



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 1615A -

ANNO: 2015

A P P U N T I

STUDENTE: Santoro

MATERIA: Chimica + Eserc. Prof. Francia

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.**

[CHIMICA] FZ

prof. FRANCESCA CARLOTTA
(carlotta.fzancia@polito.it)
4639

3/10/11

58 ore + 18 ex.

1^a sett. → no esercit. del giovedì

Ing. monica.peridatto@polito.it → per esercitazioni

• Non chiede molto la parte dei modelli atomici

Il corso fino al 27 gennaio cca

• Esame scritto + orale → 2-3 gg. dopo lo scritto, se non vai devi ridare anche lo scritto

↓
appelli dopo 15 gg.
(1 a febbr., 1 a marzo, 1 a lug., 1 a sett.)

[30 min] uguale x tt
+ 18 corsi

(17 dom. teoria con → con penalità
1x multipla) + 3 ex. → senza penalità
(molto simili a ql fatti in classe)

LIBRO DI TESTO

- Iscrizione, ma nei primi 15-20 min. puoi ritirarti e sei considerato assente - Riservati nel materiale di chimica nel portale didattico.

Teo • Chimica x e' Ing. - elem. X (Mancini - Penazzi) → C
30€ }
cca } • Fondamenti di Chimica → C (Mazza)

- 4h di laboratorio per tutti 18 corsi -
↳ mezz'ora sulla sicurezza prima del laboratorio

50€ }
(+ figure) } • Chimica (Bertini) → II^a edizione
70€ } • Fondamenti di Chimica (Schicciello)
} • Chimica generale (Laidl) → S
} • Chimica (Silberberg) → S

FONDALENTALE!

- Portare tavola periodica (all' esame fa danno zero) e non sempre il libro

[<http://didattica-online.polito.it>]

↳ nella nostra pagina scaricare i esercizi + esercizi fatti a lezione, con soluzione

Esce • Laboratorio didattico di Chimica (Bodardo) → C

• Dispense ed esercizi del corso di Chimica (Bongiovanni)

• Quiz di chimica (del Mazza)
↳ C (oggi "quesiti")
↳ ricalca esattamente gli ex. dell' esame (no versione verde)

- Fox scaricare video lezione prof. Mazza

- Azia è formata da 80% $N_2 + H_2O + O_2 + \dots$ altri gas, ma è miscela omogenea - Cambia, a seconda della posizione, le proporzioni delle parti -

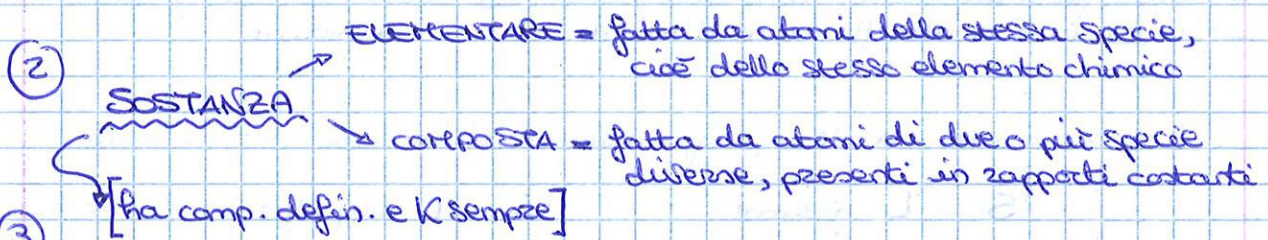


- Se butto gesso nell' H_2O , vedo due fasi, non si scioglie se non poco (bassa solubilità), è eterogenea - Altro esempio sono i minerali

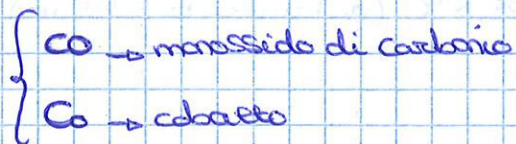
- Per separare vari metodi (quando c'è Fe uso calamita)

- Non avendo una composizione fissa, NON è una sostanza -

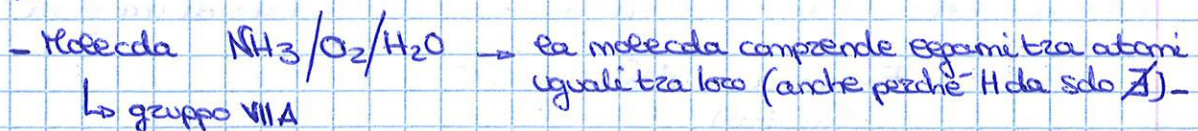
- 1 - Ha proprietà simili a quelle dei suoi componenti
- 2 - Può essere separata con metodi fisici



- ③
- Molecola = unità strutturale indipendente fatta da due o più atomi legati chimicamente tra loro, dello stesso elemento o di elementi \neq -



- Differenza molecola - composto:



- Ogni elemento ha caratteristiche proprietà macroscopiche poiché ha proprietà atomiche uniche -

90 elementi naturali } in forma di atomo (He) o di molecola (H_2) -

22 elementi artificiali }

I) E cinetica (E_k) $\rightarrow E = \frac{1}{2} m v^2$

II) E potenziale (E_p) $\rightarrow E = mgh \quad g = 9,8 \text{ m/s}^2$

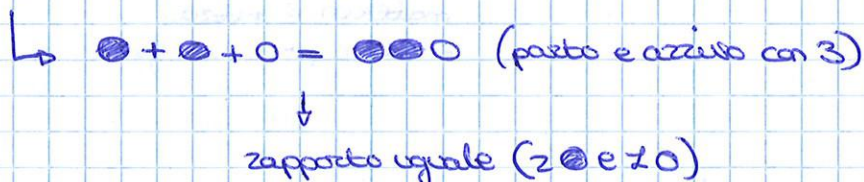
$E = q_1 q_2 / 4\pi \epsilon_0 r^2 \quad \epsilon_0 = 8,8 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2 \text{g}^{-1} \text{m}^{-1}$

$F(x) = - \frac{d(E_p)}{dx}$ La forza agente su un oggetto procede in direzione che fa diminuire E_p .

- E radiante = contenuta nelle radiazioni elettromagnetiche, combinazione di E_k e E_p dei campi E che compongono la luce.
- E termica = E associata al moto casuale di atomi e di molecole.
- E chimica = E_p immagazzinata nelle sostanze chimiche, determinata dal tipo e dalla disposizione di atomi che la compongono.

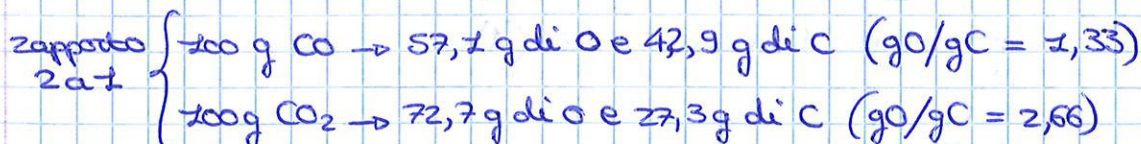
Teoria atomica di Dalton (1808)

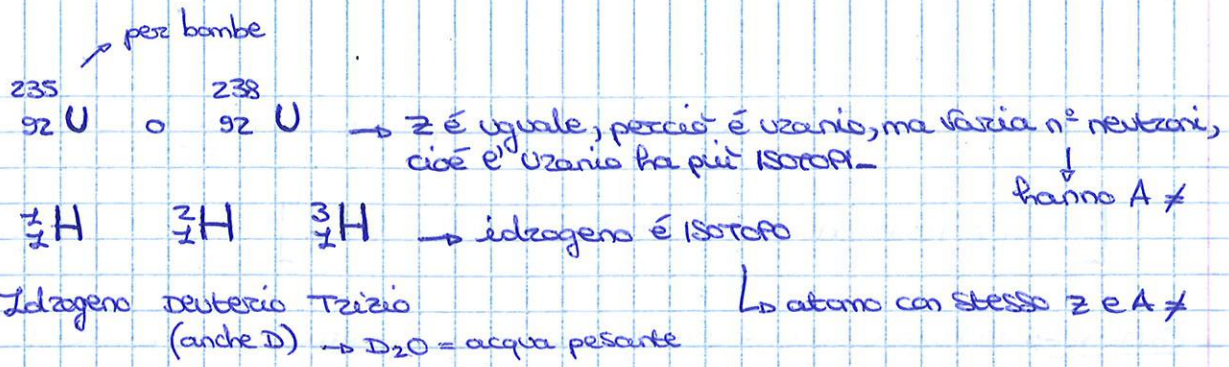
- 1) ogni elemento è composto da atomi
- 2) i composti sono combinazioni di atomi (rapporto tra atomi di elem. \neq è n° intero)
- 3) Nessun atomo si forma o scompare (legge di conservazione della massa: la materia non può essere né creata né distrutta)



Legge proporzioni multiple (Proust)

- Se due elem. possono combinarsi, il rapporto tra le loro masse necessarie alla reazione è un numero intero piccolo.





lez. 2

10/10/11

TAVOLA PERIODICA

- Elementi divisi in GRUPPI (famiglie) in verticale, PERIODI in orizzontale.
- Elementi che E a stesso gruppo hanno proprietà chimiche e fisiche simili.

{ Elementi METALLICI a SX \rightarrow maggioranza
 { " NON METALLICI a dx

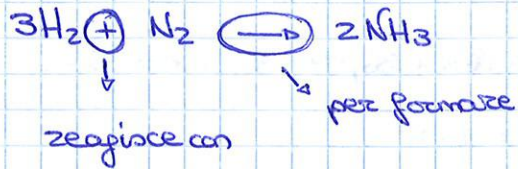
- METALLI = buoni conduttori di elettricità e di calore
- NON METALLI = cattivi conduttori

Eccezioni:



- SEMIMETALLI (o METALLOIDI) = conduttori non ottimi (Boro, Silicio...)
- Ultimo gruppo GAS NOBILI, gas monoatomici che esistono in natura anche come singoli atomi. Gas molto stabili, poco reattivi.
- GRUPPO VII sono gli ALOGENI, molecole diatomiche, gas (eccez. Bromo, liquido)
- GRUPPO VI sono i CALCOGENI (ossigeno)
- Parte centrale sono metalli di transizione
- A SX, H è eccezione, gas con un solo e⁻ (unico perciò primo nell'ordine), ma non ha = proprietà degli elementi sotto, i METALLI ALCALINI, molto reattivi.
- GRUPPO II sono gli ALCALINO-TERROSI, un po' meno reattivi.

REAZIONI CHIMICHE → danno elemento con proprietà ≠, ma che contengono elementi di partenza.



- 3H_2 e N_2 → reagenti
- 2NH_3 → prodotto

- Bilanciamento: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, ma dev'essere da ambo le parti lo stesso numero di atomi di ogni elemento.

- (3) e (2) sono coefficienti stechiometrici, danno la quantità di molecole che reagiscono e la quantità di prodotto che si forma.



↳ posso solo cambiare coeff. stechiometrici



clorato di potassio cloruro di potassio

- Quanto pesa un atomo di un elemento?

UNITÀ DI MASSA ATOMICA = un dodicesimo della massa di un atomo di ^{12}C , isotopo del carbonio con 6e⁻, 6n e 6p⁺ (secondo IUPAC)

$$[1 \text{ u (o uma)} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}]$$

$^4\text{He} = 4,002 \text{ u}$, cioè un atomo di He^4 è 4,002/12 volte la massa di un atomo $\text{C}-12$.

- Per misurare la massa di un insieme di atomi C devo fare la media tra le masse dei vari isotopi tenendo conto dell'abbondanza relativa che in $\text{C}-12$ è 98,9%, in $\text{C}-13$ è 1,10%.

$$\downarrow \quad \frac{98,9}{100} \cdot 12 + \frac{1,10}{100} \cdot 13 = 12,01 \text{ u (valore medio)}$$

(In 100 u il 98,9 è $\text{C}-12$, e 1,10 è $\text{C}-13$)

Lez. **3**

12/10/12

I) Quanti g di Zn ci sono in 0,356 moli di Zn?

