinata del SV. H₂O liquido = sist. amorfo

" solida = " cristallino: particelle in posiz. ben precise.
 Solo alcuni punti occupati qnd passa dal liqu. al sol. → mette SO e occupa i dei punti x H₂O → gel posiz. mm si può occupare = celt. cristall. mm si può formare. Unico modo è che legame H. scalni qst molec. Diminuzione calore tende a forti i leg.

- Esercizi -

13.67

• $Sz = 0,100\text{ M}$ NaNO_3] elektrolit
 $Sz = 0,100\text{ M}$ CaCl_2]

Quale di PT 2 soluzioni ha Temp. di congel. + bassa e Temp. di ebull. + bassa, Temp. di boll. + alta

NaNO_3 ~~124~~ $\text{Na}^+ \text{e} \text{NO}_3^-$ 2 ions
 CaCl_2 $z=3$ $\text{Ca}^{+} + 2 \text{Cl}^-$ 3 ions

$$\cancel{i \text{NaNO}_3} \rightarrow i \text{Fe}$$
$$i \text{CoCl}_2 \rightarrow i \text{NaNO}_3$$

Temp. ebull. >

Temp. cond. $\propto$

• Temp. ebullicione Etanolo C_2H_5OH $78.5^\circ C$
 " " " 52, 3,4 g Vanilina ($MH=152,14$) in 50 g Etanolo
 $K_{eb} = \frac{C_2H_5OH}{1,22^\circ C/mol}$

$$\Delta T_{eb} = \Delta T_{eb,z} - \Delta T_{eb,s} \quad \text{b}$$

$$m = \frac{1750}{\text{kg/sv}}$$

So Variance $n = \frac{3,4}{152,14} = 0,0223$

$$m = \frac{0,0223}{0,05} = 0,446 \text{ mol/kg}$$

$$\Delta t_{eb} = 0,467 \text{ mol/kg} \cdot 1,22 = 0,545$$

Temp. dell'etando cresce di $0,545^\circ\text{C}$

$T_{C_2H_5OH} \approx 79^\circ C$

13.65

Calcolare Tens. vapore di una sol. di 44,0 g di C_2H_5OH in 500 g H_2O a T $25^\circ C$
glicerolo

Taus. $_{SV} = 23,76$ mmHg

legge di Raoult $P_{sz} = P_{sz}^* \cdot X_{sz}$

$$\downarrow$$
$$\frac{23,76}{760} = 0,0313 \text{ atm}$$

$$x_{SV} \text{ mol } C_3H_8O = \frac{44,2}{92,0} = 0,478 \text{ mol}$$

$$\text{mol H}_2\text{O} = \frac{500}{18,0} = 27,8 \text{ mol}$$

$$X_{SJ} = \frac{27,8}{28,28} = 0,988 \quad 98\%$$

$P_{St} = 0,0313 \cdot 0,983 = 0,0307 \text{ atm}$ in der gleicheosphäre in minitg.

13.64

Calcolare la molalità di S7 con 34,0 ml di C_6H_6 ($\rho = 0,877 \text{ g/ml}$)
in 127 ml di Esano (C_6H_{14}) $\rho = 0,660 \text{ g/ml}$

$$m = \frac{n_{S7}}{kg_{SV}} \quad \text{SO } C_6H_6 \quad \rho = \frac{m}{V} \quad 0,877 = \frac{m}{34,0} \quad m = 29,8 \text{ g}$$

$$m_{C_6H_6} = \frac{29,8}{78} = 0,382$$

$$kg_{SV} = 123,620,660 = \frac{m}{127} \quad \rho = 123,42$$

$$m = \frac{0,382}{0,123} = 3,11$$

13.68

SZ ACQUOSA $\rightarrow 8,00\% \text{ } NH_3$ $\rho_{SZ} = 0,8651 \text{ g/ml}$

$$\begin{aligned} m? & \quad m = n_{S7}/kg_{SV} \\ M? & \quad M = n_{S7}/V_{SZ} \\ X_{NH_3}? & \quad \frac{n_{NH_3}}{n_{\text{totali}}} \end{aligned}$$

$$0,8651 \text{ g/ml} \quad \rho \quad 865,1 \text{ g} < \frac{865,1 \text{ g}}{100} = 77,208\% \text{ } NH_3$$

$$837,892\% \text{ } H_2O$$

$$n_{NH_3} = \frac{77,208}{17} = 4,54 \text{ mol}$$

$$m = \frac{4,54 \text{ mol}}{0,8651 \text{ g}} = 5,11 \text{ mol/kg}$$

$$M = \frac{n_{S7}}{V_{SZ}} = \frac{4,54}{1} = 4,54 \text{ mol/l}$$

$$n_{H_2O} = \frac{837,892}{18} = 46,3 \text{ mol}$$

$$X_{NH_3} = \frac{4,54}{4,54 + 46,3} = \frac{4,54}{50,84} = 0,0893\% \rightarrow 8\%$$

