



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO : 405

DATA : 02/11/2012

# A P P U N T I

STUDENTE : Bessone

MATERIA : Chimica

Prof. Bonelli

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.**

# DOMANDE DELL'INTERROGAZIONE ORALE

- Dappamma di fase dell'acqua

- Combustione

- Osmosi

- Coefficiente di Van 'Hoff

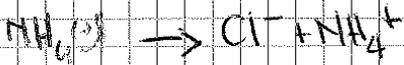
- Pila Daniell

- Equazione di Nernst

$$E_{cella} = E^{\circ}_{cella} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

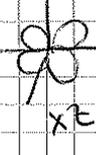
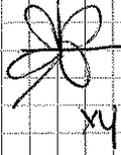
- TEORIA VSEPR

- ECFLOW all'altre



- n° quanti

3 el



- alchim.

- elettrolisi normale anidropica

# INTRODUZIONE

LEZIONE 1

CHIMICA → scienza che studia la materia e le sue trasformazioni

MATERIA = tutto ciò che ha una massa e un volume

SOSTANZA = composizione chimica definita e fissa

## PROPRIETA' DELLA MATERIA:

- FISICHE → massa, colore, temperatura → proprietà di una sostanza da sola

- CHIMICHE → infiammabilità, corrosività → " " " " con un'altra

- INTENSIVE → non dipendono da p, T, d

- ESTENSIVE → " da m, V

## TRASFORMAZIONI DELLA MATERIA

una sostanza si trasforma fisicamente quando non cambia la composizione

TRASFORMAZIONE FISICA

→ si può variare per esempio cambiando la temperatura

una sostanza si trasforma chimicamente quando si trasforma in una sostanza diversa

TRASFORMAZIONE CHIMICA

→ compimibili in equazioni

## STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

SOLIDI → forma propria → volume proprio

LIQUIDI → " impropria → " proprio

GAS → " " → " improprio

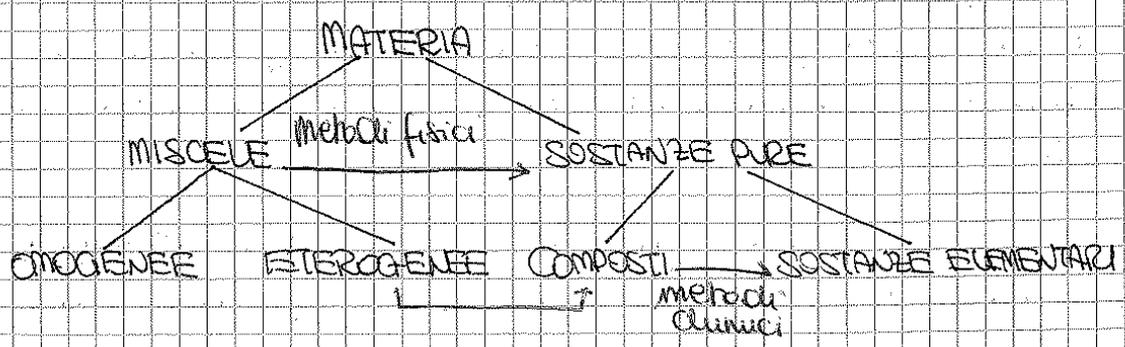
**Elementi:** tipo di materia più semplice con proprietà chimiche e fisiche esclusive  
 (un solo tipo di atomo)  
 ↳ caratteristiche macroscopiche proprie dovute alle micro.

**Composti:** tipo di materia costituita da due o più elementi diversi tra loro  
 legati chimicamente  
 ↳ gli elementi sono presenti in rapporti fissi di massa

**Miscelure:** gruppo di due o più sostanze mescolate fisicamente  
 ↳ possono variare i rapporti in massa  
 ↳ proprietà simili a quelle dei componenti  
 ↳ con metodi fisici possono essere separati  
 ↳ **SOSPENSIONI** =  $> 10000 \text{ \AA}$  ( $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ )  
 ↳ **DISPERSIONI** =  $10 - 10000 \text{ \AA}$

↳ **Miscelure OMOGENEE** = parti non visibili, stessa composizione ovunque  
 ↳ **ETEROGENEE** = parti visibili, diversa

**SEPARAZIONI**  
 ↳ liquido-solido → **FILTRAZIONE**  
 ↳ 2 liquidi con volatilità diverse o  
 ↳ un liquido e un solido → **DISTILLAZIONE**



# DETERMINAZIONE DELLA STRUTTURA DELL'ATOMO

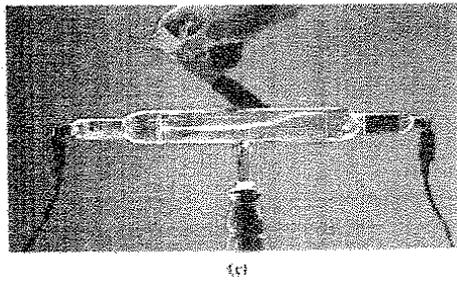
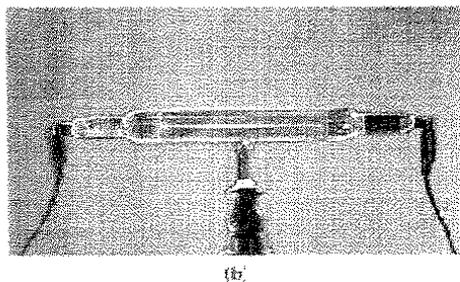
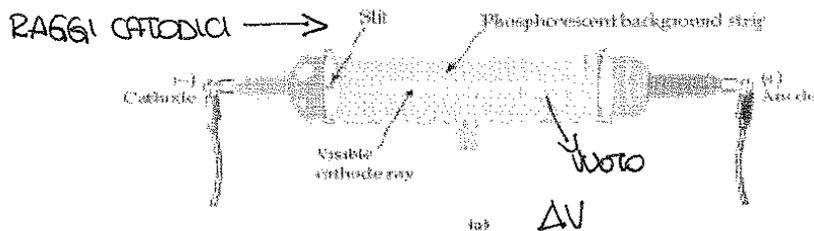
## TEORIA ATOMICA DI DALTON (teoria delle palle da biliardo)

1. la materia è costituita da atomi
2. gli atomi di un elemento non si possono trasformare: possono spezzarsi e ricombinarsi per creare nuove sostanze
3. gli atomi di un elemento sono uguali
4. i composti sono formati da rapporti definiti di elementi

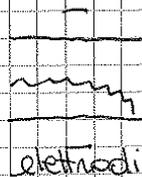
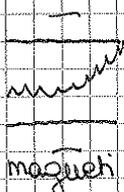
### LIMITI:

- ① gli isotopi?
- ② i nuclei?
- ③ le proporzioni?
- ④ la formula molecolare?

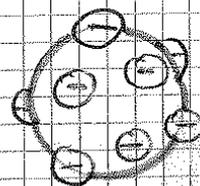
## 1. ESPERIMENTO DI THOMSON = $\frac{\text{CARICA}}{\text{MASSA}}$ MODELLO A PANETTONE



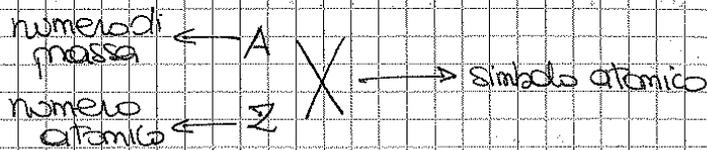
FOSFORO = sostanza che se colpita da carica cambia colore



esempio:  $H = 1/1000$



PROTONE	carica $1^+$	massa simile a quella del neutrone
NEUTRONE	0	" " " "
ELETTRONE	$1^-$	minore



= atomi di un elemento che hanno diverso numero di neutroni, quindi diversi numeri di massa, ma non atomico

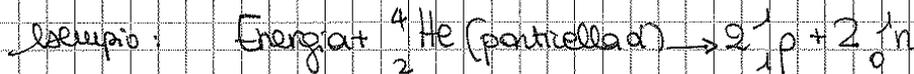


Il comportamento chimico dipende dagli elettroni, quindi gli isotopi di un elemento hanno un comportamento identico.

la massa di un elemento è la media delle masse e dipende dalla presenza dell'isotopo in natura

differenza tra le masse di un nucleo e dei suoi nuclei

costituenti → per separare i nuclei è necessario fornirgli energia



aggiunta di energia = aumento di massa

energia radiante →  $\Delta E = c^2 \cdot \Delta m$

# LA MOLE

LEZIONE 3

quantità di sostanza di un sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 0,012 kg di  $^{12}\text{C}$  (12g)

$$N_A = N^{\circ} \text{ di AVOGADRO} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomi, molecole, etc.} = 1 \text{ mol}$$

esempio: 1 atomo di Fe ha massa 55,85 u  
 1 mol " " " " 55,85 g  
 ovvero  $1 \text{ mol} = N_A$

$$\frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = n \text{ (mol)}$$

1 mole è un'unità di misura del S.I.

la massa molare di una mole di atomi, molecole etc. è espressa in g/mol

# LA RIVOLUZIONE NELLA FISICA

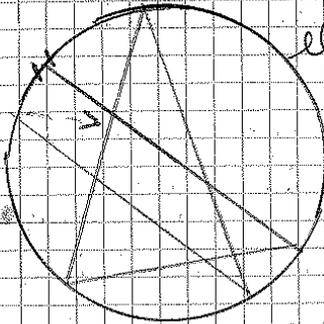
Tre fenomeni non erano spiegabili ai fisici all'inizio del XIX sec.:

1. la RADIAZIONE DEL CORPO NERO
2. L'EFFETTO FOTOELETTRICO
3. gli SPETTRI ATOMICI

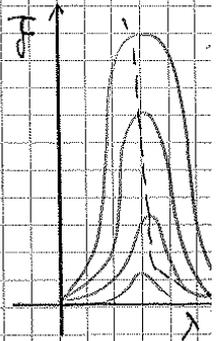
## 1. RADIATIONE DEL CORPO NERO

**PLANCK**

sostanza capace di assorbire tutte le radiazioni elettromagnetiche (sfera cava ricoperta di nerofumo)



se un corpo nero viene scaldato, emette delle radiazioni dovute alle vibrazioni dei suoi atomi, che si comportano da oscillatori, la cui  $E$  dipende da  $\lambda$  e da  $T$ . Solo una piccola quantità dell'energia totale è irradiata a basse  $T$  o alte  $\lambda$  e tutte le curve hanno un massimo, il cui valore aumenta con  $T$ .



Tutti i tentativi per spiegare la curva fallirono

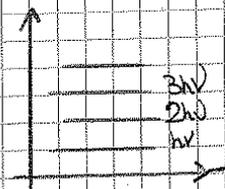
Planck avanzò l'ipotesi che l'energia dei singoli oscillatori elementari non fosse una grandezza continua, ma discreta e che fosse multiplo di un certo valore  $h\nu$  dove  $h$  è la  $k$  di Planck

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

$$E = h\nu$$

la quantità elementare è detta **quanto** e la sua teoria **teoria dei quanti**

- l'energia emessa da un corpo ad elevata  $T$  è dovuta alla vibrazione dei suoi atomi
- Gli atomi possono emettere solo certe quantità di energia che sono dei multipli di  $h\nu$ , quindi si dice che la sua energia è **quantizzata**



### 3. GLI SPETTRI ATOMICI

Quando una sostanza viene eccitata emette delle radiazioni che, fatte passare attraverso un prisma, vengono deviate a seconda della lunghezza d'onda (SPETTRO DI EMISSIONE)



Quando un gas rarefatto, come H, viene eccitato con una scarica elettrica, si ottiene uno spettro a righe perché gli atomi possono emettere radiazioni di frequenza definita che dipendono dal tipo di elemento che le emette.



da origine a 3 serie di righe UV, VIS e IR

# RYDBERG

eq. di Rydberg:

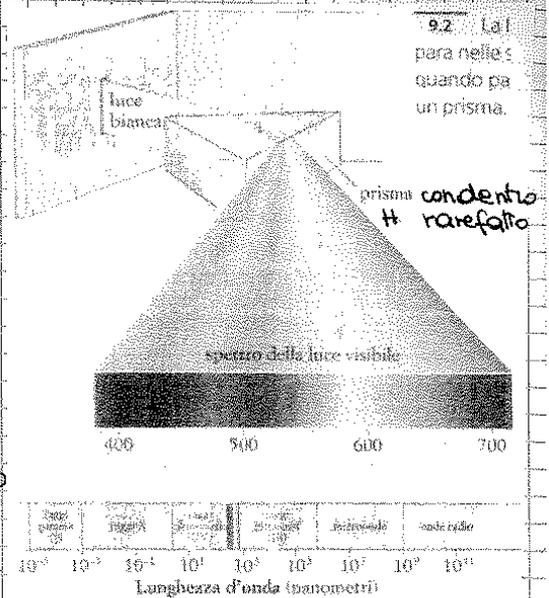
$\lambda$  = lunghezza d'onda di una riga nel vuoto

$n_1$  e  $n_2$  = numeri interi positivi  $n_1 < n_2$

$R = k$  di Rydberg

$$\frac{1}{\lambda_{vis}} = R_H \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

(ottenuta sperimentalmente)



# MATERIA ED ENERGIA HANNO UNA DOPPIA NATURA: ONDULATORIA E PARTICELLARE

De Broglie ipotizzò che se l'energia ha una natura particellare, allora anche la materia poteva averla

Eq. di Planck:  $E = h\nu$

Eq. di Einstein:  $E = mc^2$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \Rightarrow mc^2 = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{mc}$$

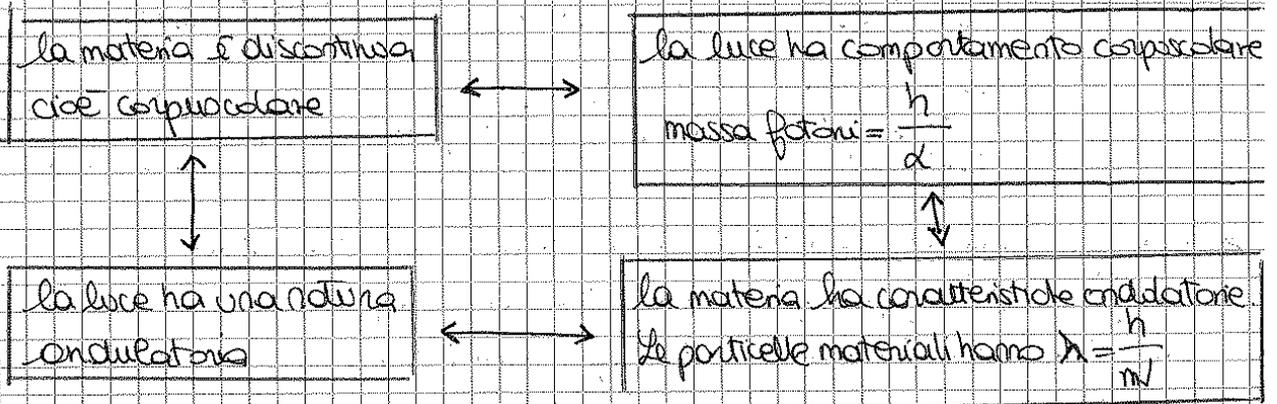
I corpi macroscopici hanno  $\lambda$  piccolissime: non si possono considerare onde!