65,38 una

peso di una mole = 65,39 g

$$1 : 65,38 = 0,356 : x$$

$$x = 0,356 \cdot 65,38 = \boxed{23,3 \text{ g}}$$

II) ? moli CH₄

? molecole CH₄

6,07 g di CH₄ (metano)

$$\left. \begin{array}{l} C = 12,01 \text{ una} \\ H = 1 \text{ una} \end{array} \right\} m = 12,01 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ una}$$

Peso di una mole = 16 g

$$1 : 16 = x : 6,07$$

$$x = \left(\frac{16}{6,07}\right)^{-1} = \frac{6,07}{16} = \boxed{0,378} \text{ moli CH}_4$$

$$\text{molecole} = 0,378 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = \boxed{2,28 \cdot 10^{23}}$$

III) 10 g di CO₂

- ? moli di CO₂
- ? moli di C
- moli di O

$$m = 12,01 + 2 \cdot 15,99 = 44 \text{ g / una}$$

$$1 : 44 = x : 10$$

$$x = \frac{10}{44} = \boxed{0,23 \text{ moli}} \text{ di CO}_2$$

◦ In ogni molecola di CO₂
c'è 1 molecola C e 2 di O

↳ moli C = 0,23 moli

moli O = 2 · 0,23 = 0,46 moli

Se 0,23 moli di C reagiscono
con 0,46 moli di O formano
0,23 moli di CO₂ -]

$$26,9 \cdot 2 + 3 \cdot 32,03 = 150 \text{ g/mol}$$

$$3 \text{ mol} \cdot 150 \text{ g/mol} = \boxed{450 \text{ g}}$$

[AGENTE LIMITANTE = ne uso di meno
perché è più zero o costa di più]

VII) Il Ti è un metallo che si ottiene dalla reazione tra tetracloruro di Ti e Kp fuso a $T \approx 950-1150^\circ\text{C}$.



$$3,54 \cdot 10^7 \text{ g di TiCl}_4$$

$$1,13 \cdot 10^7 \text{ g di Kp}$$

a) Calcolare la resa teorica (in g di Ti)

b) Calcolare la resa % se si ottengono $7,91 \cdot 10^6 \text{ g}$ di Ti

$$[1:2 = 1:2]$$

$$3,54 \cdot 10^7 : 2 \cdot 1,13 \cdot 10^7 = x : ? \rightarrow \text{devo passare alle moli}$$

$$\text{Mol TiCl}_4 \rightarrow \text{Mol Ti}$$

$$\text{resa \%} = \frac{\text{resa eff}}{\text{resa teor}} \cdot 100$$

$$\text{g Kp} \rightarrow \text{moli Kp} \rightarrow \text{moli Ti}$$

$$\frac{\text{TiCl}_4}{\text{TiCl}_4} \frac{3,54 \cdot 10^7}{189,7} \cdot \frac{1 \text{ mol Ti}}{2 \text{ mol TiCl}_4} = [1,87 \cdot 10^5 \text{ mol Ti}]$$

$$\downarrow$$

1 mole (una)

$$\frac{\text{Kp}}{\text{Kp}} \frac{1,13 \cdot 10^7}{24,31} \cdot \frac{2 \text{ mol Ti}}{2 \text{ mol Kp}} = [2,32 \cdot 10^5 \text{ mol Ti}]$$

$$1,87 \cdot 10^5 \text{ mol} \cdot 47,88 = 8,95 \cdot 10^6 \text{ g Ti} \quad \boxed{a}$$

↳ una Ti

$$\% \text{ resa} = \frac{7,91 \cdot 10^6 \text{ g}}{8,95 \cdot 10^6 \text{ g}} = 88,4\% \quad \boxed{b}$$

EFFETTO FOTOELETTRICO E I QUANTI DI LUCE (Einstein)

- Se un fascio di luce monocromatica illumina una lamina metallica, essa emette elettroni, che raggiungono l'elettrodo (+) e poi confluiscono nel circuito esterno - Il movimento degli elettroni (fotoelettroni) costituisce una corrente -

IPOTESI DI PLANCK

- L'emissione luminosa non avviene in modo continuo ma discontinuo attraverso pacchetti di onde detti quanti o fotoni -

$$\text{Fotone } m = \frac{h\nu}{c^2} \text{ e } v = c$$

$$E = h\nu \quad h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js (costante di Planck)}$$

Lez. 4

17/10/11

- La frequenza della luce che colpisce il metallo dev'essere \geq al valore della frequenza di soglia, solo così si crea una corrente di fotoelettroni - È direttamente prop. alla frequenza, e non all'ampiezza - Ogni metallo ha una sua FREQUENZA DI SOGLIA -

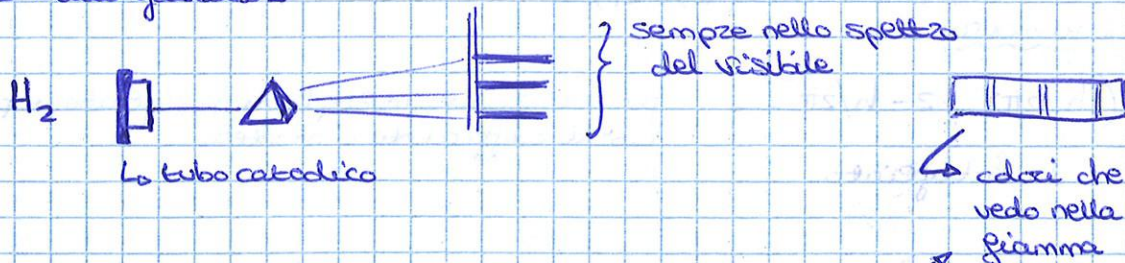
Natura dualistica della luce \rightarrow onda elettromagnetica con suo λ
 \rightarrow fotone con massa = $h\nu/c^2$

$$E = h\nu = mc^2$$

$$m = h\nu/c^2$$

SPETTRI DI EMISSIONE E D'ASSORBIMENTO

- Spettri discontinui ottenuti dalla rifrazione di atomi allo stato gassoso -



- Stessa esperienza con i SAGGI DI FIAMMA -

\rightarrow mettendo sale sulla fiamma, a seconda del metallo cambia colore della fiamma -

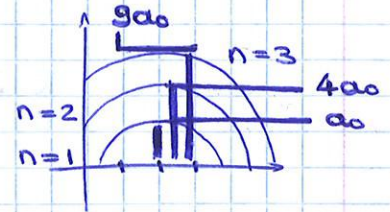
- L'orbita a E più bassa permessa è detta stato fondamentale - Se e⁻ è in n' orbita superiore è eccitato -

• $E = E_0/n^2$ con $E_0 = 2,18 \cdot 10^{-18} J$

• $r = n^2 a_0$ con $a_0 = 53$ picometri = 0,053 nm

$mvr = \frac{h}{2\pi} \rightarrow m/n^2 a_0 = \frac{h}{2\pi}$

$E = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} Ze^2 \cdot \frac{\pi^2 m Ze^2}{8\pi^2 n^2 h^2} = \boxed{-\frac{mZ^2 e^4}{8\epsilon_0^2 n^2 h^2}}$

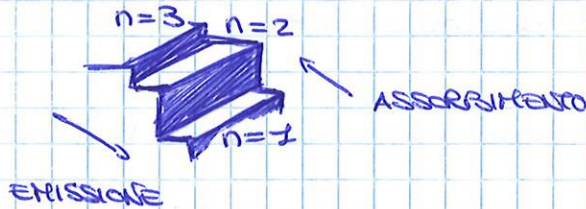


↳ E con cui e⁻ è legato all'atomo, cioè quanta E devo infondere per strapparlo dall'attrazione del nucleo e spostarlo su n' orbita maggiore -

Lez. 5

10/10/12

- Idea di atomo "a gradini"



e⁻ in un

- Atomo può avere solo energie speciali: occupano solo dei precisi livelli energetici, NON esistono e⁻ con livelli energetici intermedi -
- Quando passa da un livello + alto a uno + basso emette un fotone -

$n=3 \rightarrow n=2$

$n=3 \hat{=} n_1$
 $n=2 \hat{=} n_2$

$E = \Delta E = (E_{n_1} - E_{n_2}) = -\frac{Z^2 e^4 m e}{8\epsilon_0 h^2 n_1^2} - \left(-\frac{Z^2 e^4 m e}{8\epsilon_0 h^2 n_2^2}\right) =$
↳ energia fotone

$= \boxed{\frac{Z^2 e^4 m e}{8\epsilon_0 h^2} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right)}$

$\Delta E \Rightarrow E = h\nu$

$\frac{h\nu}{h} = \frac{Z^2 e^4 m e}{8\epsilon_0 h^2} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right)$

ESPERIENZA DI GERMER E DAVIDSSON

- Se e⁻ si comporta come un'onda, deve dare DIFFRAZIONE quando la distanza tra le fenditure è dell'ordine della sua λ.

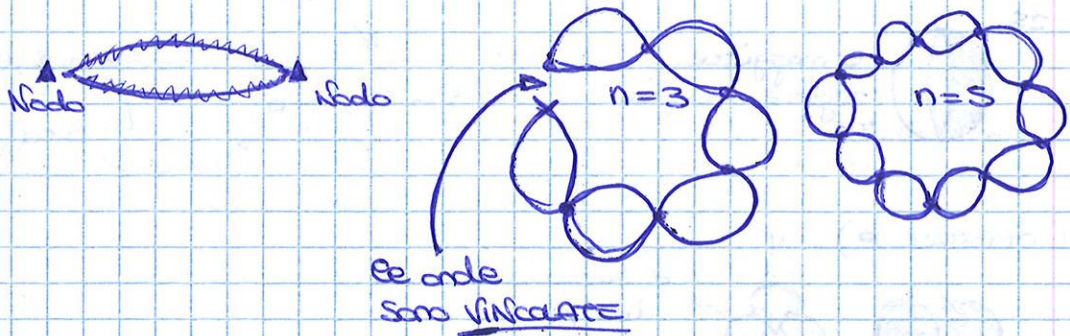
HEISENBERG = e⁻ è una particella dotata di massa e carica negativa

- Non posso sapere dove è e⁻ elettrone, se voglio conoscere contemporaneamente la sua velocità (PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE) -

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

EQUAZIONE D'ONDA DI SCHRÖDINGER

- a) onde stazionarie = onde con vincoli
- b) onde stazionarie associate a un'orbita di raggio r



Modello QUANTICO - MECCANICO dell'atomo -

→ PSI
 $\Psi(x, y, z) =$ funzione d'onda ⇒ ORBITALE

- $|\Psi|^2$ dà la probabilità di trovare e⁻ in un certo volume dello spazio.

- Più funzioni d'onda possono avere la stessa energia = DEGENERI
 ↳ da livello E zona

(Bohr) $n \rightarrow n$. quantico principale \rightarrow numero intero da 1 a $+\infty$

da il 2^o della zona $l \rightarrow n$. quantico secondario $0 < l < n - 1$

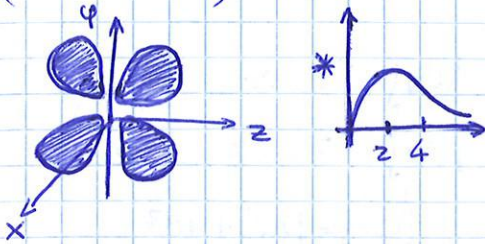
direzione orbitale su x, y, z $m_l \rightarrow n$. quantico magnetico $-l < m_l < l$, o compreso

$m_s \rightarrow n$. quantico di spin vale $0 + 1/2$ o $-1/2$

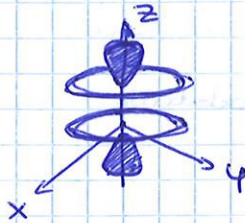
↳ descrive il comportamento di 2e⁻ che possono essere descritti da un solo orbitale.

IDENTIFICANO GLI ORBITALI

(ORBITALI D) $l=2$



(ORBITALI F) $l=3$



• L'orbitale è una funzione matematica e assume un valore fisso per ogni scelta x, y, z - Per l'orbitale $2s$ i valori della f sono sempre positivi, negli altri casi possono anche essere negativi -

- In un atomo con n di un e^- , gli orbitali di tipo \neq , anche se dello stesso livello, presentano energia \neq - (ex: $2p \neq 2s$)

- Hanno uguale energia quelli dello stesso tipo e dello stesso livello (ex: p_x, p_y, p_z con $2p$ sono degeneri) -

• Orbitali $4s$ vengono riempiti prima del $3d$!

- PRINCIPIO MINIMA ENERGIA
- PRINCIPIO DI PAULI
- REGOLA DI HUND

1s				[SENDO DI RIEMPIIMENTO]
2s	2p			
3s	3p	3d		
4s	4p	4d	4f	
5s	5p	5d	5f	
6s	6p	6d		
7s	7p			
	2	6	10	14

• ALL'ESAME: SCRIVERE CONFIGURAZIONE di qualcosa

• s sono soltanto $2e^-$

• p sono 3 \rightarrow = $6e^-$ per avere $d, l=2$, con conseguente $5m \rightarrow 5$ orbitali

• d sono 5 $\rightarrow 10e^-$

• f sono 7 $\rightarrow 14e^-$ \rightarrow se $l=3$ ho f , ma $7m \rightarrow 14e^-$



$1s^1$ - H ($Z=1$)
 $1s^2$ - He ($Z=2$)
 $1s^2 2s^1$ - Li ($Z=3$)

} $n^{\circ} e^-$ che debb. piazzare



GRAFICO DELLA
PROBABILITÀ
DI DENSITÀ RADIALE
?