~ ~ ~

SZ 1) 0,5M $CaCl_2$ 250 ml di SZ +

2^a SZ di $CaCl_2$ 325 ml di SZ $M = 0,47$

Calcolare la M della SZ risultante

$$V_{SZ} = 575 \text{ ml}$$

$$n^{\circ} 1^{\circ} SZ - n^{\circ} = 0,5 \cdot 0,250 = 0,125$$

$$n^{\circ} 2^{\circ} SZ - n^{\circ} = 0,47 \cdot 0,325 = 0,153$$

$$n_{\text{totali}} = 0,125 + 0,153 = 0,278$$

$$M_T = \frac{0,278}{0,575} = 0,483$$

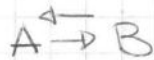


$$M_1 V_1 = M_2 V_2 \quad M_2 = 0,71 \cdot 2 = 1,42$$

$$\textcircled{B} V_1 = 108 \text{ ml} \quad 2V_1 = 216 \text{ ml}$$



18/11/05 REAZIONE



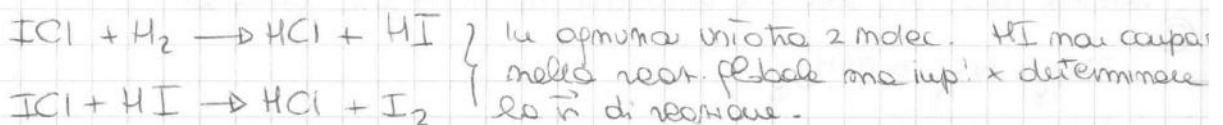
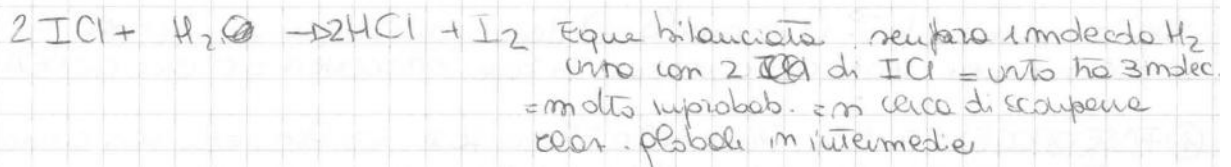
Dal p.to di vista termodinamico

Reazione spontanea $\Delta G < 0$
 " non " $\Delta G > 0$ ma spontanea qd opposta.
 All'equilibrio $\Delta G = 0$

$\Delta G < 0$ spontanea ma molto lenta: anche se mescolo i reagenti ottengo i prodotti e lento = questo un altro parametro: velocità della reaz. = CINETICA CHIMICA.

↓
 studia la velocità delle reazioni.

Reaz. dal p.to di vista termodin. riparte lo stato iniz. / finale
 Dal p.to di vista delle reaz. chimica sm. imp. gli STADI INTERMEDI.

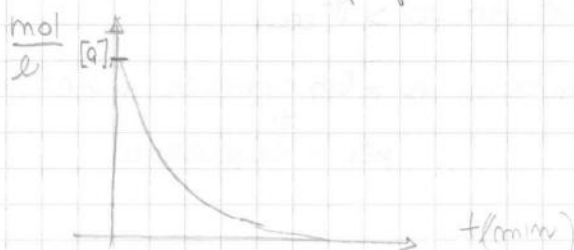


Ogni stato ha una sua velocità. la $\uparrow$ della reaz. globale dipende dall'intermedio
 + lento - lo stadio che determina la $\uparrow$ della reaz. è RATE DETERMINING
 STEP. ed è il più lento degli intermed.

Come si segue nella reaz. come varia la veloc.?
 Bisogna seguire le concentr. dei reag. o dei prodotti.