Per un elettrone:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = 2,4 \cdot 10^{-8} \text{ cm}^{-1}$$

ESPERIMENTO DI DAVISSON / GEMER

$e^-$  è un'onda infatti vi è DIFFRAZIONE se la distanza tra il reticolo è dell'ordine di  $\lambda$  (ex: cristalli metallici)



## IL PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE DI HEISENBERG

non si può conoscere contemporaneamente velocità e posizione di una particella

$$\Delta x \cdot \Delta p > \frac{h}{4\pi}$$

↑                      ↓  
 incertezza        incertezza  
 posizione            velocità

Massima è la massa minima è l'incertezza!

# I NUMERI QUANTICI

LEZIONE 5

Numero quantico principale  $n$

(dimensione ed energia)

$$1 \dots \infty$$

Numero quantico del momento angolare  $l$

(forma)

$$0 \div n-1$$

Numero quantico magnetico  $m_l$

(orientamento)

$$-l \div +l$$

Gli stati energetici e gli orbitali sono caratterizzati da due valori:

1.  $n$ , dato dal valore di  $n$ ,  $\langle r \rangle \propto n^2$  è la probabilità che  $e^-$  si avvicini al nucleo

2.  $l$ , designa la forma dell'orbitale

$l=0 \rightarrow s$  SOTTILE  $\rightarrow$  forma sferica

$l=1 \rightarrow p$  PRINCIPALE

$l=2 \rightarrow d$  DIFFUSA

$l=3 \rightarrow f$  FONDAMENTALE

3. Il livello e il sottolivello danno informazioni sull'orbitale

I livelli energetici dell'atomo di H dipendono solo dal numero quantico  $n$

(direzione orientata dello spin dell'elettrone)

$$+\frac{1}{2} \quad 0 \quad -\frac{1}{2}$$

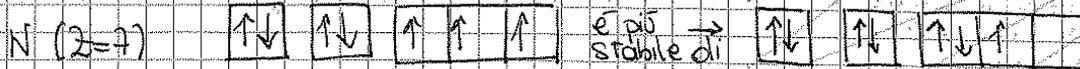
## 1. PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI

"In un atomo non si possono avere due elettroni con gli stessi numeri quantici"  
 se 2  $e^-$  hanno lo stesso  $n^\circ$  di spin si dicono a spin parallelo, se lo hanno diverso a spin antiparallelo.

Ogni orbitale può avere al massimo due elettroni di spin antiparallelo

### 3. REGOLA DI HUND (PRINCIPIO DI MASSIMA MOLTIPLICITÀ)

la configurazione di minima energia di un atomo è quella che presenta il maggior n° di elettroni a spin paralleli.



### Configurazione elettronica e tavola periodica

n° gruppo = n° di elettroni esterni

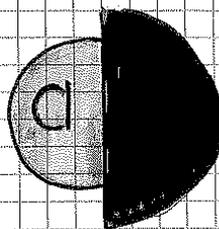
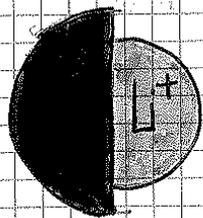
n° periodi = n° quantum principale del livello energetico più esterno

### Configurazione elettronica di ioni e cationi

Anioni monatomici  $\Rightarrow$  si utilizza il principio dell'Aufbau come per gli atomi neutri

Cationi "  $\Rightarrow$  dalla configurazione elettronica fondamentale dell'atomo neutro si tolgono gli elettroni necessari, incominciando con quelli che hanno n maggiore e, a parità di n, quelli che hanno l maggiore

I cationi sono più piccoli dei rispettivi atomi.  
 Gli anioni sono più grandi dei rispettivi atomi. } variano come i raggi atomici nella tavola periodica

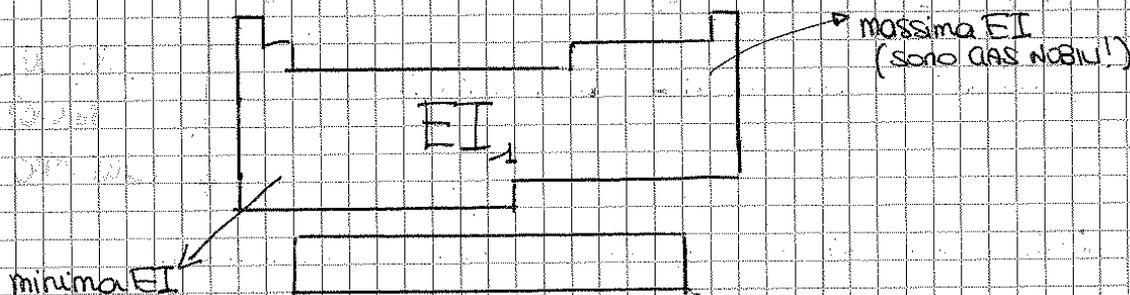
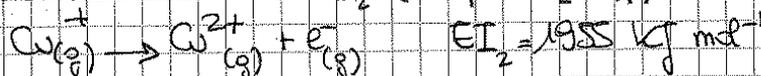


**ENERGIA DI IONIZZAZIONE** = energia necessaria per staccare un elettrone da un atomo in fase gassosa (riferita ad una mole di elettroni e atomi,  $e^-$  sempre positivo)

Energia di ionizzazione primaria  $I_1$ :



Energia di ionizzazione secondaria  $I_2$ : (sempre  $I_2 > I_1$ )



**AFFINITÀ ELETTRONICA** = energia che si libera quando l'elettrone si lega a un atomo in fase gassosa (definita per 1 mole di atomi e di  $e^-$ )



$$A.E = E_{(x)}^- - E_{(x)}$$

A causa della carica attrattiva del nucleo  $AE < 0$

$AE_2$  invece  $> 0$ , perché deve essere assorbita energia per vincere le repulsioni elettrostatiche e aggiungere un elettrone ad un anione

- O, S: due lacune negli orbitali p dello strato di valenza: ospitano due  $e^-$ , anche se per aggiungere un  $e^-$  ad un  $O^-$  bisogna vincere la repulsione della carica negativa.

• **ALOGENI:**

# LEGGI

GLI ATOMI PIÙ STABILI SONO I GAS NOBILI:  $s^2 p^6$

GLI ATOMI TENDONO A FORMARE LEGAMI TRA LORO PER MINIMIZZARE L'ENERGIA POTENZIALE DEL SISTEMA:

1. LEGAME IONICO → trasferimento di elettroni
2. LEGAME COVALENTE → Condivisione di una coppia di elettroni
3. LEGAME METALLICO → mare di elettroni

**REGOLA DELL'OTTETTO** → LEWIS  
 gli atomi danno legami in modo da raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile tramite trasferimento o condivisione di  $e^-$

**1. LEGAME IONICO:** Trasferimento di elettroni da un elemento con bassa energia di ionizzazione che forma facilmente cationi (METALLO) ad un elemento che accetta facilmente elettroni (NON METALLO), formando un composto solido in cui ioni di carica opposta si attraggono.

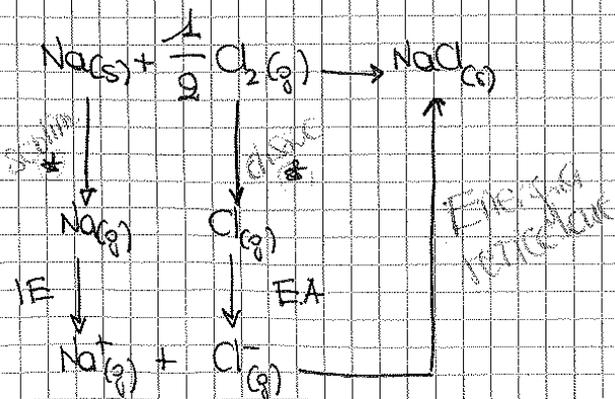
è la somma delle forze attrattive e repulsive all'interno dello ione.

interno dello ione.

ESEMPIO: NaCl

$$E_r = -\frac{N \times r^2}{4\pi \epsilon_0 d} \left( 6 - \frac{12}{\sqrt{2}} + \frac{8}{\sqrt{3}} + \dots \right)$$

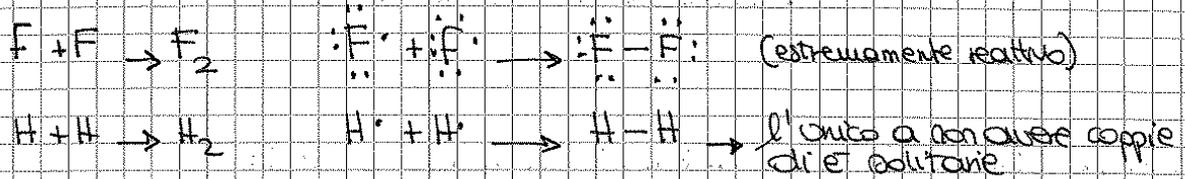
M = costante di MADWUNG ( $> 1$ )



⇒ QUESTA RAPPRESENTAZIONE È CHIAMATA CICLO DI BORN-HABER

\* l'energia necessaria affinché gli elementi cedano o acquisiscano elettroni è data dalla stabilizzazione degli ioni nel reticolo cristallino

## 2. LEGAME COVALENTE: gli atomi condividono e<sup>-</sup> fino al conseguimento della configurazione elettronica del gas nobile (REGOLA dell'OTTETTO). È costituito da elementi non metallici.



Ogni atomo in un legame conta gli elementi condivisi come appartenenti a se stesso

### ORDINE DI LEGAME

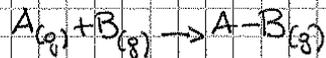
- a. LEGAME SINGOLO: ORDINE DI LEGAME: 1  $H:H$
- b. " DOPPIO: " " " 2  $:\ddot{O}=\ddot{O}: \quad (\text{è un DRACONE!})$   
(questa non è la struttura reale!)
- c. " TRIPLO: " " " 3  $IN\equiv NI \rightarrow \text{il legame è forte}$

ENERGIA DI LEGAME: energia necessaria per vincere le forze attrattive tra nuclei legati ed elettroni condivisi

$\Delta E_f > 0$  perché endotermica



$\Delta E_f < 0$  formazione di un legame



$\text{kJ/mol} \rightarrow \text{mole di legame} / \text{mole di nuclei leganti}$

[B.E. sigla in inglese di energia di legame]

- aumenta con la molteplicità, ma nel legame doppio B.E. non è doppia del singolo
- diminuisce con il numero di coppie solitarie su atomi contigui ( $F_2$ )
- diminuisce all'aumentare del raggio atomico ( $H-F > H-Cl > H-Br > H-I$ )

LUNGHEZZA DI LEGAME: distanza tra i nuclei dei due atomi legati, la maggior parte dei raggi atomici viene calcolata in base alla lunghezza del legame covalente



### 3. LEGAME METALLICO

Le proprietà del legame metallico si rispecchiano in quelle dei metalli

**MODELLO DEL MARE DI ELETTRONI:** tutti gli atomi metallici forniscono i loro  $e^-$  di valenza per formare un mare di elettroni delocalizzato sull'intero metallo. Gli ioni metallici sono quindi disposti in modo ordinato. Il campione di metallo è tenuto insieme dalle attrazioni tra gli ioni metallici e gli elettroni delocalizzati.

**LEGHE METALLICHE:** miscele solide di composizione variabile

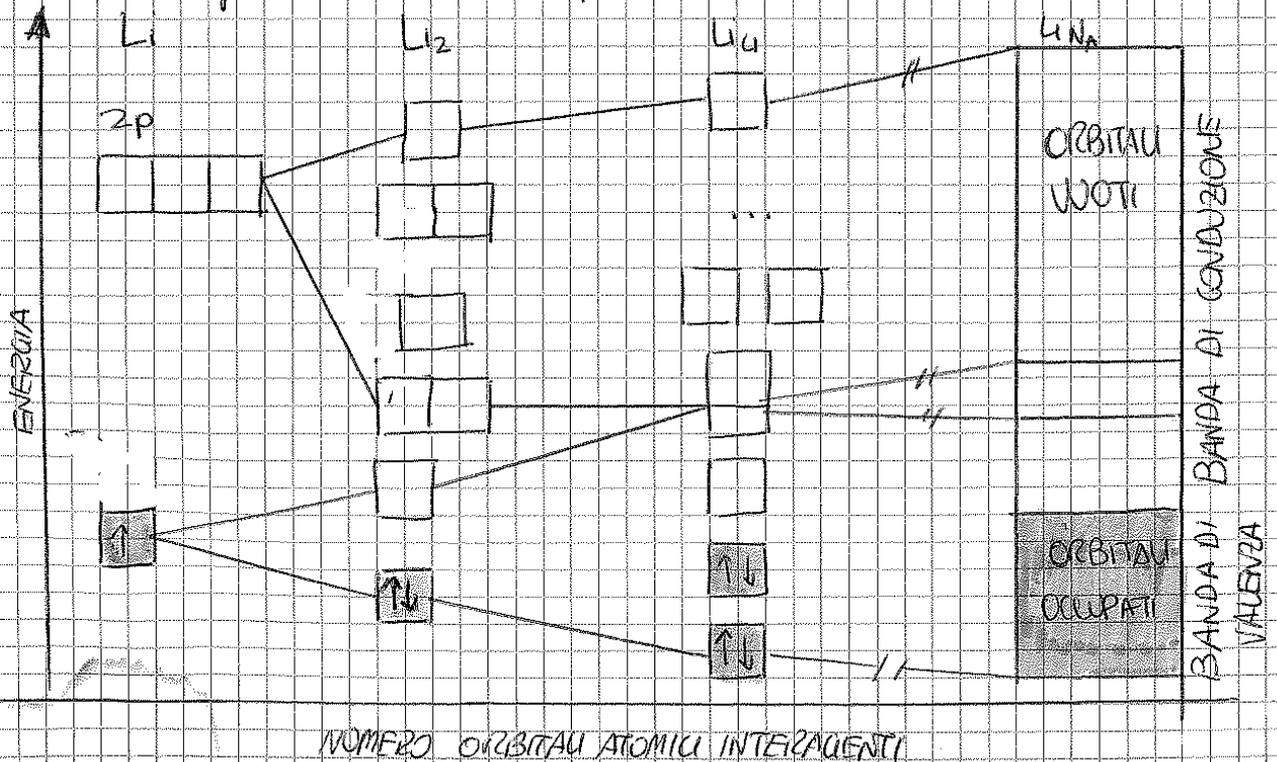
$T$  di fusione: da  $29.8^\circ\text{C}$  del Ga ai  $4130^\circ\text{C}$  del U

$T$  di ebollizione: molto alte ( $>1300^\circ\text{C}$ ), bisogna vincere le attrazioni tra ioni e  $e^-$  per avere la separazione di atomi contigui

**DUTTILITÀ, MALEABILITÀ, CONDIZIONE DI CALORE ED ELETTROTA** sono le principali caratteristiche

**TEORIA DELLE BANDE:** secondo la teoria O.M. quando due atomi si uniscono per formare una molecola biatomica, i loro orbitali atomici si combinano per formare un numero equivalente di orbitali molecolari

es:  $\text{Li} \rightarrow 4N_A$  di orbitali delocalizzati così vicini da formare una **BANDA**. Gli orbitali di energia minore sono occupati dagli  $e^-$  di valenza e formano la **BANDA DI VALENZA**. Gli orbitali vuoti con  $E_n$  più elevata sono la **BANDA DI CONDUZIONE**.