↳ questo picco mi dice
che c'è una probab. non
nulla che e' e- sia E_{2s},
S È + PENETRANTE del p

↳ Carica percepita = e⁻ esterni percepiscono una carica nucleare detta
Z_{eff} (Z effettiva), uguale a Z_{eff} = Z - S (costante di Schermatura), epperòmen=
te inferiore all'attrazione sugli e⁻ interni (aumenta distanza dal
nucleo, positub) -]

LA TABLA PERIODICA di MENDELEEV

• Tira le similitudini tra vari elementi, e prevede l'esistenza di ele=
menti ancora sconosciuti e scoperti in seguito, indicandone le proprietà.
Ordina elementi secondo A, e non Z - L'esatto perché elementi sono mi=
scole di isotopi, hanno massa ≠; usano e⁻ nei legami, ordine per Z è più
utile -

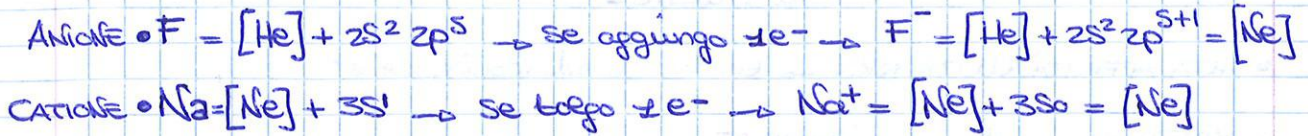


- Il gruppo VIII ha 7 e⁻ esterni, ma sono nella 7ª colonna - Devo sottrarre
i 10 e⁻ presi dai metalli di transizione -

• Gli elementi E allo stesso gruppo hanno proprietà molto simili tra
loro - La REATTIVITÀ È ad esempio la caratteristica dei metalli
ALCALINI - TERROSI - Gli ALOGENI hanno 7 e⁻ esterni, ne prendessero uno
passano a gas nobili, la configurazione più stabile -

- ALOGENI danno ANIONI (acquistano per passare a quello dopo)

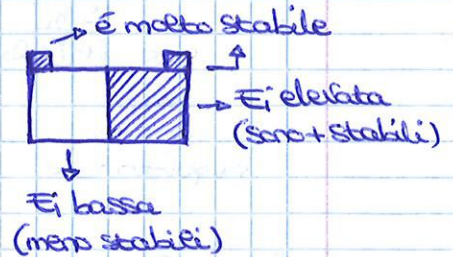
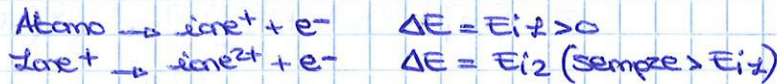
- ALCALINI danno CATIONI (cedono per passare a quello prima)



Lez. [7]

26/10/17

- Energia di Ionizzazione (E_i) = E necessaria per la rimozione completa di una mole di e^- da 1 mol di atomi e di ioni gassosi *
- Energia di Ionizzazione = è sempre positiva, nessun atomo perde spontaneamente un e^- .



- Gli atomi con bassa E_i tendono a formare cationi durante le reazioni, quelli con alta E_i (eccetto gas nobili) formano anioni.

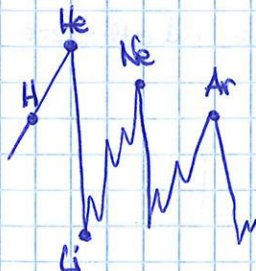
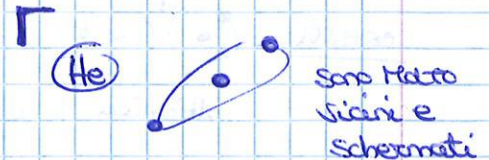
* Stato con atomi più lontani tra loro, meglio considerare questo caso.

- Per ionizzare gas nobili, serve E di una scovica.

$$E_i \quad n=1 \quad E_f \quad n=\infty \quad \Delta E = E_f - E_i = -2,18 \cdot 10^{-12} \text{ J} \left(\frac{1}{\infty^2} - \frac{1}{1^2} \right) = [2,18 \cdot 10^{-12} \text{ J}]$$

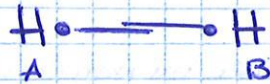
$$\Delta E = \frac{2,18 \cdot 10^{-12} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1000} = [1312 \text{ KJ/mole}]$$

\hookrightarrow per avere KJ



- LEGAME IONICO = legame che coinvolge l'attrazione di ioni⁻ da parte di ioni⁺
- LEGAME COVALENTE = ogni atomo condivide uno o più e⁻ mettendoli in comune.

Ex:



[covalente]



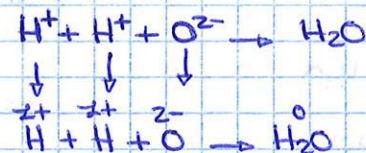
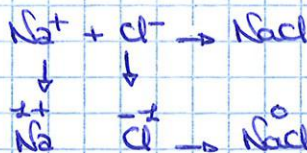
[Ionico]

- Ogni elemento ha una sua elettronegatività (max. F=4,6), base zingariamento è valore H=2,2 -

NUMERO DI OSSIDAZIONE (si trova sulla tavola periodica)

- È positivo quando cede elettroni, negativo quando ne acquista - È zero se non cede né acquista - Corrisponde a un reale acquisto o cessione di e⁻ solo quando gli elementi sono legati con legame ionico -
- Nei legami covalenti, è solo un NUMERO FORMALE, e si attribuisce il doppietto elettronico all'elemento più elettronegativo - ogni elemento assegna= to contribuisce con -1 se acquistato, +1 se ceduto -

Ex.



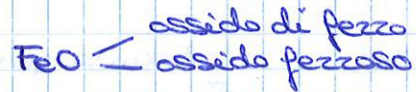
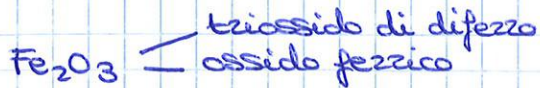
- Calcolare il n.o. di N in



- e di S in



[- Gli ELEMENTI PURI valgono n.o. = 0 -]



• I rapporti FERRO/OSSIGENO non sono CASUALI, ma dipendono dal loro n.o.

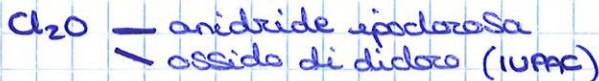
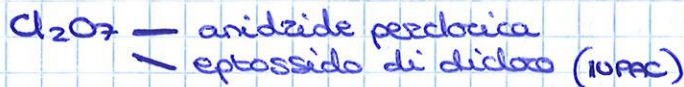
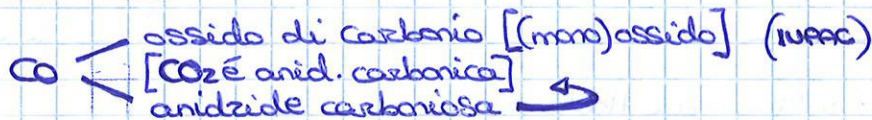
PREFISSI IUPAC

- 1 - (mono)
- 2 - di -
- 3 - tri -
- 4 - tetra -
- 5 - penta -

TRADIZIONALE

- per - (valore + alto n.o)
- ipo - (valore + basso n.o)

• ANIDRIDI (ossigeno con Non Metallo)



• G e Hn variano nei composti con O_2 :

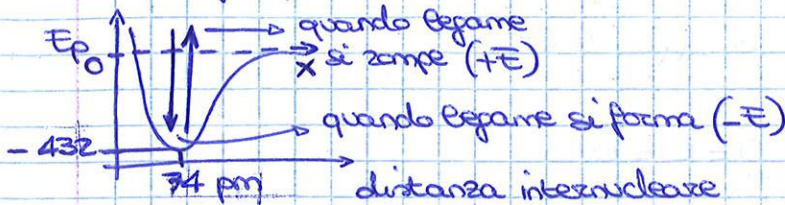
- a bassi n.o. sono creatori di OSSIDO
 - a alti n.o. si comportano da ANIDRIDE
- } Non per la IUPAC



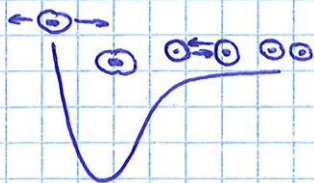
• La T di ebollizione è molto alta (serve molta E cinetica per separare ioni allo stato gassoso) -

IL LEGAME COVALENTE → legame in cui 2 o + e⁻ sono condivisi per raggiungere

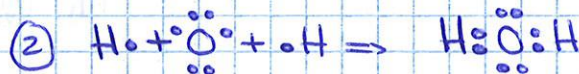
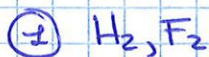
• Molto frequente in natura, specie nei materiali organici - $\left\{ \begin{array}{l} \text{config. + stabile,} \\ \text{a < energia} \end{array} \right.$



- tipico dei NMs metalli, mixato all'accrescimento di energia -



• Gli atomi legati condividono una coppia di e⁻ che rimangono localizzati - È legame covalente OMOPOLARE se è tra atomi uguali, ETEROPOLARE se atomi ≠ -



• È direzionale -

OMOPOLARE -

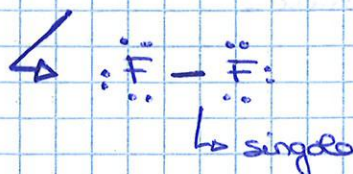


d elettronica (carica negativa per unità volume)



TEORIA A COPPIE DI e⁻ (Lewis) → regola dell'ottetto

- struttura di Lewis di F₂



E scambiata

E legame = variazione di entalpia per rompere un particolare legame -



} Avendo più legami, serve energia per spezzarli -

• LUNGHEZZE DI LEGAME (distanza tra nuclei in legame)

- Più corto è il legame, più è forte - Aumentando n° legami, aumento e' accorciamento della lunghezza di legame -

• Hanno alla temperatura di fusione, e molte volte abbandonano la fase liquida come un'unica unità -

ELETTRONEGATIVITÀ

- tendenza ad attrarre e⁻ di legame

DA COSA DIPENDE? Dalla conf. elettronica dell'atomo
Dal raggio dell'atomo
→ Dalla densità elettronica

• Non si misura sperimentalmente e si riferisce ad un atomo legato -

Mulliken: posso calcolare l'elettronegatività facendo la media tra E¹ e E^{AE} dell'elemento considerato:

$$X_A = \frac{1}{2} (E_I + E_{AE})$$

E ionizzazione / Affinità Elettronica

Scala elettronegatività Pauling: $(E_{A-B})_{cal} = (E_{A-A} + E_{B-B}) \frac{1}{2} =$
 $= \Delta = (E_{A-B})_{SPER} - (E_{A-B})_{cal} =$
 $= |X_A - X_B| = 0,202 \sqrt{\Delta}$

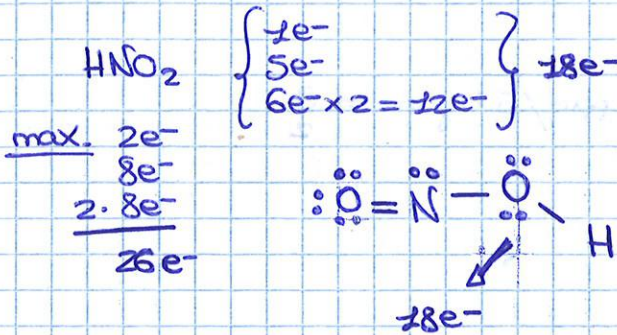
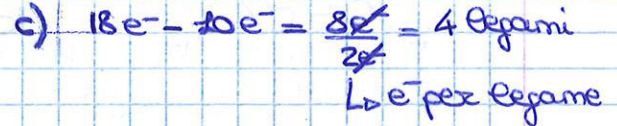
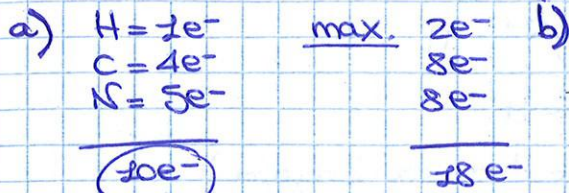
↳ Se gli atomi sono uguali la differenza di elettronegatività è 0 (legame covalente) - Se la differenza è > 2 è legame ionico -

$I\% = 100 (1 - \exp(-0,25(X_A - X_B)^2))$ Se I supera 0,6 [$X_B - X_A \geq 2$], il legame è già tipicamente ionico -