In laboratorio si può come varia la conducib. delle reazioni, o come varia l'assorbim.
 della luce si ha un grafico



concentr. di A
 $[A]_{\text{iniz}} \rightarrow [A]_0$
 Diminuisce fino a qnd non
 è consumato

Qst vale se si mescola reag.

sist
se molto lento devo aggiungere una sostanza CATALIZZATORE (intenzione
senza modificare la reazione).
↓
non partecipa alla reazione
da cui dipende la r_{reag}

Qst vale x le 2 fasi.

se ho ② → reazione di fase bisogna aumentare la probab. che le
molec. delle 2 fasi entrino → x es. aumentando la SUPERFICIE di CONTATTO
delle 2 FASI -

Grafico primo def $\log v$ reag. esprime v rispetto a t deve fare la
legge cinetica.
sperimentalmente

$$V = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$$

cost di
veloc.
specifica $\rightarrow$ ord
Reag / Prod hanno
[] unitaria

se $m=0$
 $n=0$] la reazione sarebbe lo stato lento
invece che può essere reag. che
devo dividerla in stadi intermedi
di reag. sono m molec. di A
e n molec. di B.
= Bisogna fare misure sperimentali

non necessari
= al coeffic.

$$V = k [A]^m [B]^n$$

legge cinetica

perché una reag. si divide in
stadi e che ne determina
la v è uno sb. che + lento

La reazione ha v che è di ordine m rispetto ad [A] e n rispetto [B]
e $m+n =$ ordine di reazione.

Si possono avere reag. di ordine 0.

1- v è proporz. alla [A]

2- ord. globale = 2 $v = k [A] [B]$

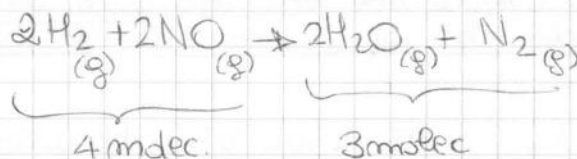
$$v = k [A]^2$$

$$v = k [B]^2$$

3- ord. globale = 3 $v = k [B]^2 [A]$

Caratteristiche

max rapp.
che un tra 3 difficile
rappresentare
lo stadio +
lento



Reag. / Prod. fase possono =
fase reag. che avviene
in fase omogenea.

Nelle reag. Press diminuisce

gradi

① l'aut tempo cost [NO] e vario [H₂] e Pres. Part. [H₂]
[H₂] la dipendenza ~~di v~~ dello v da [H₂]
1,00 · 10⁻³ v = 20
2,00 · 10⁻³ v = 40 v = k [H₂] [NO] sperimentalmente si trova ke
3,00 · 10⁻³ v = 60 v = k [H₂] [NO] vel. varia linearmente al variare [H₂]
oss.
 $v = k [H_2]$ $\rightarrow v = k [H_2]^1 [NO]$

$$[A] = [A_0]/2$$

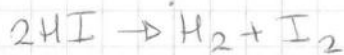
$$\ln \frac{[A_0]/2}{[A]_0} = -kt_{1/2}$$

$$\ln 2 = kt_{1/2} \quad t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

$t_{1/2}$ imp: $\times$ ke molti composti radioattivi hanno $t_{1/2}$ molto lunghi o brevi
= molto $\neq$.

COME DETERMINARE SE UNA REAZ. HA UNA LEGGE CINETICA del II ORD.

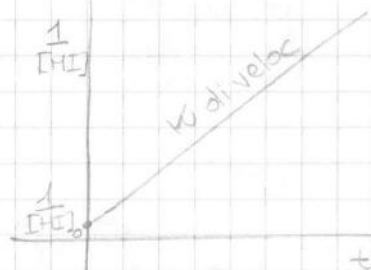
velocità diretta



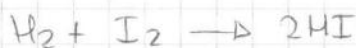
$$v = -\frac{d[HI]}{dt} = k[HI]^2 \quad \rightarrow \times \text{ke non II ordine}$$

$$\int \frac{-d[HI]}{[HI]^2} = k dt$$

$$\int_{[HI]_0}^{[HI]} -\frac{d[HI]}{[HI]^2} = k \int_0^t dt \quad \frac{1}{[HI]} - \frac{1}{[HI]_0} = kt$$



Si misura $\Delta[HI]$ nel tempo provato a riportare su retta inversa dei veloci
[] = trovato nota.



$$v = -\frac{d[I_2]}{dt} = k[I_2][H_2] \quad \text{ORD. COMP.} = 2 \text{ con ex la reaz. diretta}$$

ma qui dipende dalle [] di H_2 e I_2

Reaz. III ordine poco probabili

$$\frac{1}{[A]} = \text{ord. 2.}$$

U K ≠ 2 secondo dell'ordine -

la temperatura rientra nella J specifica = k

K dipende esponenzialmente dalla t.