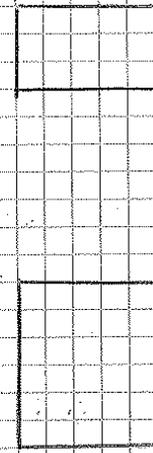
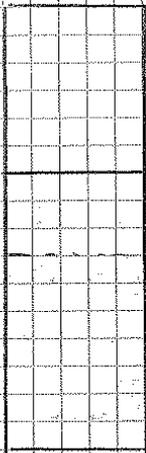
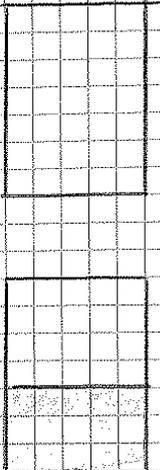


# CONDUCEBILITÀ ELETTRICA

CONDUTTORE

ISOLANTE

SEMICONDUCTORE



Li

Be

Diamante

Si

la conducibilità elettrica aumenta con  $T$  a differenza dei metalli, perché nei semiconduttori banda di valenza  $z_1$  e banda di conduzione sono separate da una piccola differenza di  $E$

SUPERCONDUTTORE è un solido in cui non vi è resistenza alla conduzione, si riscontra solo a temperature bassissime perché i moti termici riducono e aumentano la mobilità degli  $e^-$  ( $He(1)$  4K,  $N_2(1)$  77K), hanno proprietà diamagnetiche (stanno sospesi su un magnete)

I semiconduttori possono essere **ESTRINSECI** o **INTRINSECI**.

Intrinseco (per esempio) il Si ha una piccola lacuna tra banda di valenza e banda di conduzione, alcuni  $e^-$  sono nella banda di conduzione formando delle buche di  $e^-$  nella banda di valenza.

Per aumentare l'efficienza del conduttore si può effettuare:

**UN DROGGAGGIO DEL SEMICONDUCTORE CON ELEMENTO CON UN ELETTRONE IN PIÙ - DROGGAGGIO DI TIPO n:** si introducono elettroni nella banda di valenza, avvicinandosi alla banda di conduzione (Si-As)

**UN DROGGAGGIO DEL SEMICONDUCTORE CON ELEMENTO CON UN ELETTRONE IN MENO - DROGGAGGIO DI TIPO p:** si introducono delle

# LA FORMA DELLE MOLECOLE

- FORMULA MOLECOLARE**: tipo e numero di atomi di un dato elemento
- STRUTTURE DI LEWIS**: strutture bidimensionali
- FORMA DI STRUTTURALE**: dimensione 3d

## STRUTTURA DI LEWIS

- # da un solo legame
- gli altri elementi danno tanti legami quanti elettroni servono per completare l'ottetto
- negli ossiacidi, il non metallo si trova in posizione centrale, circondato dall'O
- molecole poliatomiche: al centro atomo con E.I. minore
- $SO_2$  e  $CO_2$  disposizione simmetrica
- $N_2O$  eccezione

## COME SI COSTRUISCONO LE STRUTTURE DI LEWIS?

1. sommare gli elettroni di valenza degli elementi
2. calcolare il n° di e<sup>-</sup> necessario perché l'atomo raggiunga l'ottetto
3. la differenza tra l'ottetto e gli elettroni di valenza dà il n° di coppie di legame
4. unire gli atomi con legami semplici, se il n° di coppie è maggiore aggiungere legami doppi o tripli
5. aggiungere gli elettroni restanti come coppie solitarie per soddisfare la regola dell'ottetto

ORDINE DI LEGAME

esempio: HCN (acido cianidrico)

1.  $1 \text{ (da H)} + 4 \text{ (da C)} + 5 \text{ (da N)} = 10$
2.  $2 \text{ (per H)} + 8 \text{ (per C)} + 8 \text{ (per N)} = 18$
3.  $18 - 10 = 8 \text{ e}^-$
4.  $H-C-N \rightarrow H-C \equiv N$
5.  $H-C \equiv N$

esempio:  $CO_2$  (anidride carbonica)

1.  $4 \text{ (da C)} + [2 \times (6) \text{ per O}] = 16$
2.  $8 \text{ (per C)} + [2 \times (8) \text{ per O}] = 24$
3.  $24 - 16 = 8$
4.  $O-C-O \rightarrow O=C=O$
5.  $O=C=O$

### ECCEZIONE CO



in questo caso C non ha 4 legami. Formula alternativa:

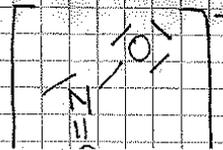
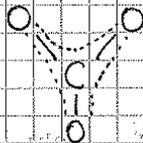


esempi:  $\text{NO}_2^-$

1.  $5_N + 6 \times 2 + 1_e^- = 18$
2.  $\text{orbito} = 8 \times 3 = 24$
3.  $\text{N}^\circ \text{ legami} = (24 - 18) / 2 = 3$
4. al centro N (meno elettronegativo)

$\text{CO}_3^{2-}$

1.  $4_C + 3 \times 6_O + 2_e^- = 24$
2.  $32 - 24 = 8 e^-$
3. 4 legami
4. il carbonato è un ibrido di risonanza



TRE CRITERI SERVONO PER SCEGLIERE LA STRUTTURA DI RISONANZA PIÙ IMPORTANTE:

1. LE CARICHE FORMALI PIÙ PICCOLE SONO PREFERIBILI A QUELLE PIÙ GRANDI
2. NON SONO DESIDERABILI CARICHE SIMILI SU ATOMI ADIACENTI
3. UNA CARICA FORMALE PIÙ NEGATIVA DOVREBBE RISPONDERE SU UN ATOMO PIÙ ELETTRONEGATIVO

## LA CARICA FORMALE

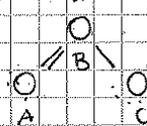
$$C.F. = \text{n}^\circ \text{ elettroni esterni} - \left( \text{n}^\circ \text{ elettroni non condivisi} + \frac{1}{2} \text{n}^\circ \text{ elettroni condivisi} \right)$$

esempio:  $\text{O}_3$

$$C.F. = 6 - \left( 4 - \frac{4}{2} \right) = 0$$

$$C.F._A = +1$$

$$C.F._C = -1$$



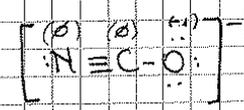
esempio:  $\text{NCO}^-$  cianato



NO: la carica formale è troppo elevata



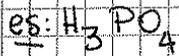
meno frequente



quella più frequente

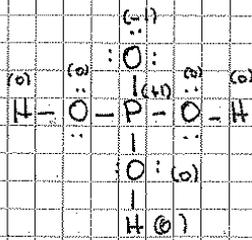
esempio:  $\text{N}_2\text{O}$  ossido di azoto



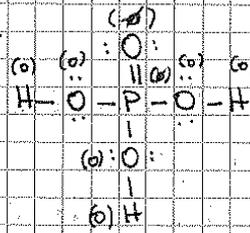


1.  $3 \times 1 + 5_p + (6 \times 4_o) = 32$
2.  $6 + 8 + 32 = 46$
3.  $14e^- \rightarrow 7 \text{ legami}$

secondo Lewis

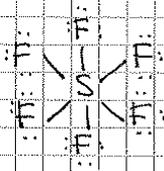
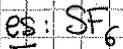


in realtà

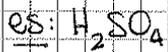


10 e<sup>-</sup> esterni

il calcolo della C.F. lo dimostra

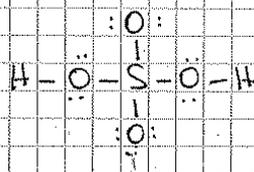


12 e<sup>-</sup> esterni

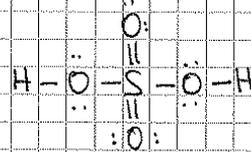


1.  $32e^-$
2.  $44e^-$
3.  $12e^- = 6 \text{ legami}$

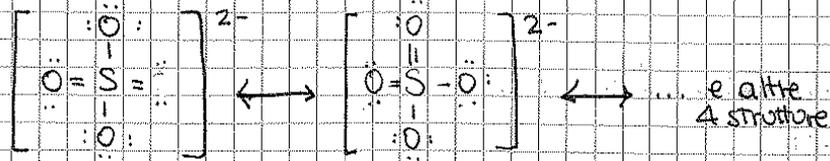
secondo Lewis

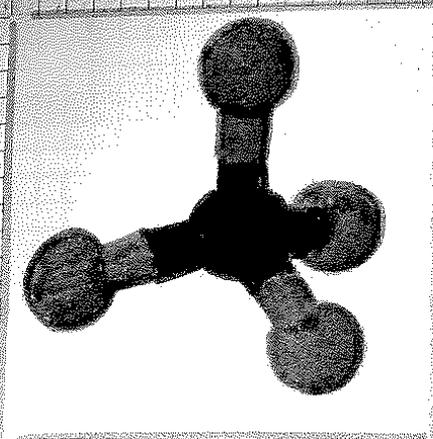


in realtà



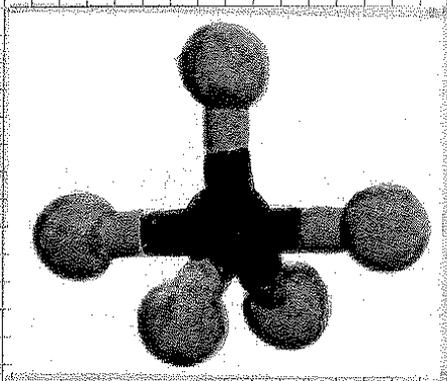
1.  $32e^-$
2.  $40e^-$
3.  $6 \text{ legami}$





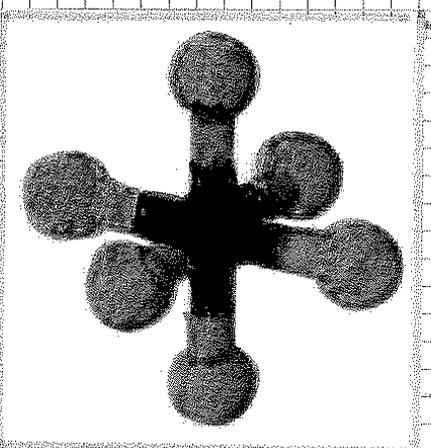
# TETRAEDRICA

angolo  $109,5^\circ$   
 $\text{CH}_4$



# BIPIRAMIDE TRIGONALE

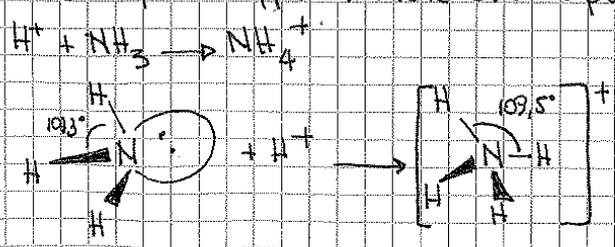
angoli:  $90^\circ, 120^\circ, 180^\circ$   
 $\text{PCl}_5$



# OTTAEDRICA

angoli:  $90^\circ, 180^\circ$   
 $\text{SF}_6$

Questo tipo di rappresentazione è utile per capire ciò che avviene durante le reazioni:



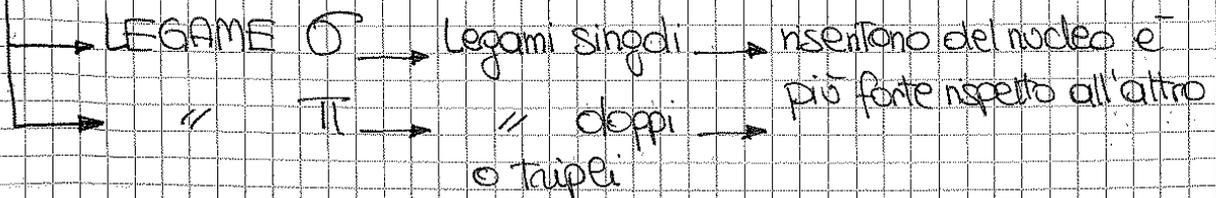
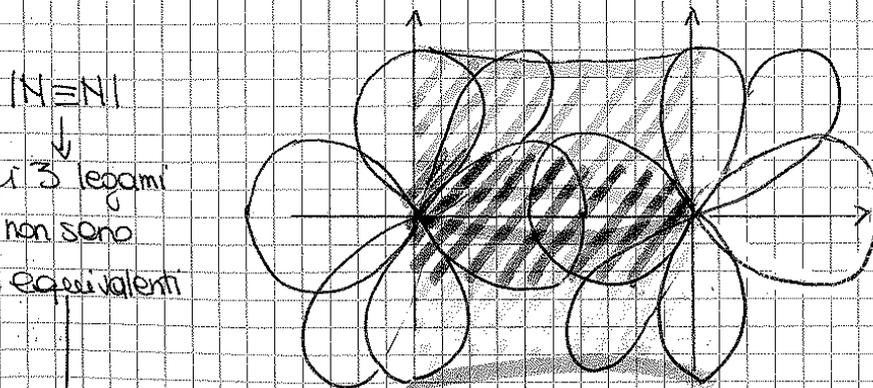
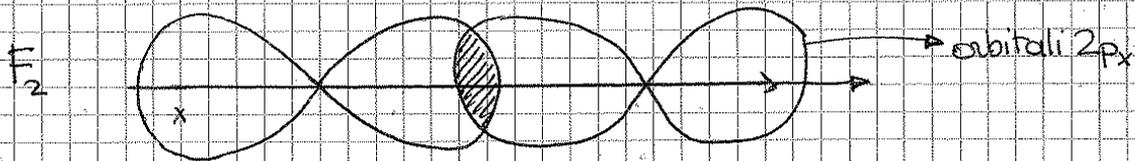
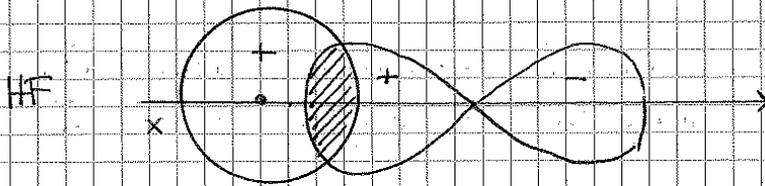
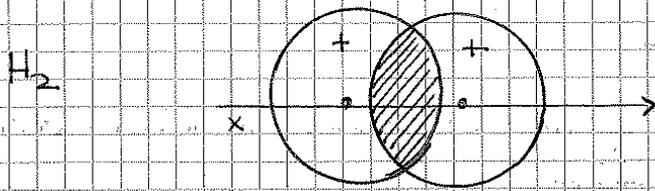
# TEORIA DEL LEGAME DI VALENZA