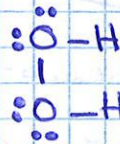
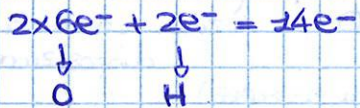
d) Unire gli atomi con legami semplici (in eccesso → leg. doppi e tripli)

e) Disporre e riempire come coppie solitarie

HCN acido cianidrico



H₂O₂



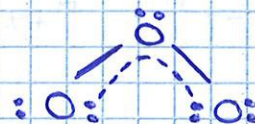
Legami a coppie di e⁻ delocalizzati

O₃ (ozono)



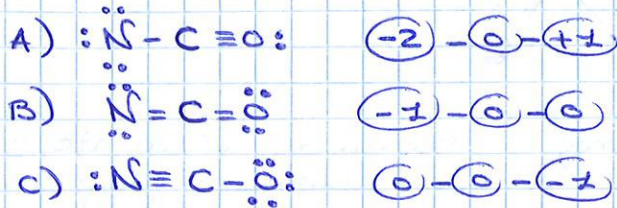
- Non posso sapere dove è esattamente il legame doppio, perché sono legami con stessa lunghezza (tra elementi =)

↳ Nessuna delle strutture rappresenta esattamente O₃, ma si può descrivere un ibrido delle due (STRUTTURA DI RISONANZA) -



o Risonanza (continua)

Ex. NCO^-
(anione cianato)



o B) e C) hanno delle cariche negative, sono preferibili, ma forma più preponderante è C), perché O₂, e' elemento più elettronegativo, ha carica formale negativa.

o Le CARICHE formali sono preferibili piccole a quelle grandi

o Evitare CARICHE uguali su atomi adiacenti

o ECCEZIONI ALLA REGOLA DELL'OTTEO

- BeH_2 (idruro di Berillio)

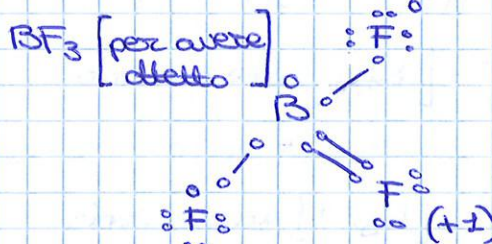


Be fa solo 2 legami perché ha solo 2 e⁻, non arriva all'otto.

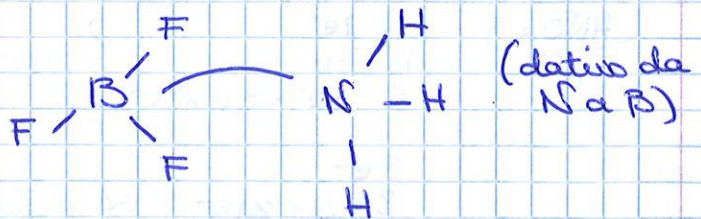
BeCl_2



ma Be è alcalino terreno, darebbe cedere, ma acquista, poco PROBABILE.



ma F è elemento + elettronegativo, non ha senso +1, perciò B non fa doppio legame



o Molecole con e⁻ dispari



- Sono molecole PARAFRAGNETICHE e hanno orientazione preferenziale

- Sono molto reattive

- La > parte delle molecole con e⁻ DISPARI hanno un atomo centrale che fa parte di un gruppo DISPARI (N → 5A, Cl → 7A)

Teoria Lewis (1916)



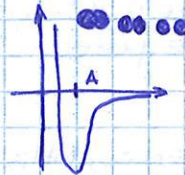
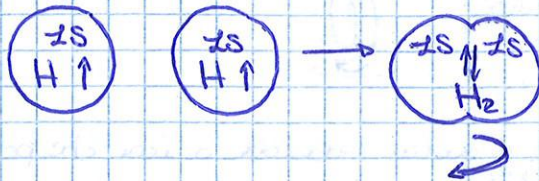
Concetto di accoppiamento degli e⁻ nel legame chimico



Perché esiste il legame chimico?



Teoria del legame di valenza (VB)

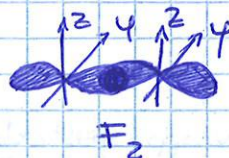
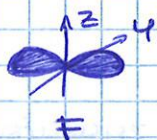


A vale 74 picometri

• Il legame si forma quando gli orbitali di due atomi si sovrappongono e la regione di sovrapposizione è occupata da una coppia di e⁻

Le due f d'onda sono in fase e l'ampiezza aumenta.

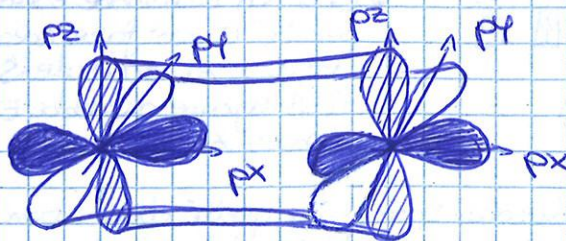
- Ogni orbitale ha una capacità massima di 2e⁻; maggiore è la sovrapposizione, più forte (stabile) è il legame. Gli OA che si sovrappongono devono avere E poco diverse. La direzione massima di sovrapposizione corrisponde alla direzione del legame.



Molecola N2

[Lewis N2 prevede legami di tipo σ]

• N = [He] + 2s² 2p³, può fare 3 legami con l'atomo N. Questi 3 legami non sono equivalenti, in quanto la sovrapposizione dei 2p_x avviene tra i 2 nuclei (legame σ), gli altri sono sovrapposti solo lateralmente (legame π).

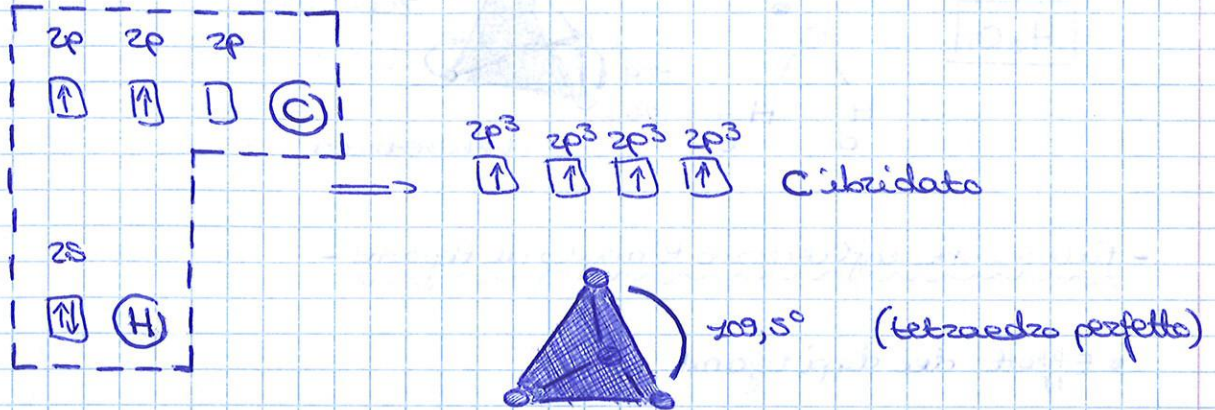


legame σ > legame π
(> sovrapposizione)

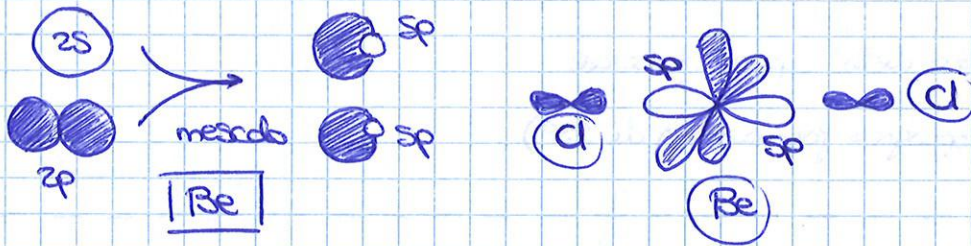
$$S = \int \psi_A \psi_B dV$$

La area di legame

- A) Il n° di orbitali ibridi ottenuti è uguale al n° di orbitali atomici mescolati.
- B) Il tipo di orbitali ibridi ottenuti varia con il numero degli orbitali atomici mescolati.



- Gei orbitali ibridi sp nel BeCl₂ gassoso -

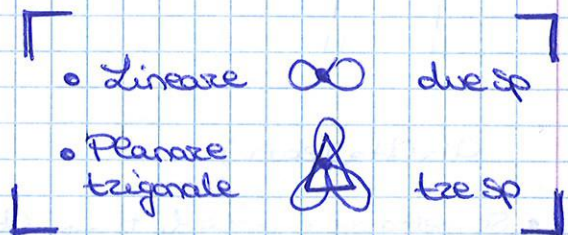


fosforo
 • P: 3° periodo n=3 orb 3d

zolfo
 • S: 3° periodo n=3 orb 3d

- gei orbitali ibridi sp³d in PCl₅

[ex.]



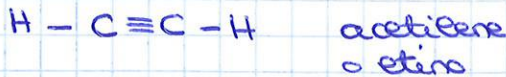
• GEOMETRIA DELLE MOLECOLE = Giocano gruppo di e di valenza attorno a un atomo centrale e posto il + lontano per dare altri per minimizzare le repulsioni.

Ibridazione sp^2

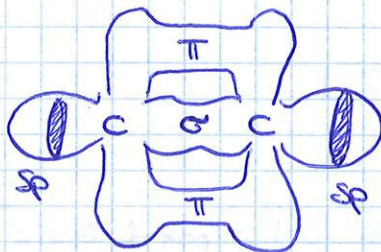


↳ va a sovrapporsi lateralmente con il p dell'altro C.

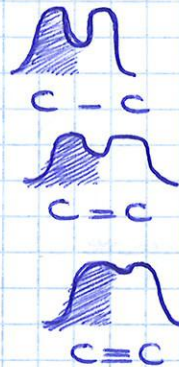
ALCHINI (da etino)



Ibridazione sp



Densità elettronica



• Tra i due nuclei la densità è maggiore al crescere del numero di legami.

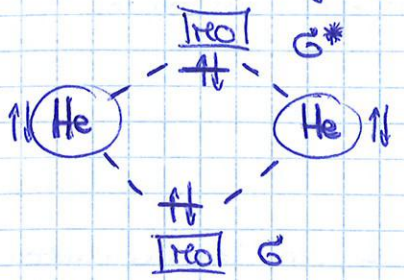
TEORIA ORBITALI MOLECOLARI (MO)

- Da info su E legame
- Spiega proprietà magnetiche di alcuni elementi (O_2)
- Descrivono stati eccitazione delle molecole

- Ferromagnetici: elementi molto attratti dai magneti
- Paramagnetici: elementi con e^- spaiati che interagiscono con \vec{B} esterno
- Diamagnetici: elementi che non vengono attratti, perché hanno tutti gli e^- accoppiati e \vec{B} di un e^- viene annullato da \vec{B} dell' e^- con spin opposto.

• La teoria MO considera la molecola come insieme di nuclei ed e^- , valuta le loro interazioni e determina le funzioni d'onda che descrivono e^- nella molecola.