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad \text{misurato da Arrhenius}$$

cost

A = FATTORE PREESPOENZIALE : prima dell'esponente : dipende dal hps di uno tra le molecole.

E_a = ENERGIA di ATTIVAZIONE

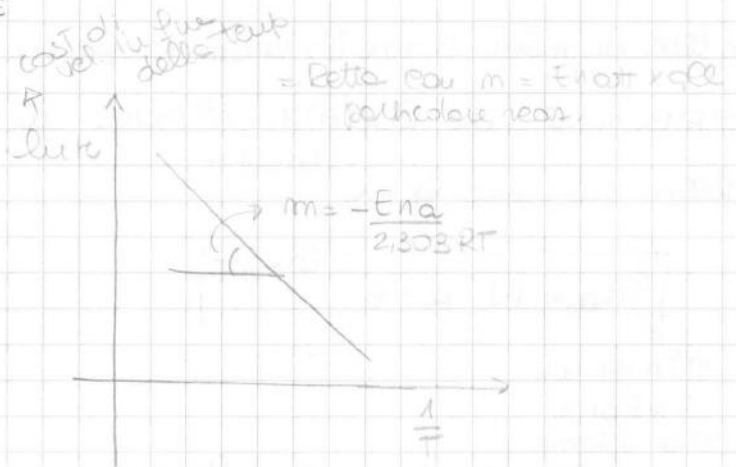
R = COSTANTE dei GAS

T = temp. in °K.

Applicare logaritmo

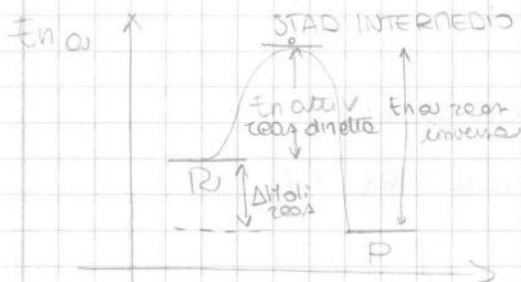
$$\frac{\log k}{\log A} = \frac{E_a}{2,303RT}$$

fattore conversione da ln a log



k dipende da $\frac{1}{T}$ in modo esponenziale → aumento + aumento veloc.

E_a = barriera en da superare x passare Reag a Prod.

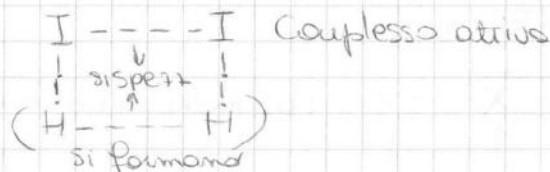
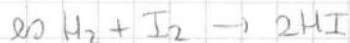


Si passa attraverso stadio intermedio

Δ energia stadio interm. / reaz. è l'EN di ATTIVAZIONE (è qst e grande + è grande lo stadio).

Aumento t. aumento v se E_a molto elevata ma basso aumento t

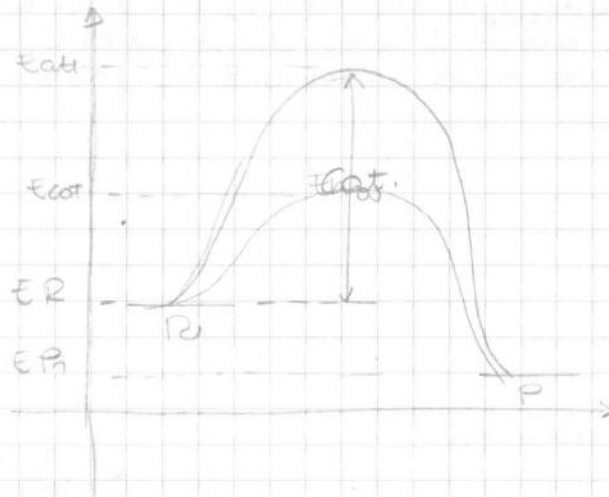
Lo stadio intermedio: sist possono molec. si uniscono → E_a unit. → > frequenza di urti tra le molecole → > $\bar{U}_{\text{reaz.}}$. Ond 2 molec. si uniscono x passare da R a P deve formarsi un complesso attivato = intermedio attivato da i R si sono non form. (si spett. lep. e muov. si formano)



Travolta dipende da T dalle t
nell'ordine di A.