## Valence Bond VB

si basa sulle interazioni tra gli orbitali atomici che concorrono alla formazione del legame covalente e spiega su queste basi la geometria delle molecole

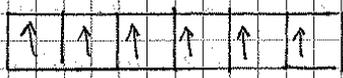
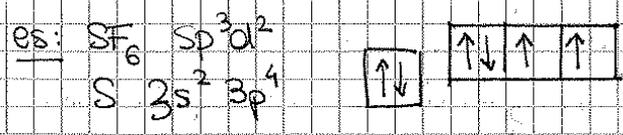
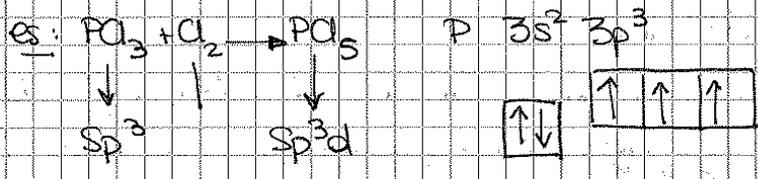
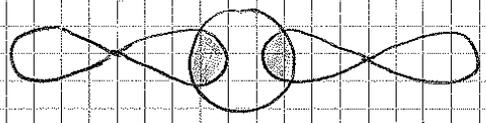
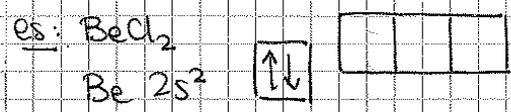
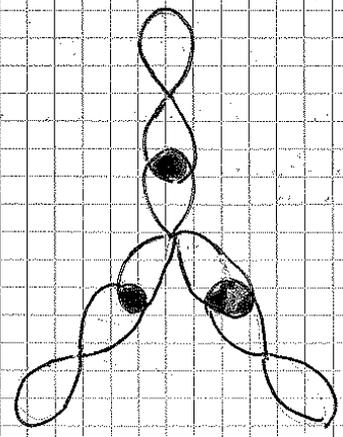
Si forma un legame covalente quando gli orbitali atomici di due atomi si sovrappongono e sono occupati da una coppia di elettroni che fanno la più alta probabilità di essere localizzati tra i nuclei

1. i due elettroni hanno spin opposto
2. maggiore è la sovrapposizione degli orbitali e più forte è il legame





questo orbitale sarà occupato da  $\text{NH}_3$



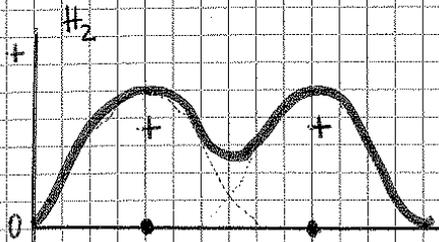
## LIMITI DELLA TEORIA DEL LEGAME DI VALENZA

non da informazioni su proprietà magnetiche e spettroscopiche

# PRINCIPIO LCAO (Linear Combination of Atomic Orbitals)

le eq. d'onda degli orbitali molecolari sono ottenibili con metodi approssimati, per esempio con **LCAO**

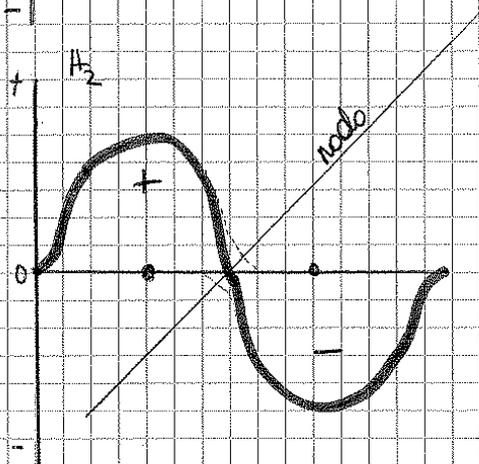
→ gli OM vengono calcolati facendo la combinazione lineare delle funzioni d'onda degli orbitali atomici corrispondenti



LE AMPIEZZE SI SOMMANO

## ORBITALE MOLECOLARE LEGANTE

Energia + bassa dei 2 OA isolati perché sono minimizzate le repulsioni nucleo-nucleo e e<sup>-</sup>/e<sup>-</sup>

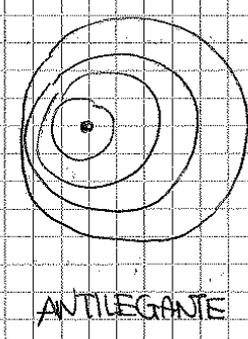
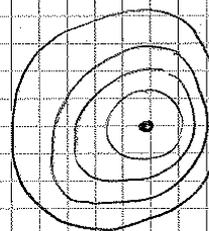
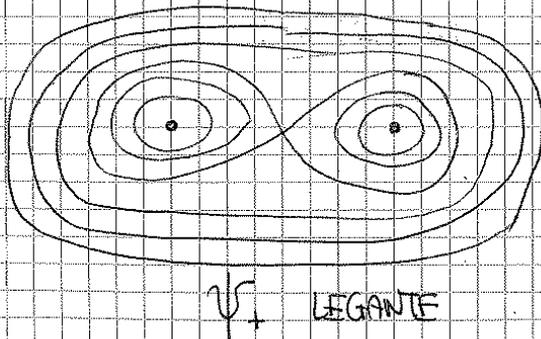


LE AMPIEZZE SI SOTTRAGGONO

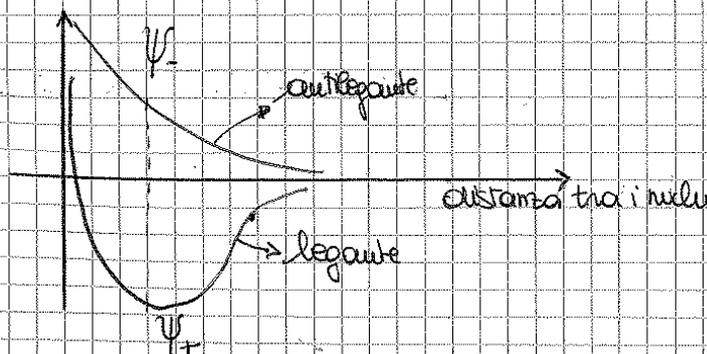
## ORBITALE MOLECOLARE ANTILEGANTE

Energia + alta dei 2 OA degli atomi isolati quando OM è antilegante e meno stabile

## RAPPRESENTAZIONE CON SUPERFICI DI DENSITÀ ELETTRONICA (H<sub>2</sub>)



ENERGIA dei DUE LEGAMI



# DEFINIZIONE DELL'ORDINE DI LEGAME PER O.M.

$$\text{ordine di legame} = \frac{1}{2} \left[ (\text{n.}^\circ \text{ e. negli orbitali M. leganti}) - (\text{n.}^\circ \text{ e. negli OM antileganti}) \right]$$

$O.L. > 0$  molecola più stabile degli atomi

$O.L. = 0$  " non si forma

$> \text{ è } O.L., > \text{ è la forza del legame}$

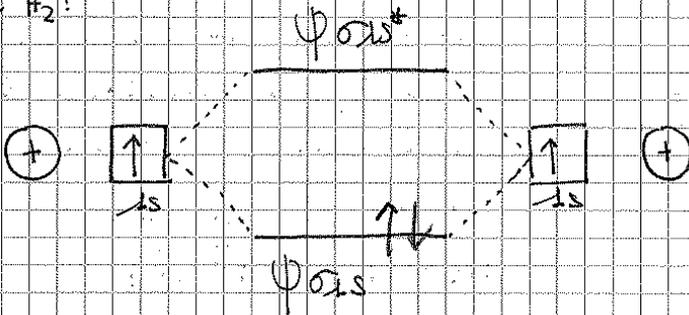
es:  $H_2^+$  :  $O.L. = 0,5$

$H_2$  :  $O.L. = 1$

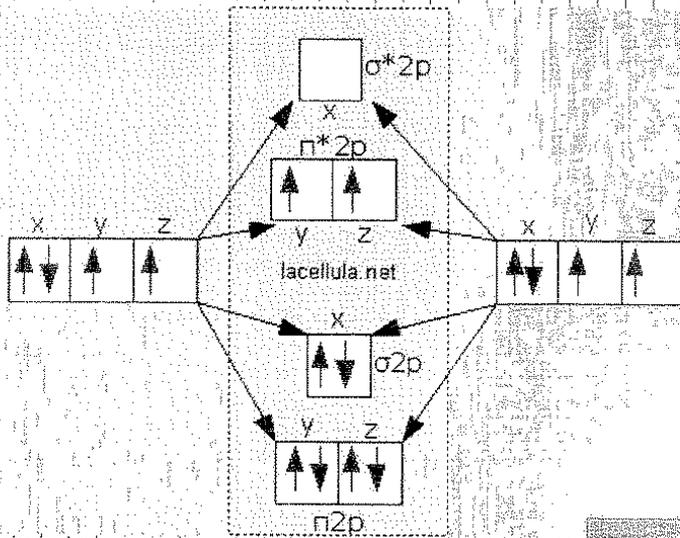
$He_2^+$  :  $O.L. = 0,5$

$He_2$  :  $O.L. = 0 \rightarrow$  la molecola non esiste

PER  $H_2$ :



PER  $O_2$ :

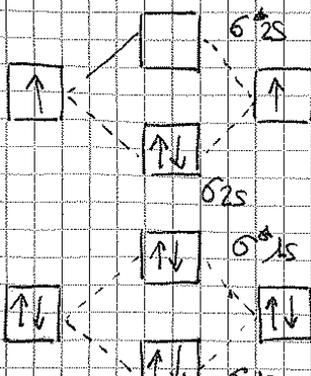


MOLECOLE BIATOMICHE OMO NUCLEARI del II PERIODO (blocco p)

$2s$  e  $2p$  non si mescolano perché hanno energia diversa ( $F_2, O_2$  e  $Ne_2$ )

quando ci sono pochi e-  $2s$  e  $2p$  hanno energie vicine allora gli orbitali si mescolano ( $B_2, C_2$  e  $N_2$ )

PER  $Li_2$



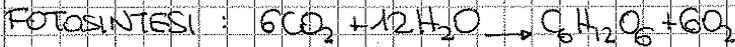
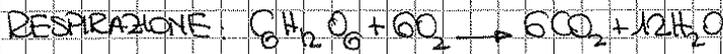
MOLECOLE BIATOMICHE OMO NUCLEARI del II PERIODO (blocco s)

# LO STATO GASSOSO

Le sostanze gassose non hanno né forma né volume proprio, ma occupano tutto lo spazio disponibile

L'ARIA è composta approssimativamente dal 20% di  $O_2$  e dall'80% di  $N_2$ . Il resto è formato da:

- $O_3$ : protegge dalle radiazioni
- CO: velenoso
- $NO_x$ : prodotto dalla combustione
- $CO_2$ : combustione
- $Cl_2$ : elettrolisi dell'acqua di mare



## COMPORTEMENTO FISICO

⇒ **VOLUME**: le molecole occupano tutto il volume disponibile (dipende da  $P$  e  $T$ )

⇒ **VISCOSITÀ**: molto bassa, i gas fluiscono facilmente attraverso i tubi ed effluiscono attraverso i fori

⇒ **DENSITÀ**: bassa. Al diminuire di  $T$ ,  $\rho$  aumenta, perché  $V$  diminuisce

⇒ **MISCIABILITÀ COMPLETA**: si mescolano in qualsiasi proporzione, ma in assenza di miscelazione, un gas meno denso salverà uno + denso

⇒ **PRESIONE**: è data dagli urti delle particelle di gas su una superficie:

$$\text{forza} / \text{superficie} = \text{massa} \times \text{accelerazione} / \text{superficie}$$

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

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 101,325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$$

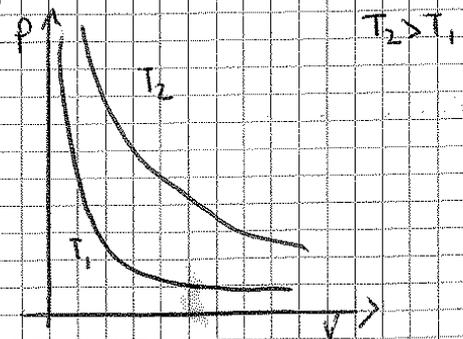
LEGGI DEI GAS (applicabili ai gas perfetti [alta  $T$  e basse  $P$ ]) è un MODELLO

## 1. LEGGE DI BOYLE o LEGGE ISOTERMA (RELAZIONE TRA $V$ E $P$ A $T$ (e $n$ ) COSTANTE)

$$[T, n = k]$$

$$V \propto 1/P$$

$$PV = \text{Costante}$$



## LEGGE DI DALTON DELLE PRESSIONI PARZIALI

Ogni gas presente in una miscela esercita una pressione parziale uguale alla P che eserciterebbe se il gas fosse presente da solo nel recipiente.  
 Quindi per una miscela di gas non reagenti la pressione tot =  $P_1 + P_2$

### DENSITA'

$n = n^{\circ}$  moli  
 $m =$  massa in g  
 $M =$  massa molare

$$n = m/M \quad PV = n \cdot RT \rightarrow PV = RTm/M$$

$$d = m/V = M \cdot P / RT$$

$$M = mRT / PV = dRT / P$$

## TEORIA CINETICA DEI GAS (Maxwell e Boltzmann)

1. le particelle gassose hanno una certa massa, ma sono puntiformi, ovvero hanno un volume piccolissimo che può essere trascurato.
2. le particelle sono caratterizzate da un moto rettilineo casuale continuo, tranne quando urtano tra loro e contro il recipiente.
3. gli urti sono elastici, quindi le particelle non perdono energia e l'energia cinetica totale è costante. Tra due urti consecutivi le particelle non si influenzano.

Le particelle hanno una velocità media.