La teoria MO spiega perché alcune molecole non si formano -



ordine di legame è $\frac{N_{MO^*} - N_{MO}}{2} = 0$, NON c'è legame, He è monoatomico -

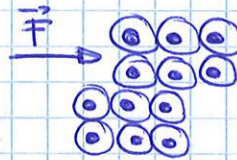
• Molecola O_2 : $\dots (\pi 2p)^4 (\pi 2p^*)^2$

$\alpha = \frac{1}{2} (2 - 2 + 2 + 4 - 2) = 2 \rightarrow$ doppio legame

• Molecola CO: è più complicata -

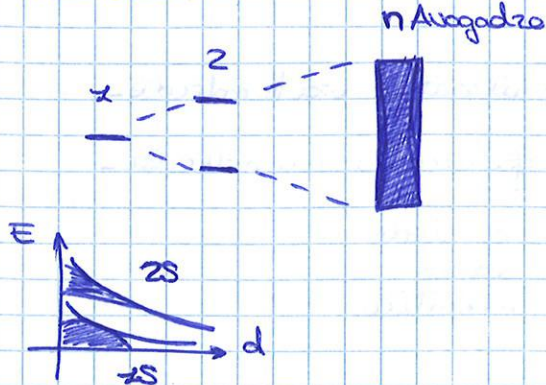
Il legame metallico

- I metalli diminuiscono conduttibilità all'aumentare della temperatura (modello mare e-) perché cariche pos. vibrano rallentando gli e-
- Malleabilità e duttilità: nel reticolo cristallino avendo forze positive in nubi negative non c'è forza di repulsione, si ha uno scivoltamento portato da \vec{F} esterna -



GAS FERMI: nuvola carica < 0 nella quale fluttuano nuclei carichi > 0 -

• CM = cristallo metallico come una molecola gigante nella quale gli elettroni sono estesi a tutti gli atomi del cristallo, dove gli e- presentano elevata mobilità -






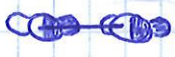
• Essendo in una molecola $6,023 \cdot 10^{23}$ atomi, ci sono lo stesso n di orbitali, per considerarlo come una stanza -

FORZA DI LEGAME

- Ionico 
- Covalente 
- Metallico 

→ INTER. FORTI

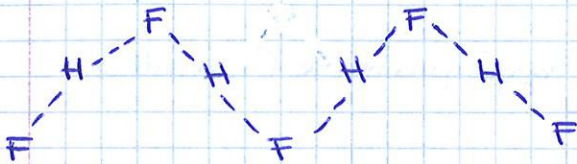
FORZE DI VAN DER WAALS

- Ione - dipolo 
- Idrogeno 
- dipolo - dipolo (indotto) 
- di dispersione (London) 

↓

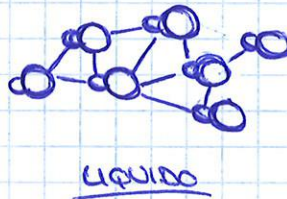
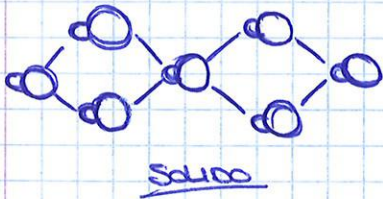
Legame Idrogeno *

- È un'interazione dipolo - dipolo tra atomi H coinvolti in un legame polare con N, F, O. → INTER. DEBOLI



acido perossidico

Legame dipolo - dipolo (di orientazione) → tra molecole polari



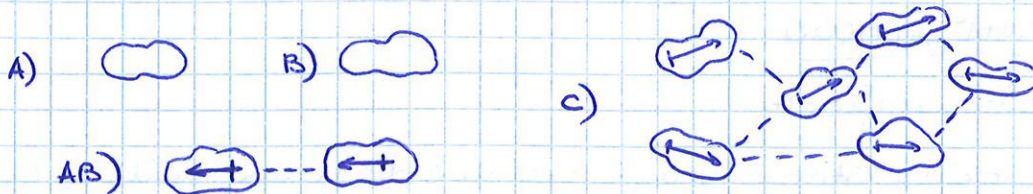
↑ All' aumentare del momento di dipolo, aumenta anche la T di ebollizione ↓

Forze di Van der Waals

→ F che aumentano all' aumentare della vicinanza e viceversa.

Forze di dispersione

→ F che si verificano tra molecole di sostanze APOLARI e che permettono che queste sostanze condensino e si solidifichino.



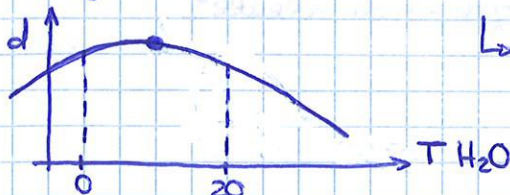
B) Viscosità

- È la misura della R allo "scioglimento" del liquido.



NATURA UNICA DELL'H₂O

- Ha fase solida meno densa di fase liquida (ghiaccio galleggia).



↳ causa legami H (lasciano molto spazio)

[La d max dell'H₂O vale 1, ... ma come valore negli ex. prendiamo 1.]



1 GAS e lo stato gassoso

- Le passaggi da uno stato all'altro è reversibile. I 3 stati derivano dalla competizione tra E cinetica delle particelle della sostanza e E di interazione tra gli atomi delle molecole.

- gas → le molecole sono molto distanti tra loro, con poche interazioni e occupano tutto lo spazio disponibile.

gas = $\begin{cases} \text{volume (= V recipiente)} \\ \text{pressione} \\ \text{temperatura} \end{cases}$

Impetze:

- Passano energie comprese
- Si diffondono e l'uno nell'altro
- Hanno bassa densità

GAS IDEALE

- Particelle puntiformi
- Particelle non interagiscono
- Tutti gli urti sono considerati elastici
- Il moto delle particelle è casuale

- GAS REALE \neq GAS IDEALE quando: T è bassa e P è elevata

- Volume (V) → m^3 o $L (= dm^3)$
- Pressione (P) → $Pa (= N/m^2)$
o atm
o bar
- Temperatura (T) → $^{\circ}K$ o $^{\circ}C$

I. $V \propto T$

• $V = \text{costante} \times T$

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

la temperatura dev'essere in °K !!

$[T(K) = T(C) + 273,15^\circ]$

II^a LEGGE DI GAY-LUSSAC (legge delle isocore)

• "La P di una q fissa di gas, mantenuta a $V=K$, decresce al diminuire della T"

$\boxed{\frac{P}{T} = K}$

• Combinando le 4 leggi dei gas si ottiene l'equazione generale dei gas (ideali) perfetti:

$\boxed{PV = nRT}$

$R = K$ universale dei gas = $0,08206 \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}$

- Qual è il volume occupato da una mole di gas in condizioni normali?

c.n. (condizioni normali) $\rightarrow T = 273,15^\circ K = 0^\circ C$
 $P = 1 \text{ atm}$
 $n = 1$

$\left[\frac{V}{n} = \text{VOLUME MOLARE} \right]$

$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \cdot 0,08206 \cdot 273,15}{1} = \boxed{22,414 L}$

Airbag



EX.

CALCOLI DI DENSITA'

$\left. \begin{array}{l} \bullet n/V = P/RT \\ \bullet n = m/M \end{array} \right\} m/MV = P/RT \rightarrow d = m/V = M/RT$

• d è IP a T e DP alla massa molare

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2} RT}{V} = \frac{0,465 \cdot 0,08206 \cdot 423,15}{3,5} = \boxed{4,6 \text{ atm}}$$

$$P_{SO_2} = \frac{n_{SO_2} RT}{V} = \frac{0,31 \cdot 0,08206 \cdot 423,15}{3,5} = \boxed{3,1 \text{ atm}}$$

$$\boxed{P_{tot.} = 7,7 \text{ atm}}$$

lez. 14

22/11/11

Teoria Cinetica dei gas

- 1) Fornisce una descrizione dei gas a livello molecolare.
- 2) Se si applica legge mecc. a un modello di gas perfetto si ottiene l'equazione di stato dei gas partendo:

$$\langle E_{cin} \rangle = \frac{3}{2} \frac{RT}{N_A} = \frac{3}{2} KT \rightarrow \text{cost. inf, ma sempre } = K$$

- $\langle E_{cin} \rangle = E$ cinetica di ogni particella
 - $K = \text{costante di Boltzmann} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$
- $$\left. \begin{array}{l} \text{ } \\ \text{ } \end{array} \right\} K = \frac{R}{N_A}$$



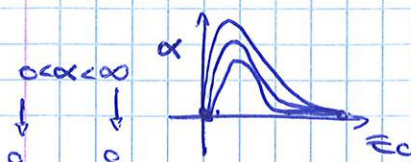
Teoria dell'urto elastico (particella zimbalsa e non perde Energia Cinetica contro la parete).

- L'EC è proporzionale alla Temperatura, proprietà correlata al moto delle particelle.

LA TEMPERATURA È UNA MISURA DELL'ENERGIA CINETICA MEIA DI UN QUALUNQUE INSIEME DI PARTICELLE.

Però:

- Le particelle di gas si muovono con V diversa
- Subiscono forti urti
- Non possiamo calcolare ogni velocità
- Possiamo, con metodo statistico, calcolare la frazione di particelle su totale con un E_c compresa in un intervallo.



[$\alpha = \text{frazione di particelle}$]

- Il max. è valore + probabile
- Curve \neq con $\neq T$

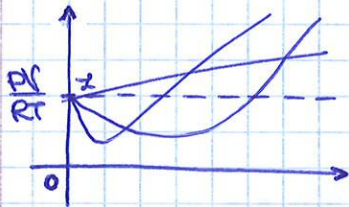
• I gas si liquefanno! → Allo zero assoluto atomi e molecole non hanno volume nullo, ma con un volume definito $\neq 0$.

• Man mano che abbasso T trasformando gas, \vec{F} di V.d.W. aumentano, deviando dalle condizioni ideali.

↳ con $P > 10$ atm si cominciano ad osservare importanti deviazioni. Dopo questo valore di P usate equazioni di Van der Waals.

• Fattore di compressibilità (Z): grandezza che misura deviazione di un gas dalle condizioni ideali.

$$Z = \frac{PV}{RT} \quad [Z=1 \text{ per } n=1]$$

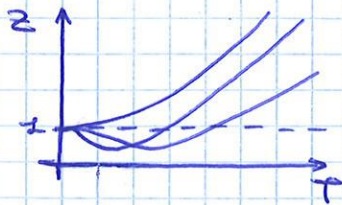


$Z > 1$ predomina l'effetto del V molecolare

$Z < 1$ predominano attrazioni intermolecolari.

• Con aumento P , V si riduce, e Z aumenta molto.

[Z per lo stesso gas al variare di T]



$Z > 1$ gas meno comprimibile

$Z < 1$ gas più comprimibile

$PV = nRT$ con V grande rispetto V molecola } gas reale fatto con n piccolo

PESO MOLECOLARE MEDIO MISCELA DI GAS

$$\bar{M} = \frac{n_1 M_1 + n_2 M_2 + n_3 M_3 + \dots}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots} \rightarrow m = \bar{M} \cdot n$$



(I) $7,3 \cdot 10^{-2}$ n PCl_5 , \emptyset n di PCl_3 e Cl_2

(F) moli dissociate / moli iniziali = α \rightarrow grado di dissociazione, α è l'incognita del problema



$$\begin{array}{l} \text{Moli tot. fine reazione} \\ \text{Moli tot. fine reazione} = 7,3 \cdot 10^{-2} (1-\alpha) + 2\alpha \cdot 7,3 \cdot 10^{-2} = \boxed{7,3 \cdot 10^{-2} (1+\alpha)} \end{array}$$

\downarrow nF PCl_5 \downarrow nF $\text{PCl}_3 + \text{nF Cl}_2$

$$PV = nRT \rightarrow 1,85 \cdot 2,12 = 7,3 \cdot 10^{-2} (1+\alpha) \cdot 0,082 (232 + 273)$$

$$(1+\alpha) = 1,296$$

$$\boxed{\alpha = 0,296}$$

\hookrightarrow acc. ($0 < \alpha < 1$)

(ex.) N_2O_4

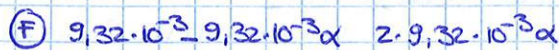


? α

? P_{NO_2} e $P_{\text{N}_2\text{O}_4}$

con 0,858 g N_2O_4 $V = 0,800$ L esercitano un equilibrio con $P = 0,590$ atm a $T = 70,5^\circ\text{C}$.

$$\text{Moli iniz. N}_2\text{O}_4 = \frac{0,858}{92,01} = 9,32 \cdot 10^{-3} \text{ n IPOAZOTITE}$$



$$\left. \begin{array}{l} \text{Moli tot. fine} = 9,32 \cdot 10^{-3} (1+\alpha) \end{array} \right\}$$

$$PV = nRT \rightarrow 0,590 \cdot 0,800 = 9,32 \cdot 10^{-3} (1+\alpha) \cdot 0,082 (70,5 + 273)$$

$$(1+\alpha) = 1,796 \rightarrow \boxed{\alpha = 0,796}$$

$$\boxed{P_i = X_i \cdot P_{\text{tot.}}} \rightarrow P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{9,32 \cdot 10^{-3} (1-0,796)}{9,32 \cdot 10^{-3} (1+0,796)} \cdot 0,590 = \boxed{6,7 \cdot 10^{-2} \text{ atm}}$$

$$P_{\text{NO}_2} = \frac{2 \cdot 0,796 \cdot 9,32 \cdot 10^{-3}}{9,32 \cdot 10^{-3} (1+0,796)} \cdot 0,590 = \boxed{5,8 \cdot 10^{-1} \text{ atm}}$$

- L'E associata o ceduta durante un processo chimico dipende quindi dalla natura chimica dei reagenti e dei prodotti -

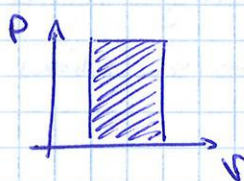
- Reazione **ESOTERMICA** = cede calore all'esterno
ENDOTERMICA = assorbe calore dall'esterno

- Calore = E trasferita tra sistema e ambiente per effetto di una diff. di T. Si indica con q-

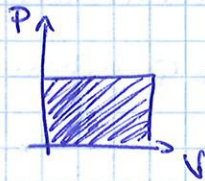
$$L = P \cdot \Delta V$$

LAVORO (W)

- Non è una f di stato (dipende dal modo in cui avviene transf.)
- Dipende dalla pressione e dal volume di gas contenuto -



con $V=K$



con $p=K$

CALORE (q)

- Si misura in joule; è E che viene immediatamente trasmessa al sistema a causa di una diff. di T. A questa misura è CALORIA (E per innalzare da $14,5^{\circ}\text{C}$ a $15,5^{\circ}\text{C}$ 1g di H_2O).