- Si tiene conto
- E_n att. dipende dal tipo di composto $\Delta E_n R e P$
- Δ orientat. delle molecole

COME T dipende dalle presenze di CATALIZZATORI.



A volte E_n molto alta, ma basta alzare temp. $\times$ superare la barriera = si cerca di abbassare la bar. di attiv. = uso catalizzatore: composto che aggiunto alla miscela modifica il cammino della reatt. fornendo cammini alternativi con E_n più bassa.

A parte di t la funz. molec. con $E_n \Rightarrow E_n$ è + alta.

I catalizz. forniscono comm. alteraz. = complesso attivato $\neq$ ma partecipano alla reatt. e alla fine del processo è invariato. Nel proc. si può produrre sost. che avvelena il catalizzatore = non fine +.

Catalizz. in fase / omogenea

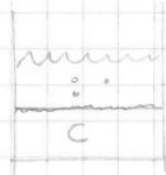
$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3 \quad \text{si usa } NO$$

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2 \quad \text{molto reatt. che è 1 radicale}$$

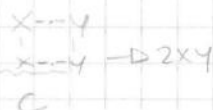
$$2NO_2 + 2SO_2 \rightarrow 2SO_3 + 2NO \quad \text{così la somma totale i 2 intermedi ne vanno NO recuperato invariato alla fine}$$

Antiche reatt. diretta $SO_2 + O_2$ ho $NO + O_2$ facile da reag. che sn 2 radicali.

eterogenea: liquido + gas e il cat. è un solido
fase fluida



cat. deve essere finemente suddiviso $\Rightarrow$ superf. di contatto ci sn + sedi Reag. deve diffond. da fase fluida e zapping. superf. del catalizz. I Reag. devono adsorbirsi sul catal. se hanno scatti giusto reagiscono poi si sopp. = prod. Catalizz. favorisce la reatt.



Chiedere la spiegazione dal pro di vista molecolare del ΔG_{tot}

22/11

da cinet. chim. serve per descrivere i proc. di transf. chim. dal pto di vista della $\vec{v}$ della π .

Dal pto di vista applicativo è imp. vedere qm i param. ke influenzano le π . Permette anche di introdurre uno dei fenom. princ. nelle π . $\rightarrow$ qm la reatt. ke avviene in un senso è accompagnata da π contraria in cui prod $\rightarrow$ reatt.

L'espressione (della $\vec{v}$) integrata $k[A]^m[B]^n$ da term. non null. = la $\vec{v}$ della reatt. inverte mai $\rightarrow 0$. Può essere molto piccola ma c'è sempre la combustione difficile trovare pos. di partenza $+O_2$ qm xke E_{att} di attiv. è troppo alta.

in alcuni casi si usano catalizzatori.

Eg. chim.
= v di reatt.
in 2 sensi
è uguale -
giustifica
l'esist.
di reatt.
Reversibili

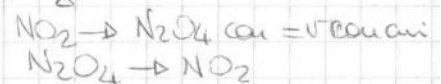
REAZIONI REVERSIBILI = preliminar. all'equilibrio chimico = equ. dim. micro = risultato di processi = e contrari. In chim. ci son molte reatt. di equil.

$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ Da un pto di vista cinetico vedi come ke è reatt.

Reatt. ~~di stato~~ $\rightarrow$ Se ho solo N_2O_4 dopo impute è NO_2 e vedo la $\vec{v}$ in cui coeff. stechiom. diminuisce xke è proporz. alle concent. $sm =$ agli ord. $\rightarrow$ Se ripeto $[]$ su diagram. in fine del tempo in cui si produce la reatt. $\rightarrow$ La conc. reatt. diminuisce $\rightarrow$ prod. da 0 aumento $\rightarrow$ $\rightarrow$ ho raggiunto la CONDIZ. di EQUILIBRIO.

REATT. SEMPL. MONOMOLEC.

serve anche
a dire qm
prod. max si
può avere.