La pressione è dovuta agli urti delle particelle sulle pareti del recipiente. (maggiore è  $n$ , maggiore è  $P$ )

Perché numeri uguali di molecole di gas diverse occupano lo stesso volume = 22,4 l?

$$E_k = \frac{1}{2} m \cdot v^2 \text{ è uguale per tutte}$$

↳ In un insieme di molecole: 
$$\bar{E}_k = \frac{1}{2} \text{ massa} \times \bar{u}^2$$

$\bar{u}^2 =$  velocità quadratica media uguale al medio dei quadrati delle velocità molecolari  $u_i^2$

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Perché gli urti sono elastici, gas diversi alla stessa  $T$  hanno la stessa  $\bar{E}_k$ . Quindi ad una certa temperatura, molecole di  $H_2$  urtano le pareti di un recipiente più frequentemente di  $O_2$ , ma con forza minore →  $\bar{E}_k$  sono uguali, esercitano la stessa  $P$  e occupano lo stesso  $V$ .

$$\bar{E}_k = \frac{1}{2} \cdot m \cdot 3(R/M)T = \frac{3}{2} \left( \frac{R}{N_A} \right) T \quad \rightarrow K = \text{costante di Boltzmann}$$

Incrementando la  $T$ , aumenta l' $\bar{E}_k$  e quindi anche la  $T$  del sistema

## VOLUME DEL GAS

P ordinaria: volume uguale a quello del recipiente

P elevata: " minore del V " "

## EQ. DI STATO DI VAN DER WAALS - CORREZIONE DELL' EQ. DEI GAS PERFETTI

$$\left( P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

correzione P  
in diminuzione  
tenendo conto  
delle interazioni

correzione V  
in diminuzione  
tenendo conto del  
volume non trascurabile

a e b: numeri sperimentali di ogni gas: COSTANTI DI VAN DER WAALS

↳ dipende dalla struttura elettronica delle particelle di gas. Gas perfetto a=0

↳ b in relazione al V molecolare. Gas perfetto b=0

a basse P eq. di Van der Waals è quello dei gas perfetti!

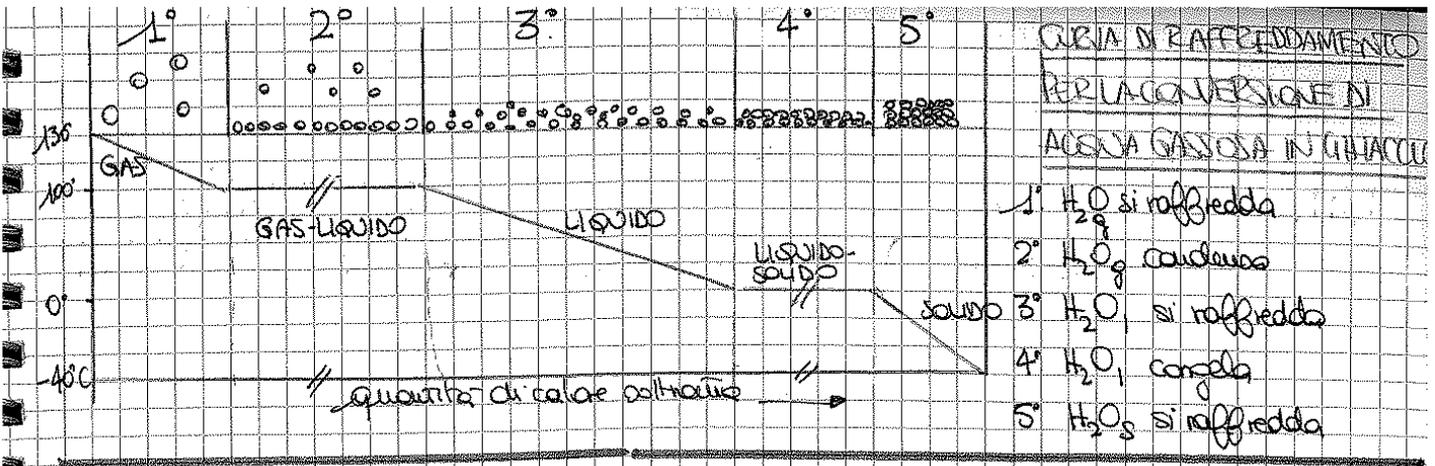
## LIQUEFAZIONE DEL GAS

a basse T e P elevate, non si trascurano le forze intermolecolari: liquefazione

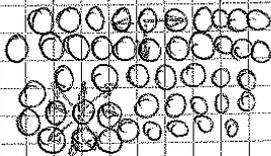
Temperatura critica  $T > T_c$ , non basta aumentare P

VAPORE quando è al di sotto di  $T_c$

GAS " " " " sopra " "



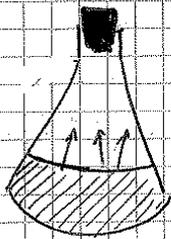
### INTERAZIONI INTERMOLECOLARI



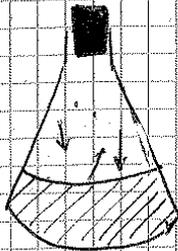
Le attrazioni intermolecolari che agiscono su una molecola sulla superficie di un liquido la attirano in tutte le direzioni tranne verso l'alto. All'interno una molecola è attratta più o meno in tutte le direzioni.

### LE TRANSIZIONI IN FASE COME PROCESSI DI EQUILIBRIO (FISICO)

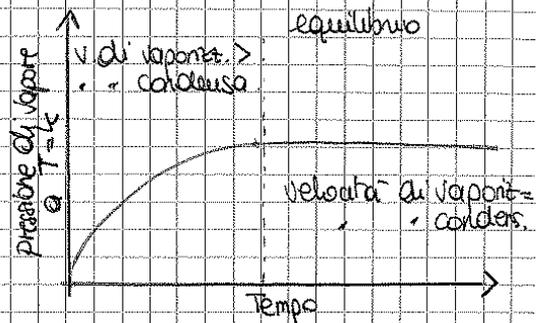
#### DINAMICO: SISTEMI CHIUSI



A le molecole nel liquido vaporizzano



B Il numero di molecole che entrano nel liquido nell'unità di tempo è uguale al numero di quelle che ne escono



C

(Se la becca fosse aperta le particelle in fase gassosa evaporerebbero e sarebbero sostituite da altre particelle della fase liquida, fino all'evaporazione di tutto il liquido)

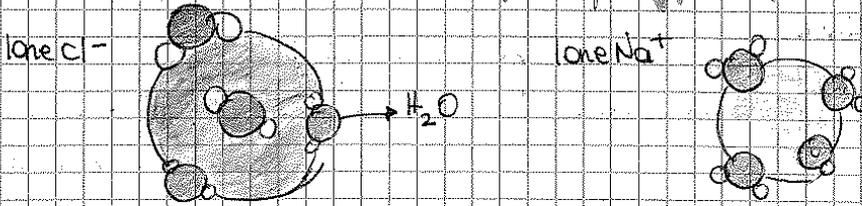
Si instaura un equilibrio dinamico  $L \rightleftharpoons G$ .

La pressione esercitata dalla fase vapore sulla fase liquida ad una certa  $T$  è detta **PRESSIONE DI VAPORE** ED È COSTANTE AD UNA CERTA  $T$ .

Se si perturba l'equilibrio, introducendo o estraendo altro vapore, il sistema reagisce a questa perturbazione ristaurando la pressione di vapore.

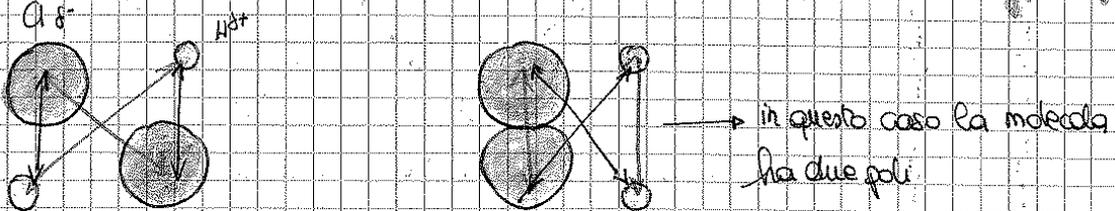
# FORZE INTERMOLECOLARI

## FORZE IONE-DIPOLO (40/600 kJ/mol)



l'O porta carica negativa, l'H carica positiva → si orientano secondo le cariche

## FORZE TRAPOLI PERMANENTI: DIPOLO-DIPOLO (15-45 kJ/mol)

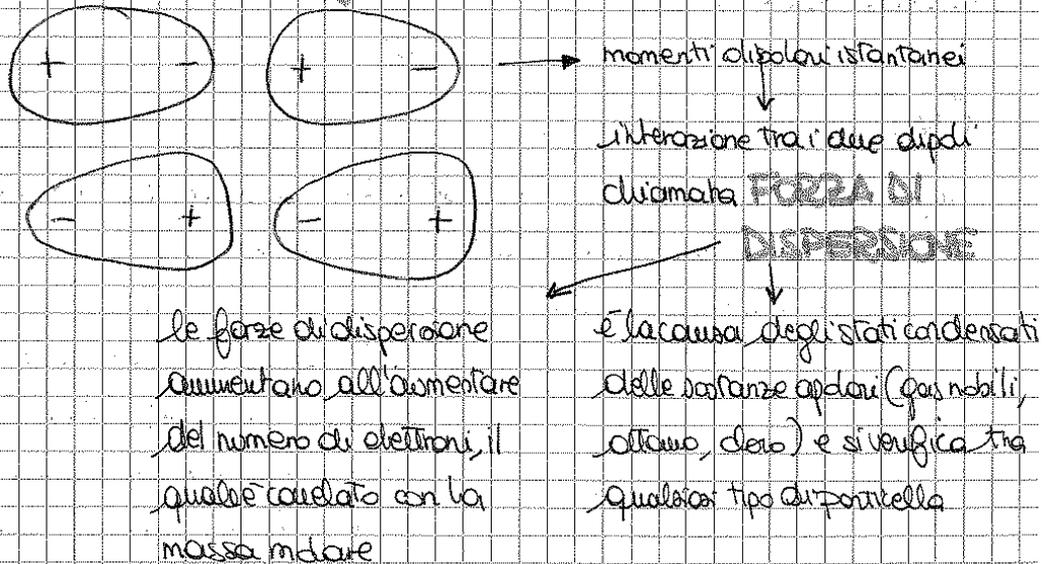


## FORZE DIPOLO-DIPOLO INDOTTO (3-13 kJ/mol)



la polarità è indotta da ioni esterni

## FORZE DI LONDONI (0,05-40 kJ/mol)



la forza di dispersione aumenta all'aumentare del numero di elettroni → aumento della temperatura di ebollizione dall'alto al basso lungo i gruppi per gli alogeni e i gas nobili

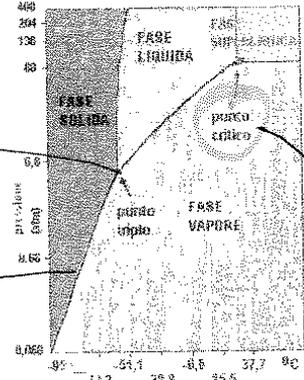
**POLARIZZABILITÀ:** facilità con cui la nuvola elettronica di una particella può essere distorta (aumenta dall'alto al basso nel gruppo, diminuisce da sx a dx nel periodo i cationi sono meno polarizzabili, gli anioni sono più polarizzabili)

**Confronto delle forze di legame e delle forze di non legame (intermolecolari)**

Forza	Modello	Base dell'attrazione	Energia (kJ/mol)	Esempio	
<b>Forze di legame</b>					
Forze di legame ionico		Catione-anione	400-4000	NaCl <i>elettrost.</i>	
Forze di legame covalente		Nuclei-coppia di e <sup>-</sup> condivisa	150-1100	H-H	
Forze di legame metallico		Cationi-elettroni delocalizzati	75-1000	Fe	
<b>Forze di non legame (intermolecolari)</b>					
Forze ione-dipolo		Carica dello ione-carica del dipolo	40-600	Na <sup>+</sup> ...O-H	<i>elettrost.</i>
Forze di legame idrogeno		Legame polare con carica H-dipolo (alla elettronegatività di N, O, F)	10-40	H-O-H...O-H	<i>elettrost.</i>
Forze dipolo-dipolo		Cariche dei dipoli	5-25	H-Cl...Cl-Cl	<i>elettrost.</i>
Forze ione-dipolo indotto		Carica dello ione-nuvola elettronica polarizzabile	3-15	Fe <sup>2+</sup> ...O <sub>2</sub>	<i>elettrost.</i>
Forze dipolo-dipolo indotto		Carica del dipolo-nuvola elettronica polarizzabile	2-10	H-Cl...Cl-Cl	<i>elettrost.</i>
Forze di dispersione (forze di London)		Nuvole elettroniche polarizzabili	0,05-40	F-F...F-F	<i>elettrost.</i>

**DIAGRAMMA DI FASE**

CO<sub>2</sub>



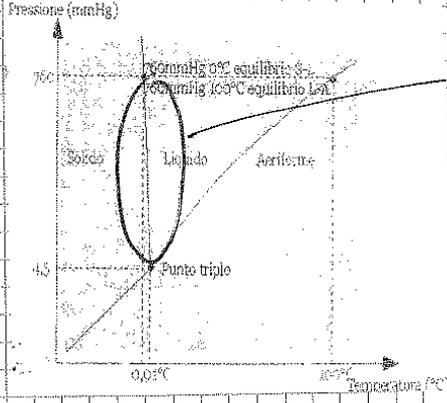
3 fasi in equilibrio

2 fasi in equilibrio

a  $p > p_{\text{atm}}$  punto triplo CO<sub>2</sub> sublima!

a di sopra non si può trasformare il vapore in liquido

H<sub>2</sub>O



Con la solido-liquido molto pendente nell'H<sub>2</sub>O ha pendenza negativa!

$$dp/dT = \frac{\Delta H_{\text{fus}}}{\Delta V}$$

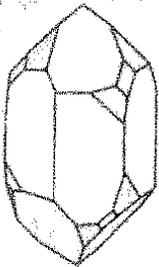
$\Delta H_{\text{fus}} > 0$   
ma per H<sub>2</sub>O  $\Delta V < 0$

# LO STATO SOLIDO

LEZIONE 13

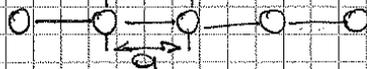
**CRISTALLINI:** atomi, ioni e molecole sono disposti secondo un assetto ordinato chiamato **RETICOLO CRISTALLINO** ( $\text{SiO}_2$ ) (disposizione su **FACCE CRISTALLINE**)  
**ANGOLI e NODI - ASSI**

**AMORFI:** disposizione disordinata (vetro)

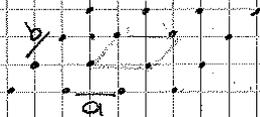


esempio di cristallo: l'ordine delle particelle si ripete in modo regolare.