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

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

1° PRINCIPIO della TERMODINAMICA

- Principio conservazione E: in sistema isolato, e' E tot. rimane costante, e può solo cambiare forma -

↳ in S chiuso, è correlato al lavoro, al calore, cioè alla Δ di E interna

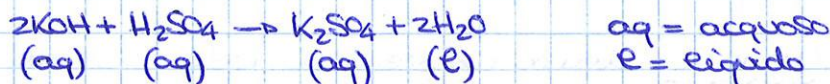
$$\boxed{\Delta E = Q - W}$$

- In S chiuso, variazione di E è uguale al calore scambiato meno il lavoro svolto -

- Conoscendo le variazioni di entalpia non ho molte info sulla variazione di Energia - Perché molte reazioni implicano poco (o nessun) valore di lavoro, ΔE avviene come trasferimento di calore.

1) Reazioni a cui non partecipano i gas (precipitazione, molte redox, molte reazioni acido-base)

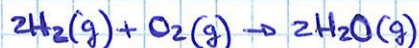
$$\Delta E = \Delta H \quad (V \text{ non varia molto})$$



2) Reazioni in cui sono gas ma la quantità in mole non cambia ($\sum n = K$ per Avogadro) - Variazione tra reagenti e prodotti è nulla.



3) Reazioni in cui sono gas e la quantità di gas in mole varia - Il valore del calore a P=K è molto più grande di PV, che diventa trascurabile.



- Valori negativi di ΔH e ΔE indicano passaggio di E dal S all'ambiente
- Valori positivi di ΔH e ΔE indicano passaggio di E dall'ambiente al S

Entalpia = Usata per quantificare il flusso di calore dentro e fuori un sistema in un processo a pressione costante -

$$[\Delta H = H_{\text{prodotti}} - H_{\text{reagenti}}]$$

ΔH = calore liberato o assorbito durante la reazione

TERMOCHIMICA

- Parte della chimica che si interessa dell'applicazione del primo principio della dinamica allo studio delle reazioni chimiche - Perché le reaz. avvengono a P=K, è impo conoscere il valore di entalpia.

ΔH $\left\{ \begin{array}{l} \text{se solidi, dipende da strutt. cristallina} \\ \text{calore liberato o assorbito con P=K} \end{array} \right.$

Ex. - 1 mole CH₄ bruciata in aria → CO₂ + H₂O

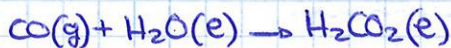
ΔH = -890 KJ → Calcolare il calore sviluppato con 100g CH₄ (P=K).



moli CH₄ = $\frac{10}{16,03} = 6,24$ mole

1: (-890) = 6,24 : X X = 6,24 · (-890) = **-5554 KJ**

- Calcolare ΔH° molar della reazione



H°_f (CO) = -110,3 KJ/mole

H°_f (H₂O) = -285,6 KJ/mole

H°_f (H₂CO₂) = -408,8 KJ/mole

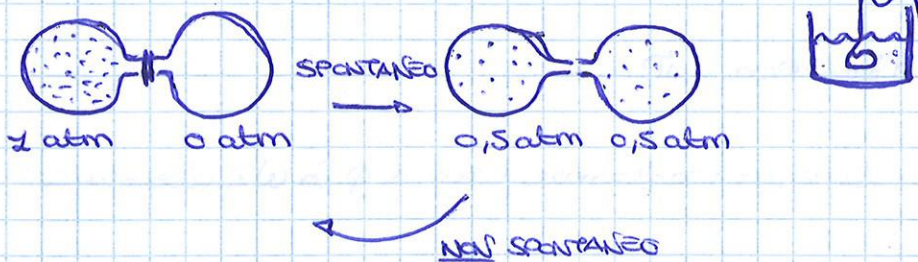
ΔH°_f = -408,8 + 110,3 + 285,6 = **-12,9 KJ**

Lez. **16**

28/11/11

ENTROPIA, ENERGIA LIBERA e SPONTANETÀ DELLA REAZIONE

• Senza intervento esterno, un corpo caldo non si riscalderà mai e l'acqua fredda raffredderà ulteriormente.



• Processi spontanei in una direzione non sono spontanei nella direzione inversa.

- Processi spontanei a una T, possono non esserlo a un'altra T.

• Molte reazioni procedono dai reagenti ai prodotti (vanno a completezza); queste reazioni sono ESOTERMICHE.

→ L'entropia di Q è un criterio per stabilire la spontaneità della reazione.

ΔS_{H_2O} da ghiaccio a H_2O = $\boxed{22 \text{ J/K}}$ mce

TERZO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

- L'Entropia di una sostanza perfettamente cristallina è zero alla temperatura dello zero assoluto -

$[S^\circ]$ = valore della entropia di una mole di sostanza a c. standard -

↳ NON è zero (\neq entalpia)

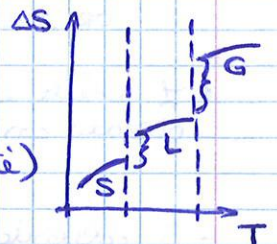
- I valori minimi dell'entropia si trovano con strutture rigide e compatte - A parità di cond. aumenta con la complessità della molecola -

Variatione di entropia

- L'entropia standard di reazione è la variazione in cond. standard -

[MISURA COME È DISPERSA L'ENERGIA DI UN SISTEMA -]

Solido < Liquido < gassoso (stati più ordinati)



- L'Entropia aumenta all'aumentare della temperatura - I passaggi di stato sono accompagnati da una grande variazione di entropia -

↳ Molecole più grandi fanno entropie > di Molecole piccole

- Dissociazione di un sale in H_2O → aumento del fattore entropico

- Grande diminuzione entropia al passaggio da gas a liquido -

$$\left[\Delta S_{amb.} = \frac{q_{amb}}{T} = -\frac{\Delta H_{sis}}{T} \right]$$

ΔS è D.P. alla ΔQ opposta del sist. e I.P. alla T dell'ambiente prima del trasferimento di calore -

↳ con $P e T = K$

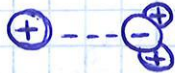
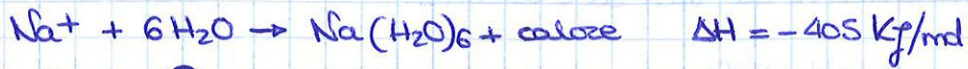
$\Delta S_{tot} = \Delta H_{sis} - T \Delta S_{sis}$

reazione tra variazione totale di entropia e grandezze relative al sist.

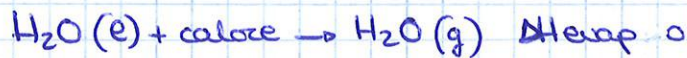
• DIPLO : 

DIPLO INDOTTO:  *Neutro influenzato da un diplo e si carica -*

- Ioni idratati (esempio di interazioni tra ioni e molecole)

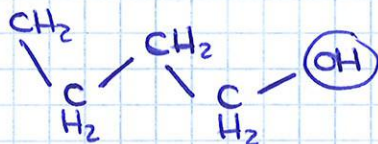


- Evaporazione (dipolo-dipolo tra molecole polari)



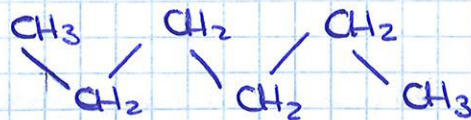
"IL SIMILE SCIOLVE IL SIMILE"

↳ solvente polare scioglie molecole polari
 " apolare " molecole apolari



Interazioni dipolo-dipolo rendono più facile la solubilità

geicol etilico



Non fanno interazione dipolo-dipolo

ottano, idrocarburo

Impaccamenti compatti di sfere -

- **Solido** = unione di particelle viste come unità fisse sferiche messe a contatto tra loro - Modello esemplificativo della struttura -

La maggior parte dei metalli tendono a cristallizzare in uno o più tipi di reticoli cristallini che permettono il massimo impaccamento di particelle -

→ Le strutture più compatte sono quella cubica a facce centrate e quella esagonale -

- Si possono sovrapporre piani diversi formando diversi tipi di reticolo cristallino -

▶ Esagonale compatto

▶ Cubico compatto

- Alcuni impacchettamenti avvengono con la sovrapposizione di piani traslati tra loro, per occupare meno spazio possibile -

- I solidi cristallini hanno tutti una temperatura di fusione ($T_{f, \text{crist}}$), e i punti di fusione sono usati per identificare il composto chimico -

I solidi amorfi non fondono a T definite ma in un intervallo, e si frantumano in molti frammenti -

- **Vetro** = materiale amorfo (stato amorfo = stato vetroso), come molti polimeri (polistirene, zucchero filato) - È condizione termodinamica di LIQUIDO SOTTORAFFREDDATO -

- Solidi amorfi → Raffreddando rapidamente materiale fuso

↳ non dà tempo di stabilizzarsi



- T_a cui avviene la transizione si chiama T di transizione vetrosa o T_g -

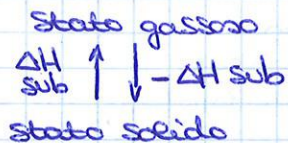
Disposizione particelle in solido amorfo \sim dispos. particelle in un liquido

CONCETTO di FASE

- Per ogni sostanza pura è possibile determinare un calore molare di evaporazione, liquefazione, ecc... detto **ENTALPIA** -

- T di FUSIONE = T in cui reticolo collassa e si trasforma in un liquido -

SUBUMAZIONE = processo endotermico con ΔH -



[LO STATO LIQUIDO]

LIQUIDI = { fluidità; hanno forma sferica e sono scizzibili
 elasticità; si deformano facilmente e riprendono forma
 incomprimibili
 prendono forma del recipiente che li contiene

Tensione Superficiale

- Tensione meccanica che si crea sulla superficie di separazione tra il liquido e un altro materiale -

Bagnabilità

- Quando liquido e solido vengono a contatto, la θ alla forza di coesione forma un angolo con l'attrazione tra molecole uguali -

Il MENISCO è la concavità sulla superficie di un liquido presente in ogni contenitore - È concavo quando forza adesione del contenitore è > attrazione tra molecole (es. acqua H₂O) -

$$\begin{matrix} P_1 \rightarrow P_2 \\ T_1 \rightarrow T_2 \end{matrix}$$

$$\log P_1 = \log K_1 - \frac{\Delta H_{ev.1}}{2,3 \cdot T_1}$$

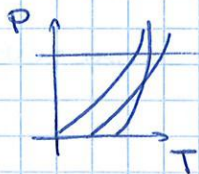
$$\log P_2 = \log K_2 - \frac{\Delta H_{ev.2}}{2,3 \cdot T_2}$$

[2,3 è fattore coazione nel passaggio tra ln e log₁₀]

- Con $\Delta T < 10^\circ C$, allora $\Delta H_{1.2} \approx \Delta H_2 \Rightarrow \Delta H_{ev.}$

$$\left[\log \frac{P_1}{P_2} = - \frac{\Delta H_{ev.}}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \right] \rightarrow \text{quando passo da una } T_1 \text{ a una } T_2 -$$

- Quando la curva che descrive la condizione d'equilibrio di un liquido interseca la P_{atm} , comincia l'evaporazione.



- Ponendo \log in funzione di $1/T$:

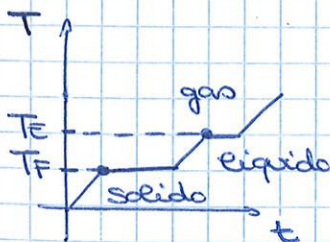


• Più è pendente più curva difficile a bollire

- Se aumenta la T , la P aumenta.

- Ebollizione = punto in cui $P_{est} = P_{di\ vapor}$ - Se $P_{est} = P_{atm}$, è PUNTO NORMALE DI EBOLLIZIONE.

CAMBIAMENTO DI STATO (o DI FASE)



con $P = K$

- Le fasi con $T = K$ sono quelle in cui tutte le particelle assistono alla stessa temperatura

- Con $1g$ di sostanza è CALORE LATENTE DI FUSIONE (relare con 1 mol), e coincide con ΔH .