$v_{dir} = v_{inv}$ sostituisco le

$$k_{dir} [N_2O_4]_{dir} = k_{inv} [NO_2]_{inv}^2 \rightarrow \text{Posso ordinare le grandezze}$$

$$[k_{dir} \neq k_{inv} \text{ xke } \neq]$$

$$\frac{k_{dir}}{k_{inv}} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

cost. di veloc.
o cost. ass. di vel.
o cost. di Arrhenius.

sm 2 cost. cosa può camb. in k ? T se T cost. allora K cost. Rapporto è ancora una cost. = K cost. di EQUIL. della REAZ.

dato dal rapp. tra $[]$ mod. di prod. elevato al coeff. stechiom. / $[]$ mod. di reatt.

Se T cost. lo indica subito il rapporto tra prod. / reatt.

Tanto più è grande $K \rightarrow$ il $N(x)$ del rapp. $\rightarrow$ preval. è la qm. di prod. rispetto al reatt. = LA REAZ. È MOLTO SPOSTATA VERSO Dx.

$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ si potrebbe scrivere come Press. part. (x o gas)
che corrisp. alle [] mol. attraverso
alla $pV = nRT$

Imp! Ogni volta che in una ti di equil. entrano solidi puri o liquidi puri
($CaCO_3 / CaO$)

l'espress. da un'alt. melle Quot x lo le sm tal x cui [] sol b liqu.
non compare.

$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$
 $K_c = \frac{[CaO][CO_2]}{[CaCO_3]}$ ha [] di sost pure applica []ⁿ x una sost. pura
significa avere $\frac{g}{V} = p$ x solido puro p_{cost} =
nell'espress. ho 2 v term. cost.

↓
EQUILIBRIO ETEROGENEO: reag. prod. in stati di aggreg. ≠

Per lo CO_2 posso parl. [] mol. x $\frac{n}{V}$
Per $CaCO_3 / CaO$ cost

$$Q'(c) = [CO_2]$$

Δ mai è p_{cost} data la cost le impatta fori cost de pure o liq. puri.
ESPRESS. DELL'EQUILIBRIO CONTERNINI di P

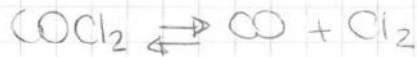
$PV = nRT$ $p = \frac{RT}{V}$ $p = MRT$ se ho equil. in cui c'è un gas e ho la
concentr. molare e V la cost posso transf. le altre nelle altre

Ossido NO mole [] mol. posso esprim. quoziente in termini di eqmi.

Nota $K_c \rightarrow K_p$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n_{gas}}$ diff. n mol compless. in fase gas dei prodotti
dei reagenti

~~Imp~~



$$K_c = 8,3 \cdot 10^{-4}$$

1) 5 mol COCl_2 $V=10\text{L}$

2) 0,1 mol COCl_2 $V=10\text{L}$

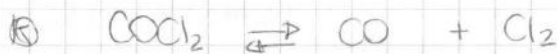
Calcolare $[]$ mol all'equilibrio

1) $K_c = \frac{[\text{prod}]}{[\text{reag}]}$

$K_c =$

1) $M = \frac{5}{10} = 0,5$

2) $M = \frac{0,1}{10}$



V. Iniziale	0,5 M	0	0
Variazioni	-x	x	x
Equilibrio	0,5-x	x	x

$$8,3 \cdot 10^{-4} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,5-x]} \quad 8,3 \cdot 10^{-4} (0,5-x) = x^2$$

$$4,15 \cdot 10^{-4} - 8,3 \cdot 10^{-4} x - x^2 = 0$$

$$x^2 + 8,3 \cdot 10^{-4} x - 4,15 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$x = \frac{-8,3 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{0,00000184 + 1,15 \cdot 10^{-4}}}{2}$$

$$-8,3 \cdot 10^{-4} \pm 0,0207$$

$$-8,3 \cdot 10^{-4} + 0,0207 = 0,0203 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Equilibrio	0,480	0,203	0,203
------------	-------	-------	-------

2)



0,01	0	0
-x	x	x

0,01-x	x	x
0,00752	0,00248	0,00248
$7,5 \cdot 10^{-3}$		

$$8,3 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{(0,01-x)} \quad x^2 = 8,3 \cdot 10^{-6} - 8,3 \cdot 10^{-4} x$$

$$x^2 + 8,3 \cdot 10^{-4} x - 8,3 \cdot 10^{-6} = 0 \quad x = \frac{-8,3 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{0,00000172 + 3,3 \cdot 10^{-6}}}{2}$$

$$= 0,00248$$