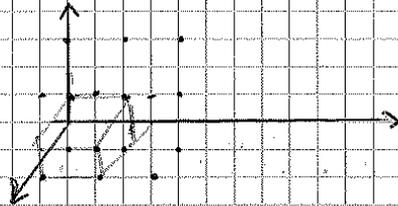
1. RETICOLO MONO-DIMENSIONALE



2. RETICOLO BIDIMENSIONALE



3. RETICOLO TRIDIMENSIONALE



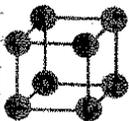
ha assi di rotazione, piani di riflessione e centri di simmetria

Esistono **7** sistemi cristallini:

1. CUBICO (più comune)
2. TETRAGONALE
3. ROMBICO
4. TRICLONALE
5. ESAGONALE
6. MONOCLINO
7. TRICLINO

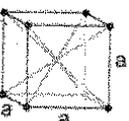
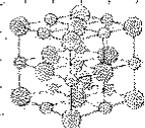
14 celle elementari

esempi:



CELLA ELEMENTARE CUBICA SEMPLICE

CELLA ELEMENTARE CUBICA A FACCE CENTRATE

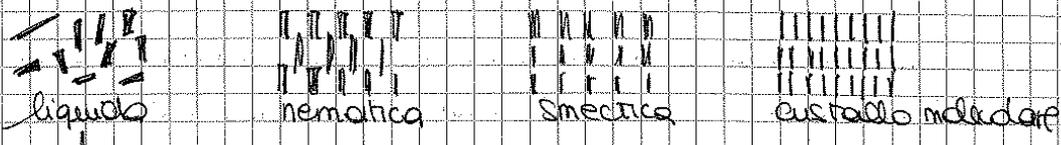


CELLA ELEMENTARE CUBICA A CORPO CENTRATO

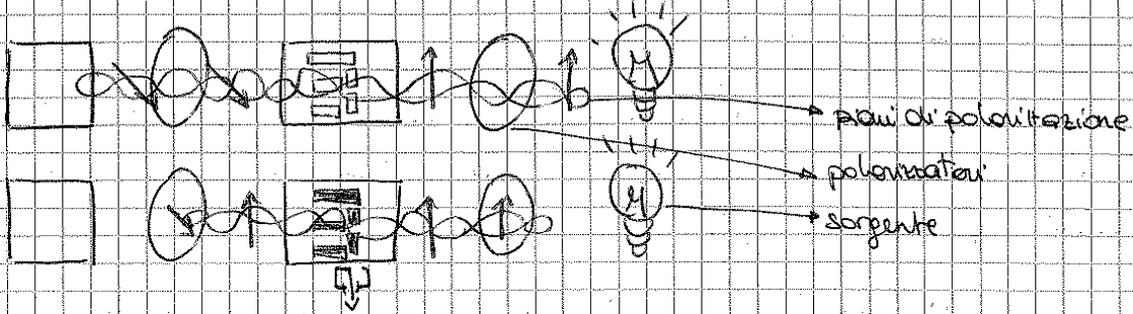
 TRICLINIC-P	 MONOCLINIC-P	 MONOCLINIC-B
 ORTHORHOMBIC-P	 ORTHORHOMBIC-C	 TETRAGONAL-P
 ORTHORHOMBIC-I	 ORTHORHOMBIC-F	 TETRAGONAL-I
 HEXAGONAL-P	 TRIGONAL-R	
 CUBIC-P	 CUBIC-I	 CUBIC-F

**ANISOTROPIA**: proprietà direzionale del solido: durezza, conducibilità elettrica.  
 (per esempio i cristalli liquidi hanno l'ordine a lungo raggio caratteristico dei solidi ma possono scivolare come liquidi, tali proprietà si possono modificare con campi elettromagn.)

**TIPICI DI FASE DEI CRISTALLI LIQUIDI**



ORDINE CRESCENTE



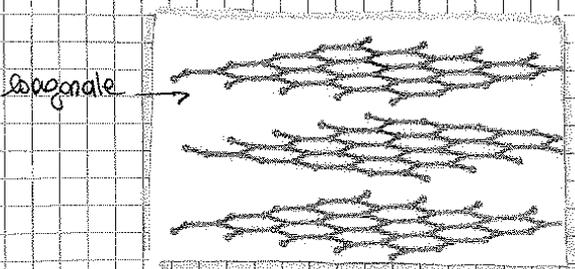
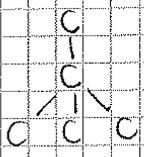
**batteria**: quando si applica una differenza di potenziale ad alcune parti del quarzo, le molecole del cristallo liquido si allineano in maniera diversa. Poiché la luce è ruotata e bloccata essa non può raggiungere lo specchio così quella parte dello specchio della camera

proprietà indipendenti dalla direzione considerata

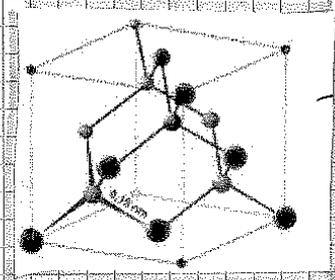
uno stesso elemento può esistere in forme cristalline diverse con proprietà

fisiche e chimiche diverse  
 esempio: grafite e diamante

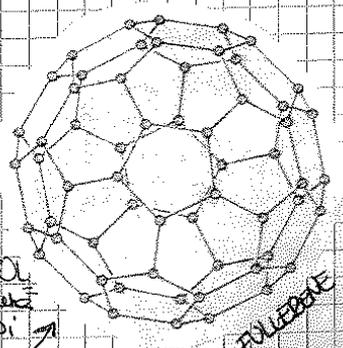
	IBRIDAZIONE	COND. ELETTRICA	LEGAMI
GRAFITE	$sp^2$	buona: gli e sono delocalizzati	3 covalenti 1 piano
DIAMANTE	$sp^3$	nulla: gli e sono localizzati	4 legami $\sigma$



GRAFITE



DIAMANTE



es: fosforo nero: reticolo rombico  
 fosforo rosso  
 fosforo bianco: reticolo cubico

es:  $C_{60}$  BUCKMINSTERFULLERENE si produce o così come i fullereni

# SISTEMI DISPERSI

LEZIONE 14

mescolanza di più componenti: DISPERSENTE ha lo stesso stato fisico del sistema disperso, e poi vi sono i DISPERDENTI.

DISPERSIONE: miscela eterogenea

→ GROSSOLANA: particelle di 100 nanometri

→ COLLOIDALE: di pochi " (1 nm e 1 μm)

FLOCCULAZIONE: aggregazione delle particelle colloidali dovuta all'aggiunta di un elettrolita in una soluzione colloidale che in alcuni casi può essere considerata al pari di una vera soluzione

EFFETTO TYNDALL: fenomeno di dispersione della luce dovuto alla presenza di particelle di dimensioni comparabili a quelle delle lunghezze d'onda della luce incidente (motivo del colore del cielo)

→ MOLECOLARI • IONICHE: miscela omogenea chiamate soluzioni contenenti

più composti chimici

SOLUZIONI GASSOSE: sono sempre omogenee e miscele

SOLUZIONI LIQUIDE

SOLUZIONI SOLIDE

leghe

SOSTITUZIONALE  
ottone

INTERSTIZIALE  
acciaio al C

SOLUTO: ciò che è disciolto

SOLENTE: sostanza prevalente

CONCENTRAZIONE: quantità soluto nel solvente

SOLUZIONE INSATURA: quando non ha raggiunto il massimo valore di solubilità del soluto

" SATURA: " il soluto ha raggiunto " " " "

" SURASATURA: " " " oltrepassato " " " " in questo caso

l'eccesso precipita formando il PRECIPITATO: vi è un equilibrio dinamico

## CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI:

FRAZIONE MOLARE  $X_i = n_i / n_{tot}$  (per i gas  $P_i = P_{tot} \cdot X_i$ )

PERCENTUALE MOLARE:  $X_i \cdot 100$

MOLARITÀ:  $n_{so} / L$  di soluzione

MOLALITÀ:  $n_{so} / kg$  di solvente

PERCENTUALI IN MASSA:  $\frac{\text{massa soluto}}{\text{massa soluzione}} \cdot 100$

E IN VOLUME:  $\frac{\text{volume soluto}}{\text{volume soluzione}} \cdot 100$

→ talvolta le somme dei V sono < o > di 100 a causa di intermolecolari

$\Delta H_{\text{soluzione}} = \emptyset$	$\Delta H_{\text{solvente}} + \Delta H_{\text{soluzione}} = \Delta H_{\text{miscel.}}$
$\Delta H \text{ " } < \emptyset$	" " " " " "
$\Delta H \text{ " } > \emptyset$	" " " " " "

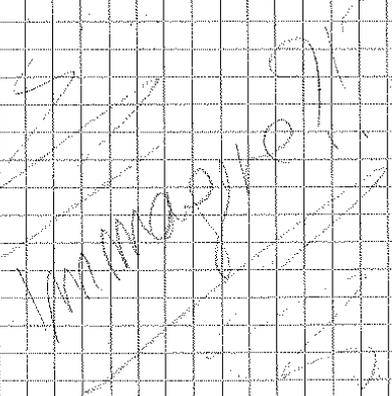
UNA SOLUZIONE È EQUILIBRATA  
SOLAMENTE!

**CALORE DI IDRATAZIONE:** gli ioni in soluzione non sono isolati, ma circondati da molecole di solvente. Questo processo si chiama **SOLVATAZIONE** se il solvente è  $H_2O$  si chiama **IDRATAZIONE**. Se uno ione carico viene circondato da molecole di  $H_2O$  si instaurano delle forze intermolecolari IONE-DIPLO che sono molto forti: l'idratazione è sempre esotermica. I calori di idratazione di diversi ioni in soluzione variano al variare della densità di carica dello ione, che è direttamente proporzionale al rapporto carica/raggio:

- a) I ioni di carica  $2+$  hanno calori di idratazione maggiori di ioni di carica  $1+$
- b) lungo un gruppo, i calori di idratazione diminuiscono (la carica rimane costante, ma il raggio ionico aumenta: la densità di carica diminuisce)

## SODI IONICI IN ACQUA

Quando si scioglie un composto ionico in acqua, gli ioni sono solvati e portati in soluzione circondati da  $H_2O$ . In questo caso è difficile misurare separatamente  $\Delta H_{\text{sol}}$  e  $\Delta H_{\text{misc}}$ , si parla invece di  $\Delta H_{\text{idratazione}}$ . Inoltre, se il solido è ionico,  $\Delta H_{\text{sciolto}} = \Delta H_{\text{idratazione}}$ . Quindi l'espressione diventa  $\Delta H_{\text{soluzione}} = \Delta H_{\text{sciolto}} + \Delta H_{\text{solvente}} + \Delta H_{\text{misc}}$   
 $\Delta H_{\text{idratazione}}$



**VARIAZIONE DI ENTROPIA:** avere variazione dell'ordine del sistema. La maggior parte dei sistemi tendono al massimo disordine. Anche nel corso della **DISSOLUZIONE** si ha sempre un aumento di entropia:  $\Delta S > 0$  quindi  $\Delta S \cdot T < 0$ .

Quindi la solubilità di un sistema dipende da diversi fattori:

**EFFETTO DELLA TEMPERATURA SULLA SOLUBILITÀ:** la solubilità di un solido in genere aumenta con la  $T$  (attenzione: il calcare si deposita ad alte  $T$ ). La solubilità di un gas in  $H_2O$  in genere diminuisce all'aumentare di  $T$ .

**EFFETTO DELLA PRESSIONE SULLA SOLUBILITÀ DEI GAS:** per i solidi e i liquidi incompressibili, la loro solubilità non varia al variare della  $P$ . Secondo la **LEGGE DI HENRY**, all'aumentare di  $P$  aumenta la solubilità di un gas.

# PROPRIETA' COLLEGATIVE

- a. Dipendono dal numero di particelle di soluto, non dalla loro natura
- b. Sono una conseguenza dell'abbassamento della pressione di vapore della soluzione rispetto al solvente puro.

1. abbassamento della pressione parziale di vapore

$$P = (1 - X_{s0}) \times P^0 \text{ da cui } P_1 = P_1^0 - X_{\text{soluto}} \cdot P^0 \text{ quindi } \Delta P = X_{\text{soluto}} \cdot P^0$$

2. innalzamento della temperatura di ebollizione

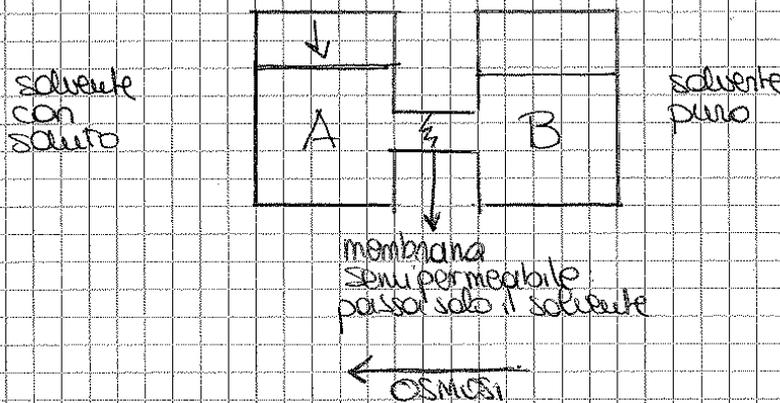
$$T - T_0 = K_{eb} \cdot m \rightarrow \Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m \rightarrow \text{molalità} = \frac{\text{n}^\circ \text{ moli soluto}}{\text{kg solvente}}$$

3. abbassamento della temperatura di congelamento

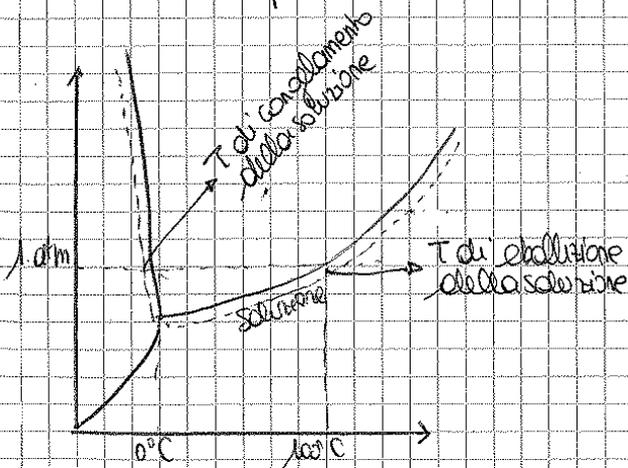
$$T^0 - T = K_{cr} \cdot m \rightarrow \Delta T_{cr} = -K_{cr} \cdot m \rightarrow \text{molalità}$$

4. pressione osmotica: p che occorre esercitare su A per bloccare il flusso osmotico

$$\pi = RTM$$



es: l'osmosi è importante nelle cellule



DEDOBBERE alcune PROPRIETA' COLLEGATIVE DAL DIAGRAMMA DI STATO DEL SOLVENTE:  $H_2O$

## SOLUZIONI DI ELETTROLITI

un ELETTROLITA è una sostanza che in soluzione si dissocia. A seconda del grado di dissociazione è forte ( $\alpha=1$ ) o elettrolita ( $\alpha=0$ ) o debole ( $0 < \alpha < 1$ ).