- Nei tratti "obliqui" la T causa un aumento dell'energia, e poi per un tratto di tempo si ha un CALORE LATENTE DI EVAPORAZIONE.

- In certe condizioni, possono coesistere più fasi insieme. Nel caso dell' H_2O , le tre fasi coesistono a $P = 4,58\text{ mmHg}$ e $T = 0,01^\circ C$ anche detto punto invariante. Gli altri punti delle curve sono varianti, a una data T corrisponde una sola P , mentre i punti delle zone sono di divarianza, non cambia stato sistema.

- La q massima di soluto che si può sciogliere in un solvente è chiamata SOLUBILITÀ del materiale -

UNITÀ FISICHE

- Percentuale in peso (%w)
- Percentuale in volume (%v)

UNITÀ CHIMICHE

- frazione molare (X)
 - molarità (M)
 - molalità (m)
 - normalità (N)
- } concentrazione

CONCENTRAZIONE

- ① • La q di soluto è indicata come n di moli sciolte in un volume di soluzione pari a 1L - È la MOLARITÀ -

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

→ Peso il soluto e posto al V voluto con il solvente, sciogliendo il soluto -

- Diluendo, la M si abbassa (<n in V>)-

$$\rightarrow M_{INIZ} = \frac{n}{V_{INIZ}} \quad M_{FIN} = \frac{n}{V_{FIN}} \rightarrow \left[M_{FIN} = M_{INIZ} \cdot \frac{V_{INIZ}}{V_{FIN}} \right]$$

$$\left[M_{INIZ} \cdot V_{INIZ} = M_{FIN} \cdot V_{FIN} \right]$$

- ② • La q di soluto è indicata come n di EQUIVALENTI in 1L di soluz. - Questa unità è detta NORMALITÀ -

$$N = \frac{n^{eq}}{L}$$

- Peso Equivalente che prendo parte alla redox è la q in grammi che reagisce con una mole accettando o cedendo e-

- ③ • La q di soluto è indicata come n di moli su Kg di soluzione - È la MOLALITÀ -

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

$$g = n^{\circ} \text{eq} \cdot PE = 0,025 \cdot 49,06 = 1,23 \text{ g}$$

- Una soluzione è formata da 250,0 g di H₂O e 0,2 g di NaCl - Calcolare la molarità -

$$m = \frac{\text{moli soluto}}{\text{kg di solvente}} = \frac{\text{mole NaCl}}{\text{kg H}_2\text{O}}$$

$$PE(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g/mol}$$

$$\frac{0,2}{58,44} = 0,0017 \text{ mol NaCl}$$

$$m = \frac{0,017}{250 \cdot 10^{-3}} = 0,0068 \text{ mol/kg}$$

- Data una soluzione 0,15 m di NaOH calcolare la quantità in g di NaOH in 250 ml di soluzione sapendo che la densità è 1,10 g/ml -

$$g \text{ NaOH} = 0,15 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 6 \text{ g NaOH in soluz.}$$

$$P_{\text{tot}} = 1000 \text{ kg} + 6 \text{ g} = 1006 \text{ g}$$

\downarrow \downarrow
 H₂O NaOH

$$1,10 : 1 = 1006 : x$$

$$x = \frac{1006}{1,10} = 914,5 \text{ ml}$$

$$6 \text{ g} : 914,5 \text{ ml} = x : 250,0 \text{ ml}$$

$$x = \frac{250,0 \cdot 6}{914,5} = \boxed{1,64 \text{ g}}$$

- Una soluzione è formata da 15,84 g di KNO₃ in 500 ml di H₂O - Calcola:
 2) ρ 2) N come sale 3) m 4) X_{KNO_3} e $X_{\text{H}_2\text{O}}$ 5) % in peso di KNO₃ e H₂O

$$\text{ml KNO}_3 = \frac{15,84}{158,4} = 0,1 \text{ ml}$$

$$\rho = \frac{0,1}{426,3 \cdot 10^{-3}} = \boxed{0,234 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

$$[d_{\text{H}_2\text{O}} = 1]$$



$$500 \text{ g} = 500 \text{ ml}$$

$$[d_{\text{soluz.}} = 1,21]$$

$$1,21 : 1 = 515,84 : x$$

$$x = \frac{515,84}{1,21} = 426,3 \text{ ml}$$



$$PE = PE \rightarrow \boxed{N = \rho = 0,234 \text{ eq./L}}$$

$$L \rightarrow n^{\circ} \text{eq} = \frac{m}{PE} = \frac{m}{\rho} = \text{ml} \cdot \uparrow$$

$$3) m = \frac{\text{moli KNO}_3}{\text{kg H}_2\text{O}} = \frac{0,1}{500} = \boxed{0,002 \text{ m}}$$

$$4) \text{mole H}_2\text{O} = \frac{500}{18} = 27,8 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{KNO}_3} = \frac{0,1}{27,9} = \boxed{0,036}$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \boxed{0,9964}$$

LA LEGGE DI RAULT → per soluz. ideali ($\Delta H_{sol} = 0$)



$T = K$ → il V di liquido puro diminuisce nel tempo

↳ [tens. vap. soluto] è trascurabile risp. a qll del solv., e soluto non presenta [fenomeno (dis)assoc.]

$$P = p_A^0 X_A + p_B^0 X_B$$

A → Solvente
B → Soluto (non volatile)

[PRIMA PROPRIETÀ COLLIGATIVA]

$$\Delta P / p_A^0 = X_B$$

$P = p_A^0 X_A$ * $[X_A + X_B = 1] \rightarrow X_A = 1 - X_B$ (scriv. in f(B))

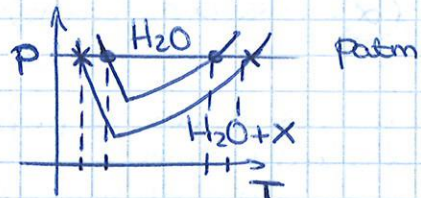
↳ legge DALTON

↳ abbassamento della tensione di vapore della soluzione

* $P = p_A^0 - p_A^0 \cdot X_B$

↳ $P - p_A^0 = -p_A^0 X_B$

$\frac{p_A^0 - P}{p_A^0} = X_B$



{ $T_{eboll. H_2O + X} > T_{eboll. H_2O}$
 $T_{cong. H_2O + X} < T_{cong. H_2O}$

$$[\Delta T = K_{eb} \cdot m]$$

↳ concentrazione

$K_{eb} = K_{ebullioscopica}$

$$[\Delta T = K_{cz} \cdot m]$$

$K_{cz} = K_{crioscopica}$

DISTILLAZIONE: la fase vapore si arricchisce del componente più volatile.

- I componenti possono essere separati con la distillazione -

↳ $X_A - X_B$

(A)

(B)

• $p_A^0 = 250 \text{ torr}$ $X_A^L = 0,60$

• $p_B^0 = 100 \text{ torr}$ $X_B^L = 0,40$

$$P = \underbrace{p_A^0 X_A}_{P_A} + \underbrace{p_B^0 X_B}_{P_B} = 190 \text{ torr}$$

$$X_A^V = \frac{P_A}{P} = \frac{250 \cdot 0,60}{190} = 0,79$$

$$X_B^V = \frac{P_B}{P} = \frac{100 \cdot 0,40}{190} = 0,21$$

PRESSIONE OSMOTICA:

$$\pi V = nRT, \text{ ma } \frac{n}{V} = M \Rightarrow \boxed{\pi = MRT}$$

- Se soluzione contiene un elettrolita, $\boxed{\pi = MRT \cdot i}$
 ↳ P_{osm} è proprietà colligativa

Eq) 1 soluzione è formata da 13,0 g di Na_2SO_4 e da 100 g di H_2O - Considerando la dissociazione completa, calcolare:

- a) P a 20°C sapendo che a questa T $P^\circ_{\text{H}_2\text{O}} = 17,54$ torr
- b) Innalzamento ebullioscopio $K_{\text{eb}}_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52$ $^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$
- c) π a 20°C sapendo che la densità è $1,03$ g/ml

$$\frac{\Delta P}{P^\circ_A} = X_B [1 + \alpha(V-1)]$$



$$i = 1 + (3-1) = 2+1 = 3$$

$$X_B = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,092}{0,092 + 5,5} = 0,016$$

$$\Delta P = 17,54 \cdot 0,016 \cdot 3 = 0,84 \text{ torr}$$

$$P^\circ_A - P \rightarrow \boxed{P = 16,7 \text{ torr}} \rightarrow P_{\text{soluz}} > P_{\text{soluz}}$$

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m \cdot i \rightarrow m = \frac{n_{\text{soluto}}}{k_f \text{ solvente}}$$

$$\Delta T_{\text{eb}} = 3 \cdot 0,52 \cdot \frac{0,092}{0,1} = 1,43$$

$$\boxed{\Delta T_{\text{eb}} = 1,43^\circ\text{C}}$$

$$\pi = \frac{nRT}{V} = MRT \rightarrow M = \frac{n_{\text{soluto}}}{L_{\text{soluz}}}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{peso soluz.} = 110 + 13 = 123 \text{ g} \\ 1 : 1,03 = x : 123 \\ x = 109 \cdot 10^{-3} \text{ L} \end{array} \right.$$

$$\pi = 109,7 \cdot 293 \cdot 0,082 \cdot 3 = \boxed{60,5 \text{ atm}}$$

• La concentrazione di 1 acido debole monoprotico è $0,015$ M e la sua π a 5°C è 450 torr. - Calcolare α -

↳ 1 solo protone



$$\pi = MRT \cdot i = MRT \cdot [1 + \alpha(V-1)]$$

$$1 + \alpha = \frac{\pi}{MRT} \rightarrow \alpha = \frac{\pi}{MRT} - 1 = \frac{450}{0,015 \cdot 278 \cdot 0,082} - 1 = 0,73$$

$$\boxed{\alpha = 73\%}$$

• $G = H - T.S$, ma $H = U + PV \Rightarrow G = U + PV - T.S$

$U = Q - W$ (1° principio termodinamica)

$\rightarrow G = Q - W + PV - TS$

$dG = dQ - dW + \dots$ SLIDES!!

$\int_{G^0}^G dG = RT \int_{P^0}^P dP/P \rightarrow G - G_0 = RT \ln(P/P_0)$ per 1 mole di gas

$\Delta G = 0$ allora $\Delta G^0 = -RT \ln K$

↳ se $K > 1$, $\Delta G_0 < 0$ (reaz. spontanea)
se $K < 1$, $\Delta G_0 > 0$ (reaz. non spontanea)

• In equilibrio, $\Delta G = 0$ e $\Delta G_0 = -RT \ln K$

- SE NON SIAO ALL'EQUILIBRIO:

$\Delta G_0 = \ln K (-RT) + \ln Q (+RT)$

↳ riferito a situazione di non equilibrio \rightarrow se se è spostata a dx o a sx

Quoziente di reazione Q

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

$\left\{ \begin{array}{l} K_p = \text{costante per le pressioni} \\ K_c = \text{costante per le concentraz.} \end{array} \right.$

RELAZIONE TRA K_c E K_p

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n_{\text{gassose}}}$ $\rightarrow K_c = K_p (RT)^{-\Delta n_{\text{gassose}}}$

• Si sciolgono 0,60 mol di B in 1 L di soluzione; sapendo che $K_c = 0,80$ per l'equilibrio $A \rightleftharpoons B$, calcolare $[A]_{eq}$ e $[B]_{eq}$

	$A \rightleftharpoons B$
INIZIO	= 0,60
VARIAZ X	-X
eq. ← FINE X	0,60 - X

X = mol di A

$K_c = [B]/[A] = \frac{0,60 - X}{X} = 0,80$

$[B]_{eq} = 0,60 - 0,33 = \boxed{0,27 \frac{mol}{L}}$

$0,80X = 0,60 - X$

$1,80X = 0,60$

$X = 0,33$ $[A]_{eq}$

lez.

9/2/2022

NEW YEAR!

• $\Delta G_{\text{reaz.}} = \Delta G^{\circ}_{\text{reaz.}} + RT \ln Q$ → da' idea di come procede la reazione



$\Delta G^{\circ}_{\text{reaz.}} \ll 0 \rightarrow \Delta G$ è negativo, $\ln Q$ deve aumentare, numeratore di Q deve aumentare fino a quando $Q = K$

$\Delta G_{\text{reaz.}} = 0$

$\Delta G^{\circ}_{\text{reaz.}} > 0$

$\Delta G^{\circ}_{\text{reaz.}} = -RT \ln K \rightarrow$ per vedere se la reazione è spontanea



[EQUILIBRIO ETEROGENEO]

↑
poco comprimibile, quantità non cambia

↳ elementi in fasi ≠

$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}}$

• la concentrazione dei solidi è costante → scrivo K_p e K_c senza considerare le concentrazioni dei solidi.

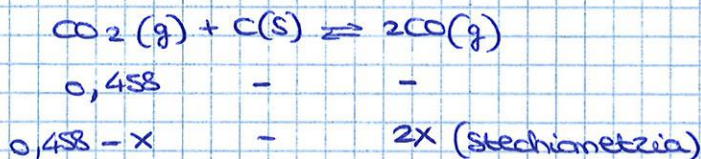
EX.

• In un recipiente con $\text{C}(\text{s})$ viene aggiunta CO_2 a $P_{\text{CO}_2} = 0,458 \text{ atm}$. Si scalda a $T = 1080 \text{ °K}$. All'equilibrio la $P_{\text{tot}} = 0,757 \text{ atm}$ calcolare la K_p .



A - NON considerare la quantità di solido.

Se K fosse molto grande $P_{\text{tot}} \sim P_{\text{CO}_2}$, non vero.



$P_{\text{tot}} = p_A^{\circ} X_A + p_B^{\circ} X_B$

$P_{\text{CO}_2} = 0,459 \text{ atm}$

$0,757 = 0,458 - x + 2x$

$P_{\text{CO}} = 2 \cdot 0,299 = 0,598 \text{ atm}$

$x = 0,299 \text{ atm}$

$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} = \frac{(0,598)^2}{0,159} = 2,25$

↳ reaz. verso dx

• Perché $Q = K$, deve diminuire la quantità di $[NH_3]$

<u>Variazione</u>	<u>Eq. si sposta a</u>
Aumenta concentz. prodotti Diminuisce "	Sx dx
Aumenta concentz. reagenti Diminuisce "	dx Sx
Aumento P Dim P	dove ci sono - moli di gas dove ci sono + moli di gas
Aumento V Dim V	dove ci sono + moli di gas dove ci sono - moli di gas



• LEGGE DI VAN'T HOFF (Variazioni di temperatura)

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = - \frac{\Delta H^0_{rxn}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

↳ produce un cambiamento di valore della costante di equilibrio.

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

Aumento T → aumento K in sistema endotermico (verso dx)
 ↓
 diminuzione K in sistema esotermico (verso Sx)



$$K_1 = 5,58 \cdot 10^5 \text{ a } T = 25^\circ C$$

• Determinare K_2 per la stessa reazione a $T = 200^\circ C$ - $\Delta H^0_{NH_3} = -45,9 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H^0_{reaz.} = (-45,9 \cdot 2) - 3(0) + 0 = 91,8 \text{ kJ/mol} = 91,8 \cdot 10^3 \text{ J/mol}$$

↓
 reaz. esotermica

$$T_1 = 25 + 273,15 = 298,15 \text{ K}$$

$$T_2 = 200 + 273,15 = 473,15 \text{ K}$$

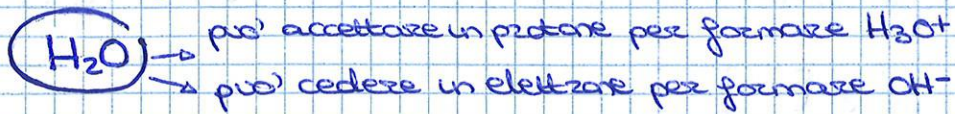
$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) = \frac{-91,8 \cdot 10^3}{8,314} \left(\frac{1}{298} - \frac{1}{473} \right)$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -13,7 \quad \frac{K_2}{K_1} = e^{-13,7} = 1,12 \cdot 10^{-6}$$

$$K_2 = 5,58 \cdot 10^5 \cdot 1,12 \cdot 10^{-6} = \boxed{0,625} \rightarrow \text{verso Sx}$$

ACIDI POLIPROTICI → perde un protone alla volta, ha più passaggi di dissociazione, con K diversa a seconda dei vari passaggi -
 ↳ ognuna è regolata da un equilibrio

Sostanze Anfotere → possono comportarsi da acido o da base



NEUTRALIZZAZIONE ACIDO - BASE

Acido + Base → acqua + Sale

- Sono completamente spostate a destra
- i sali sono elettroliti forti che si dissociano completamente

COPPIE CONIUGATE

- La base coniugata di un acido è la specie che rimane dopo che l'acido ha ceduto il protone -

- Ogni acido ha una base coniugata e ogni base ha un acido coniugato -

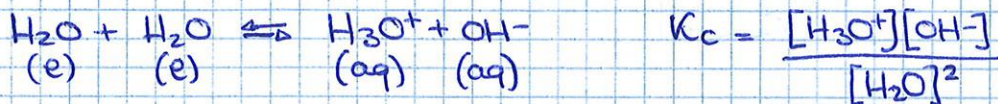


• Lewis → acido: accettatore di una coppia di e^-
 ↳ base: donatore di una coppia di e^-

- In una reazione acido-base di Lewis si forma un legame dattivo -

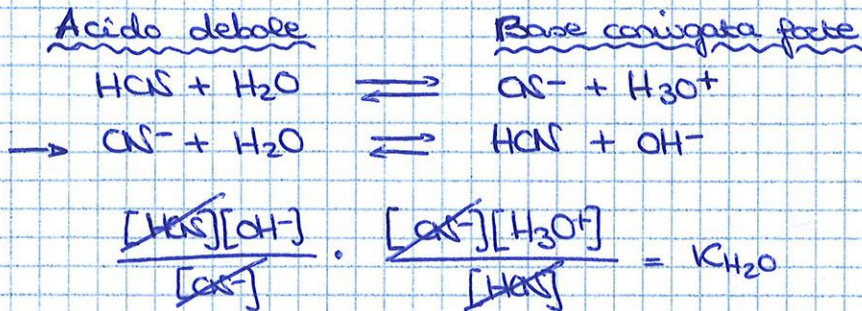
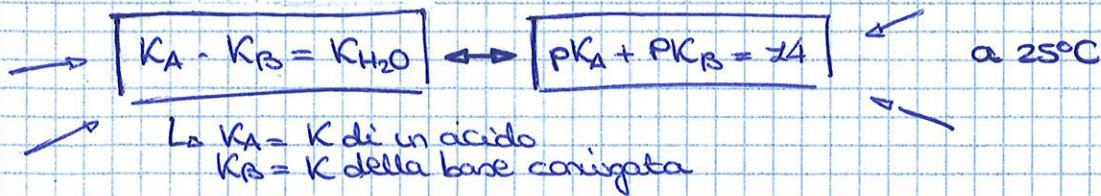
[AUTIONIZZAZIONE DELL'ACQUA] → a causa del carattere anfotero

- Quando l'acqua si ionizza l'equilibrio si sposta verso sinistra e a 25°C solo circa 2 molecole su 10^9 sono ionizzate in un dato istante -



• $K_c [H_2O]^2 = K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ a 25°C -

- Una variazione di $[H_3O^+]$ determina una variazione inversa di $[OH^-]$ -

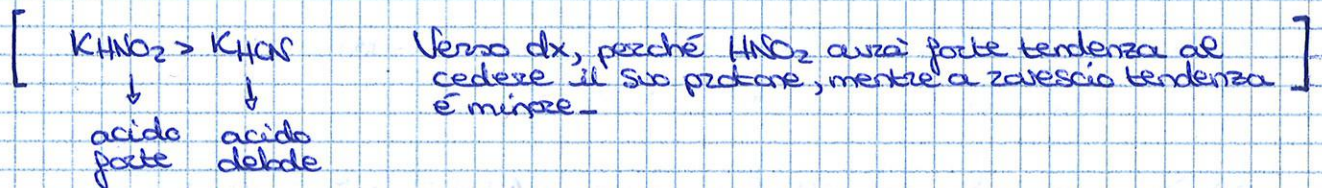


• Prevedere nella reazione



se saranno favoriti i prodotti o i reagenti.

$$K_{\text{HNO}_2} = 4,5 \cdot 10^{-4} \quad K_{\text{HCN}} = 4,9 \cdot 10^{-10}$$



• In una soluzione di NaOH $[\text{OH}^-] = 2,9 \cdot 10^{-4}$ calcolare il pH della soluzione.



• È base, quindi $7 \leq \text{pH} \leq 14 \rightarrow \text{pOH} = -\log_{10} [\text{OH}^-] = -\log_{10} [2,9 \cdot 10^{-4}] = 3,54$

$$\text{pH} = 14 - 3,54 = \boxed{10,46}$$

Acidi Poliprotici

$$[K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}] \quad [\text{ogni ionizzazione, ea } K \text{ di dissociazione diminuisce}]$$



Lez.

16/1/22

REAZIONI DI PRECIPITAZIONE

- Forma un precipitato solido insolubile -

↳ corpo di fondo, in equilibrio con gli ioni della soluzione -



- Come si può prevedere?

- Dipende dalla solubilità del soluto -
- Tutti i composti ionici sono elettroliti forti, ma non tutti sono ugualmente solubili -
- Tutti i composti ionici che contengono cationi dei metalli alcalini sono altamente solubili, così come i nitrati -

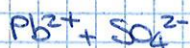
PRODOTTO DI SOLUBILITÀ



$$Q_{ps} = [M^{n+}]^p [X^{z-}]^q$$



↓↑



$$Q = \frac{[\text{Pb}][\text{SO}_4]}{[\text{PbSO}_4]}$$

- Per le concentrazioni di ioni che non corrispondono alle condizioni di equilibrio, si usa il quoziente di reazione che viene chiamato prodotto ionico e serve a capire se si forma o meno il precipitato -

- Q_{ps} e K_{ps} hanno la stessa forma, ma in Q_{ps} le $[\]$ non sono ancora all'eq.

- Se $Q > K \rightarrow$ c'è precipitato

Solubilità e K_{ps} sono collegate:

↓
mole/l = mol di soluto / L di soluzione satura

solubilità = g di soluto / L di soluzione satura

$$\boxed{S = \sqrt{K_{ps}}}$$

- PbSO_4

$$S = 4,25 \cdot 10^{-3} \text{ g/100 mL}$$

$K_{ps} = ?$

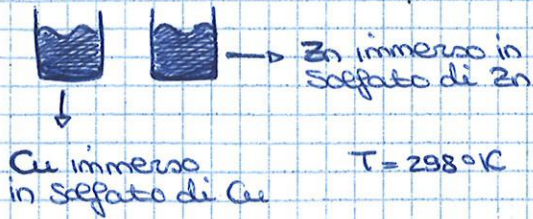


$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

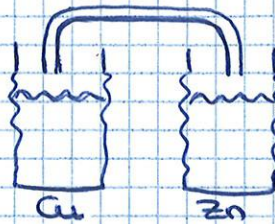
$$4,25 \cdot 10^{-3} \text{ g/100 mL} \cdot 100 \text{ mL} = 303,3 = 3,10 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} = [\text{Pb}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_{ps} = (3,10 \cdot 10^{-4})^2 = \boxed{9,61 \cdot 10^{-8}} \quad \text{↳ per } \text{PbSO}_4$$

CELLE GALVANICHE



$T = 298\text{°K}$



Le reazioni spontanee avvengono perché due materiali hanno \neq capacità di cedere e^- e per la capacità di e^- di scorzere attraverso il circuito.

- Se si mette a contatto senza ponte, dopo un po' la reazione termina, perché si viene a formare un equilibrio di carica, mettendo invece un ponte salino le cariche passano in entrambi i versi.

↳ perdita e^- ma acquisto cariche negative dall'altro elettrodo e viceversa con le cariche positive nel verso opposto.

- La corrente elettrica fluisce perché c'è una differenza di potenziale tra i due elettrodi. Il ΔV è detto potenziale di cella ed è indicato spesso come fem.

$\Delta E > 0$ per un processo spontaneo ($\Delta V_{\text{catodo}} - \Delta V_{\text{anodo}}$)

$$1 \text{ Volt} = 1 \text{ J} / 1 \text{ C}$$

↓
Sono anche esse variazioni di E da un rimpiazzamento

COMPARTO ANODICO
(semicella di ossidazione)

COMPARTO CATTODICO
(semicella di riduzione)



OSSIDO



RIDUZIONE

Potenziali standard di riduzione

- Quando Zn e Cu hanno concentrazione unitaria troviamo che $fem = 1,1 \text{ V}$.
- Si può fissare arbitrariamente un elettrodo con potenziale elettrico = 0, e usare questo per calcolare gli altri.

$$[E^\circ_{\text{cella}} = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{anodo}}]$$

- Catodo → elettrodo positivo (elemento che si riduce)
- Anodo → elettrodo negativo (elemento che si ossida)

- Se $E^\circ > 0$, nella redox sarà favorita la formazione dei prodotti.

↓
Spontanea (\neq a ΔG°)