La dissociazione elettrolitica influenza la conducibilità elettrica.

La dissociazione provoca anche variazioni con le proprietà colligative:

$$\text{FATTORE DI VAN'T HOFF: } i = [1 + (v-1)\alpha]$$

REAZIONI DI OSSIDAZIONE (REDOX). TRASFERIMENTO DI ELETTRONI DA UNA O PIU' SPECIE CHE PERDE ELETTRONI (RIDUCENTE SI OXIDA) A UNA O PIU' SPECIE CHE ACQUISTA ELETTRONI (OSSIDANTE SI RIDUCE). VARIANO I NUMERI DI OSSIDAZIONE.

OSSIDAZIONE (perdita di  $e^-$  → aumento n.o)

RIDUZIONE (acquisto di  $e^-$  → diminuzione n.o)

RIDUCENTE → forma ossidata  
perde  $e^-$  = aumento n.o.

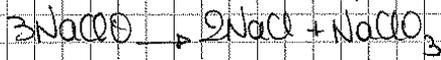
forma ridotta → OSSIDANTE  
acquista  $e^-$  = diminuzione n.o.

1. REAZIONE REDOX (caso particolare)

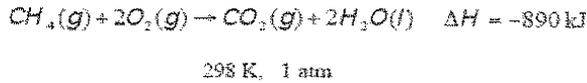


2. DISMUTAZIONE (caso particolare)

Uno stesso elemento in parte si ossida e in parte si riduce:



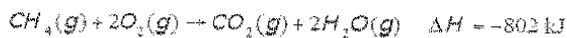
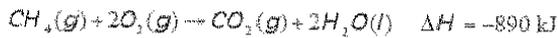
## EQUAZIONI TERMOCHIMICHE



Equazione stechiometrica, insieme all'indicazione del calore di reazione, delle condizioni di temperatura e pressione nelle quali la reazione è stata osservata

## ENTALPIE DI REAZIONE

A 298 K, P = 1 atm.

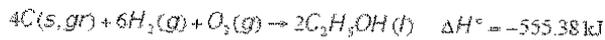


L'entalpia di reazione dipende dalla pressione, dalla temperatura e dallo stato in cui trovano reagenti e prodotti.

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

## ENTALPIE STANDARD DI FORMAZIONE

Sono le entalpie delle reazioni di formazione dei composti a partire dagli elementi che le compongono.



Se consideriamo la formazione di una mole di etanolo,

$$\Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH, l}) = \frac{-555.38 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -277.69 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Chiamata entalpia molare standard di formazione

## ENTALPIA MOLARE STANDARD

Assumiamo, per convenzione, che sia NULLA l'entalpia standard di formazione di tutti gli elementi, nella loro forma più stabile.

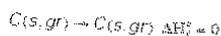


$$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2, \text{g}) = H^\circ(\text{SO}_2, \text{g}) - [H^\circ(\text{O}_2, \text{g}) + H^\circ(\text{S, s, } \alpha)]$$

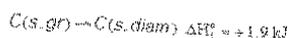
ma  $H^\circ(\text{O}_2, \text{g}) = H^\circ(\text{S, s, } \alpha) = 0$

$$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2, \text{g}) = H^\circ(\text{SO}_2, \text{g})$$

Per la reazione:



Ma per la reazione:



L'entalpia molare standard di formazione del diamante è  $-1.9 \text{ kJ/mol}$

## ENTALPIE STANDARD DI REAZIONE

E' perciò conveniente definire uno stato convenzionale di riferimento o **STATO STANDARD** a cui riportare i dati termochimici.

Per i gas: lo stato standard è definito come: gas puro, P = 1 atm e comportamento ideale;

Per i liquidi: liquido puro e P = 1 atm;

Per un soluto in soluzione: concentrazione 1 mol/l, P = 1 atm;

Per i solidi: solido puro e P = 1 atm.

Per i solidi polimorfi (allotropi) è importante precisare anche la forma (es. S  $\alpha$ , C come grafite)

Le entalpie di reazione così definite sono le

## ENTALPIE STANDARD DI REAZIONE

$$\Delta H^\circ$$

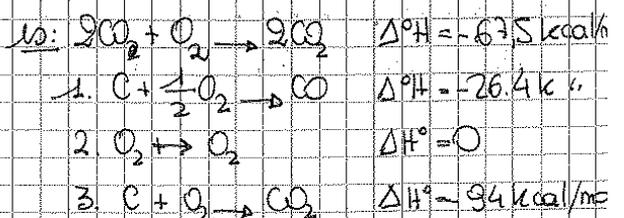
Normalmente sono riferite a 25 °C = 298.15 K

Se riferite ad una mole, si chiamano più propriamente

## ENTALPIE MOLARI STANDARD DI REAZIONE

**LEGGI DI HESS**: l'entalpia complessiva di reazione è la somma delle entalpie dei vari stadi in cui la reazione può essere scomposta, anche se questa divisione è solo teorica.

Il calore ( $\Delta H$ ) di una qualunque reazione è uguale alla somma dei calori di formazione dei prodotti meno la somma dei calori dei reagenti

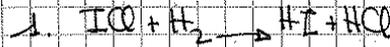


# Cinetica chimica

LEZIONE 16

Si occupa dello studio della velocità di una reazione e considera non solo lo stato iniziale e finale, ma anche gli stati intermedi.

Affinché una reazione avvenga è necessario che i reagenti si unano. Ma uno tra due particelle è probabile, mentre uno tra tre o più è molto. Per questo le reazioni devono essere scomposte in sequenze di stadi elementari, in cui al massimo sono coinvolte tre particelle. (FASE OMOGENEA - 1 fase sola; F. ETEROGENEA: + fasi)



Lo determina la

## VELOCITÀ DI REAZIONE



La velocità di reazione è un parametro intrinsecamente positivo, poiché misura la rapidità con cui un sistema reagente evolve dalle condizioni iniziali a quelle di equilibrio.

Per conoscerla bisogna calcolare la variazione della concentrazione di un reagente o di un prodotto.

$$v = -\Delta[\text{A}]/\Delta t = -\Delta[\text{B}]/\Delta t = +\Delta[\text{C}]/\Delta t = +\Delta[\text{D}]/\Delta t \quad \rightarrow \text{velocità media}$$

↳ derivata di  $v$  con  $t$  iniziale = 0  $\rightarrow$  velocità istantanea

## LA VELOCITÀ DIPENDE DA:

1. NATURA DEI REAGENTI O DEI PRODOTTI: tipi di legame che bisogna rompere o spezzare

2. CONCENTRAZIONE DEI REAGENTI: se aumenta, aumenta anche  $v$

3. SUPERFICIE DI CONTATTO: se eterogenea

4. TEMPERATURA: se aumenta, aumenta anche  $v$

5. PRESENZA O NO DI CATALIZZATORI: sostanze che aumentano la  $v$  di reazione senza parteciparvi diminuendo l'energia del complesso attivato

Un catalizzatore è attivo e selettivo (fa in modo che la resa della reazione tenda al 100%)

fase omogenea stessa fase della reazione, se no eterogenea. Quando una molecola di un reagente raggiunge una distanza minima con il sito attivo (adsorbimento) inizia l'attivazione: legame covalente (chemisorbimento), legame d'ipso-dipolo (fase intermedia) (fisiorbimento). È un fenomeno di superficie quando è adiabato  $\Delta G_{ad} < 0$



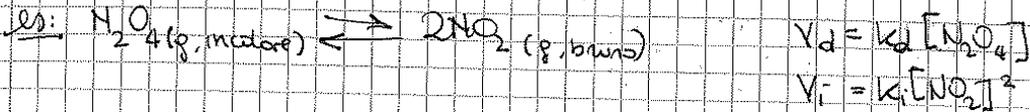
# EQUILIBRIO CHIMICO

LEZIONE 17

L'equilibrio chimico permette di valutare quali saranno le concentrazioni di reagenti e prodotti all'equilibrio chimico cioè quando:

- a. la velocità della reazione diretta è uguale a quella della reazione inversa
- b.  $\Delta G = 0$  (punto di vista termodinamico)

Ad una certa  $T$  ( $T = \text{costante}$ ), una volta che l'equilibrio chimico è stato raggiunto, le concentrazioni di reagenti e prodotti non variano più, quindi il rapporto delle concentrazioni cessa di variare: la costante di equilibrio è definita ad una certa  $T$   $K(T)$ .



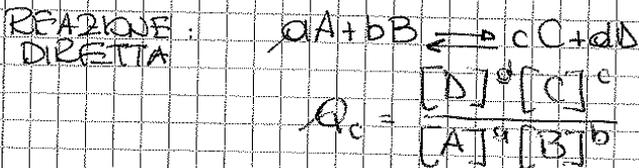
all'equilibrio  $v_d = v_i \rightarrow k_d [\text{N}_2\text{O}_4] = k_i [\text{NO}_2]^2 \rightarrow k_d/k_i = [\text{NO}_2]^2_{\text{eq}} / [\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}} = K_c$

la costante di equilibrio  $K(T)$  è il rapporto tra le concentrazioni di reagenti e prodotti elevati ai rispettivi coefficienti stechiometrici:

- $K$  piccolo  $\rightarrow$  reazione spostata a favore di  $x$
- $K$  grande  $\rightarrow$  " " " "  $sx$
- $K$  intermedio

Ad una certa temperatura  $T$ , un sistema chimico raggiunge uno stato in cui il rapporto tra le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti è costante (costante di equilibrio).

Si definisce quoziente di reazione  $Q_c$  il rapporto tra le concentrazioni di reagenti e prodotti elevati ai rispettivi coefficienti stechiometrici.



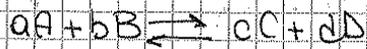
all'equilibrio:  $K_c = \frac{[C]^c_{\text{eq}} [D]^d_{\text{eq}}}{[A]^a_{\text{eq}} [B]^b_{\text{eq}}}$

$K_c$  e  $Q_c$  sono adimensionali e  $K_c$  è espressa in funzione dei coefficienti stechiometrici della reazione bilanciata.

Se si considera una reazione complessata che sia la somma di reazioni parziali, allora  $Q_c$  e  $K_c$  si ottengono moltiplicando i rispettivi  $Q_i$  e  $K_i$  degli stadi  $i$ -esimi:

$$Q_c = Q_1 \cdot Q_2 \cdot Q_3 \dots$$

$$K_c = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \dots$$



Come l'entalpia, anche l'energia libera di Gibbs è una funzione di stato:  $(G = H - TS)$

Inoltre dalla legge termodinamica sappiamo che  $H = U + PV$

Quindi:  $G = U + PV + TS$

Inoltre, dal I principio della Termodinamica  $U = Q - W$

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

$$dG = dQ - dW + PdV + VdP + TdS + dTS$$

Per processi all'equilibrio (trasformazioni reversibili):  $dW_{rev} = PdV$

$$dG = dQ_{rev} - PdV + PdV + VdP + TdS + SdT$$

$$dG = dQ_{rev} + VdP + TdS + SdT$$

Dal II principio della termodinamica  $dQ_{rev} = TdS$ , inoltre se per una trasformazione isoterma

$$dT = 0 \rightarrow dG = VdP$$

Applichiamo l'equazione di stato dei gas perfetti per 1 mole di sostanza  $P = RTV^{-1}$

$$dG = VdP = (RT/P)dP$$

Se si considera 1 mole di sostanza, la variazione della sua energia libera di Gibbs dallo stato iniziale ( $G_0$ ) con pressione  $P_0$  a quello finale

$G$ , con pressione  $P$  sarà:

$$\int_{G_0}^G dG = RT \int_{P_0}^P \frac{dP}{P}$$

ed integrando si ottiene

$$G - G_0 = RT \ln(P/P_0) \quad \text{per 1 mole di gas}$$

$$nG = nG_0 + nRT \ln(P/P_0) \quad \text{per } n \text{ moli}$$

Come l'entalpia, così anche l'energia libera di Gibbs ( $G$ ) è una funzione di stato, quindi si può calcolare la sua variazione in una reazione, dalla formula:

$$\Delta G = \sum G_{\text{prodotti}} - \sum G_{\text{reagenti}}$$

$$\Delta G = [cG_c^\circ + dG_d^\circ] - [aG_a^\circ + bG_b^\circ] + [cRT \ln(p_c/p^\circ) + dRT \ln(p_d/p^\circ)] - [aRT \ln(p_a/p^\circ) + bRT \ln(p_b/p^\circ)]$$

oppure:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{(p_c/p^\circ)^c \cdot (p_d/p^\circ)^d}{(p_a/p^\circ)^a \cdot (p_b/p^\circ)^b}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln \frac{(p_c/p^\circ)^c \cdot (p_d/p^\circ)^d}{(p_a/p^\circ)^a \cdot (p_b/p^\circ)^b}$$

Quando reagenti e prodotti si trovano nei loro stati standard è possibile calcolare la variazione di energia libera standard:

$$\Delta G_r^\circ = \Delta G_{\text{ sistema }}^\circ = \Delta H_{\text{ sistema }}^\circ - T \Delta S_{\text{ sistema }}^\circ$$

Ricordiamo che come l'entalpia, anche l'energia libera è una funzione di stato, di cui si può calcolare le variazioni semplicemente considerando il valore nello stato iniziale e finale della trasformazione, quindi si calcola il  $G_r^\circ$  conoscendo  $\Delta G_f^\circ$  (energia libera di formazione) di reagenti e prodotti:

$$\Delta G_r^\circ = \sum m \Delta G_f^\circ (\text{prodotti}) - \sum n \Delta G_f^\circ (\text{reagenti})$$

Sapendo che i valori di  $\Delta G_f^\circ$  hanno proprietà simili a quelli dei valori di  $\Delta H_f^\circ$  (legge di Hess), cioè:

- $\Delta G_f^\circ$  di un elemento nel suo stato standard è = 0
- i coefficienti m e n moltiplicano  $\Delta G_f^\circ$
- invertendo la reazione,  $\Delta G_f^\circ$  cambia il segno

Per una trasformazione spontanea,  $\Delta G$  è la quantità massima di lavoro che si può ottenere potenzialmente dal sistema durante la trasformazione reversibile:

$$\Delta G = w_{\text{max}}$$

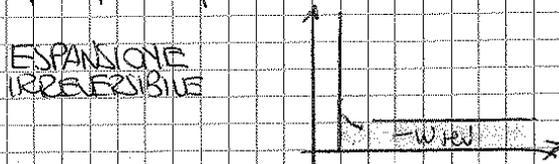
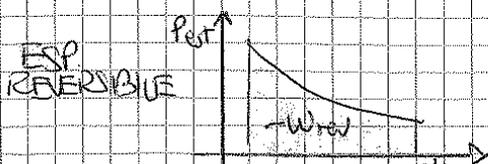
Per una trasformazione non spontanea,  $\Delta G$  è la quantità minima di lavoro che si deve compiere sul sistema per fare avvenire la trasformazione. In realtà nonostante l'energia libera sia la "quantità massima di lavoro ottenibile" da un sistema, il lavoro che il sistema compie effettivamente dipende da come avviene il rilascio dell'energia libera.

Una trasformazione reversibile è una trasformazione che può essere invertita nell'una o nell'altra direzione da una variazione infinitesima di una variabile. La quantità massima di lavoro compiuta da una trasformazione spontanea si ottiene soltanto se il lavoro è compiuto reversibilmente. Ovviamente nella realtà il lavoro è compiuto irreversibilmente perché parte dell'energia è rilasciata nell'ambiente.

REAZIONE SPONTANEA ( $\Delta G_s < 0$ ) può compiere lavoro sull'ambiente. Tuttavia la quantità di lavoro ottenuta dalla reazione è sempre minore della quantità massima ottenibile.

REAZIONE NON SPONTANEA ( $\Delta G_s > 0$ ) avviene soltanto se l'ambiente compie lavoro su di essa.

REAZIONE ALL'EQUILIBRIO ( $\Delta G_s = 0$ ) non può più compiere lavoro.



## ENERGIA LIBERA DI GIBBS E EQUILIBRIO

Il segno di  $\Delta G$  permette di comprendere la spontaneità di una reazione, ma questo non è l'unico modo. Infatti ad una certa temperatura  $T$  ( $K(T)$ ):

- Se  $Q < K$  ( $Q/K < 1$ ): la reazione è spostata verso destra
- Se  $Q = K$  ( $Q/K = 1$ ): " " " all'equilibrio
- Se  $Q > K$  ( $Q/K > 1$ ): " " " spostata a sinistra

Ma, visto che  $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$  e  $\Delta G^\circ = -RT \ln K$ , quindi  $\Delta G = -RT \ln K + RT \ln Q = -RT \ln(Q/K)$  allora:

- Se  $Q < K$   $\ln(Q/K) < 0$ : la reazione è spostata a destra
- Se  $Q = K$   $\ln(Q/K) = 0$ : " " " all'equilibrio
- Se  $Q > K$   $\ln(Q/K) > 0$ : " " " spostata a sinistra

Se reagenti e prodotti sono tutti nello stato standard,  $\Delta G = \Delta G^\circ$  e  $Q = 1$ , quindi:

$$\Delta G^\circ = RT \ln 1 - RT \ln K = -RT \ln K$$

Questa relazione permette di calcolare la variazione di energia libera del sistema nello stato standard conoscendo la costante di equilibrio  $K$ . Estendendo una relazione di tipo logaritmico, una piccola variazione di energia libera comporta una grande variazione di  $K$ .

$\Delta G^\circ (kJ)$	$K$	SIGNIFICATO
200	$9 \times 10^{-36}$	la reazione inversa va a completamento
100	$3 \times 10^{-18}$	
50	$2 \times 10^{-9}$	
10	$2 \times 10^{-2}$	
0	1	reazione all'equilibrio
-1	1/5	
-50	$6 \times 10^8$	
-200	$1 \times 10^{35}$	la reazione diretta va a completamento

↑  
REAZIONE INVERSA  
↓  
REAZIONE DIRETTA

## LEGGI DI VAN'T HOFF

Consideriamo le due temperature  $T_1$  e  $T_2$  a cui corrispondono le costanti di equilibrio  $K_1$  e  $K_2$  quindi possiamo scrivere:

$$\ln K_1 = -\Delta H^\circ / RT_1 + \Delta S^\circ / R \quad (1)$$

$$\ln K_2 = -\Delta H^\circ / RT_2 + \Delta S^\circ / R \quad (2)$$

$$\ln K_1 / K_2 = -\Delta H^\circ / R (1/T_1 - 1/T_2)$$

Questa è la legge di Van't Hoff che permette di ricavare  $\Delta H^\circ$  se sono note le  $K_1$  e  $K_2$  a 2 diverse

Se  $T_1 > T_2$  e la reazione è endotermica  $\Delta H^\circ > 0$

# ACIDI FORTI E ACIDI DEBOLI: COSTANTE DI DISSOCIAZIONE

## ACIDA: $K_a$

La forza di un acido, o di una base è la quantità di ioni  $H_3O^+$  o  $OH^-$  che si formano in un determinato solvente

Come gli elettroliti che possono essere forti o deboli, anche gli acidi e le basi lo possono essere.

Gli acidi forti si dissociano completamente in soluzione acquosa:



(e come se fosse  $K = \infty$  e  $[HA] = 0$ )

Gli acidi deboli sono parzialmente dissociati in  $H_2O$  quindi:



La costante di equilibrio espressa in funzione delle concentrazioni molari sono formulata così:  $K_a = [H_3O^+][A^-] / [HA][H_2O]$  ma essendo l'acqua il solvente la formula si semplifica  $K_a = [H_3O^+][A^-] / [HA]$ .

$K_a$  è una costante di equilibrio e come tale il suo valore indica se l'equilibrio è spostato a destra ( $K_a$  maggiore = acido forte)

### ACIDI FORTI: acidi alogenidrici ( $HCl$ , $HBr$ e $HI$ )

• ossiacidi:  $n^\circ$  atomi O -  $n^\circ$  atomi di H  $\geq 2$   
 → ( $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HClO_4$ )

### ACIDI DEBOLI: HF

- acidi in cui H non è legato a O o a un alogeno ( $HCN$ ,  $H_2S$ )
- ossiacidi:  $n^\circ$  atomi O -  $m^\circ$  atomi di H  $< 2$   
 → ( $HNO_2$ ,  $H_3PO_2$ )
- acidi organici  $RCOOH$

**BASI FORTI** •  $M_2O$  o  $MOH$  → M = metallo del gruppo 1A(1) (Li, Na, K, Rb, Cs)

•  $MO$  o  $M(OH)_2$  → M = metallo del gruppo 2A(2) (Ca, Sr, Ba)

**BASI DEBOLI** • Ammoniaca  $NH_3$

• Ammine  $RNH_2$ ,  $R_2NH$  o  $R_3N$

## BASI DEBOLI

analogamente a quanto fatto per gli acidi si può definire una  $K_b$



## PROPRIETA' MOLECOLARI E FORZA DI UN ACIDO HX

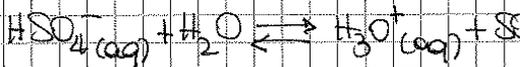
La forza di un acido, secondo Brønsted, dipende dalla capacità di donare un protone, che in termini molecolari dipende dalla forza del legame col protone.

Considerando gli acidi alogenidrici, la forza acida si può prevedere in base alle proprietà di legame: la forza del legame H-X diminuisce lungo la serie  $HF > HCl > HBr > HI$ , quindi la forza acida sarà  $HF < HCl < HBr < HI$ .

**ACIDI POLIPROTICI**: gli acidi poliprotici possono cedere più di un protone, cioè hanno diversi stadi di dissociazione (2, 3, ...) ed ad ogni stadio corrisponde una costante di equilibrio di dissociazione acida  $K_{a1}, K_{a2}, \dots$  sono casi tipici  $H_2S, H_2SO_4$  (biprotici) e  $H_3PO_4$  (triprotici). Le costanti di dissociazione successive sono sempre più piccole.



es: l'acido solforico si comporta da acido forte nella prima dissociazione e, nella seconda, anche...

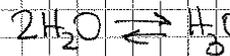
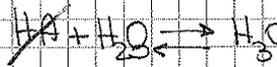


$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$$

## IONSI SAUNA

fenomeno in base al quale gli ioni derivanti dalla dissociazione di un sale reagiscono con le molecole d'acqua, scambiando ioni  $H_3O^+$

## RELAZIONE TRAI $K_a$ E $K_b$



$$\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \cdot \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = [H_3O^+][OH^-]$$

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

ACIDO FORTE + BASE FORTE → SOLI

ACIDO DEBOLE + " " →

" FORTE + " DEBOLE →

SALI DI IONI METALLICI CON ELEVATO pK

← girare!

# LA SOLUBILITÀ

$$\frac{g}{L} \quad \frac{mol}{L}$$

LEZIONE 2a

Vi è un limite alla quantità di soluto che può essere solubilizzato in un determinato solvente. Tale quantità dipende dal tipo di solvente, dal soluto e dalla T.

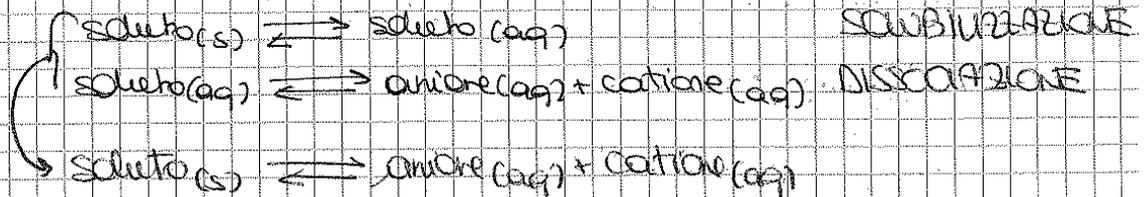
## EQUILIBRI DI SOLUBILITÀ

Se il corpo di fondo è un "non elettrolita", allora non vi è dissociazione ionica e l'equilibrio eterogeneo si può scrivere



La posizione di tale equilibrio dipende dal soluto, dal solvente, da T e da P (solo nel caso di soluto gassoso)

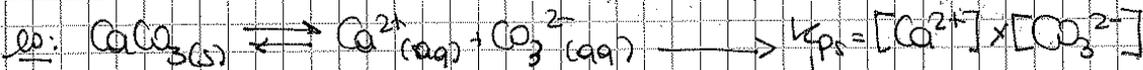
Se il soluto è un elettrolita, esso subisce dissociazione



Le regole dell'equilibrio valgono anche se la solubilità è molto bassa → la soluzione è considerata una soluzione ideale

Sostanze poco solubili: (tra 0,1 e 10 g per L)

↳ insolubili: (< 0,1 g per L → ossidi, idrossidi, carbonati e solfuri)



Costante del prodotto di solubilità  
prodotto di solubilità

Se si assume che vi sia completa dissociazione tra un composto (anche poco solubile) e i suoi componenti, allora esiste un equilibrio tra il soluto solido e gli ioni acquosi.



$$Q_c = \frac{[Pb^{2+}][SO_4^{2-}]}{[PbSO_4]}$$

Prodotto ionico =  $Q_{ps} = Q_c [PbSO_4] = [Pb^{2+}][SO_4^{2-}]$  quando  $Q_{ps}$  raggiunge un valore costante viene chiamato  $K_{ps}$  che dipende solamente dalla temperatura.

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

$Q_{ps} = K_{ps}$  : soluzione satura, non usano variazioni macroscopiche → equilibrio

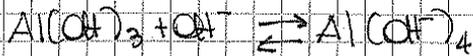
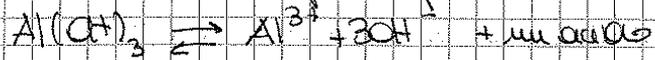
$Q_{ps} > K_{ps}$  : " sarsatura, si forma precipitato

## EFFETTO DELLA TEMPERATURA

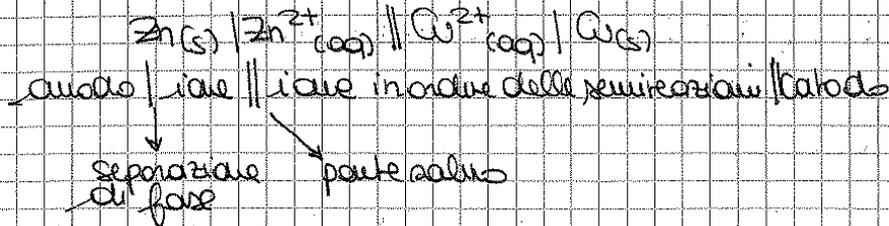
al diminuire della temperatura diminuisce la solubilità  
 (o all'opposto)

es: a basse profondità marine non vi sono le conchiglie perché fatte di aragonite  
 (polimorfo del  $\text{CaCO}_3$ )

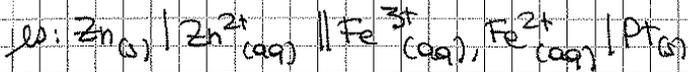
Per solubilità di composti anfoteri:



## NOTAZIONE PER LE CELLE VOLTICHE



Nel caso di elettrodi a gas, il gas è separato dallo ione in soluzione da una boretta verticale. Nel caso di elettrodi inerti i due ioni in soluzione sono separati da una vanga.



## FORZA ELETTROMOTRICE DI UNA CELLA f.e.m

Durante il funzionamento di una cella voltica, la differenza di potenziale misurata tra i due elettrodi è sempre minore del valore massimo ideale, cioè dovuto al lavoro necessario per far avvenire il passaggio di elettroni.

La massima differenza di potenziale fra i due elettrodi misurata ad assenza di circuiti è detta forza elettromotrice (f.e.m) o anche potenziale della cella ( $E_{\text{cella}}$ )

$W_{el}$  = lavoro necessario per spostare una carica elettrica  $Q$  da cui capi vi è una differenza di potenziale  $\Delta V$

$$W_{el} = Q \cdot \Delta V \quad (\text{Joule} = \text{Coulomb} \cdot \text{volt})$$

con  $i = \frac{Q}{t}$ , allora  $W_{el} = \Delta V \cdot i \cdot t$

dal punto di vista termodinamico, il lavoro elettrico compiuto dalla cella sull'ambiente esterno è

$$W_{el} = -Q \cdot \Delta V$$

La costante di Faraday  $F$  è la quantità di carica portata da una mole di elettroni ed è uguale a

$$F = N_A \times e = 6,02 \times 10^{23} \cdot 1,60 \cdot 10^{-19} \text{C} = 96500 \text{C}$$

Il lavoro massimo che una cella può fornire per moli di reagente è

$$W_{\text{max}} = -nFE_{\text{cella}}$$



$$W_{\text{max}} = -nFE_{\text{cella}} = -2 \cdot 96500 \text{C} \cdot 1,10 \text{V} = -2,12 \cdot 10^5 \text{J}$$

La f.e.m di una cella rappresenta una misura quantitativa della tendenza dei reagenti a formare i prodotti cioè della reazione ad avvenire → HA UN'APPLICAZIONE CON AG!