



centroappunti.it

CORSO LUIGI EINAUDI, 55/B - TORINO

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 2563A

ANNO: 2024

A P P U N T I

STUDENTE: Franco Nina

MATERIA: Chimica - Prof. Gerbaldi

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

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

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

MATERIA

Componenti della materia

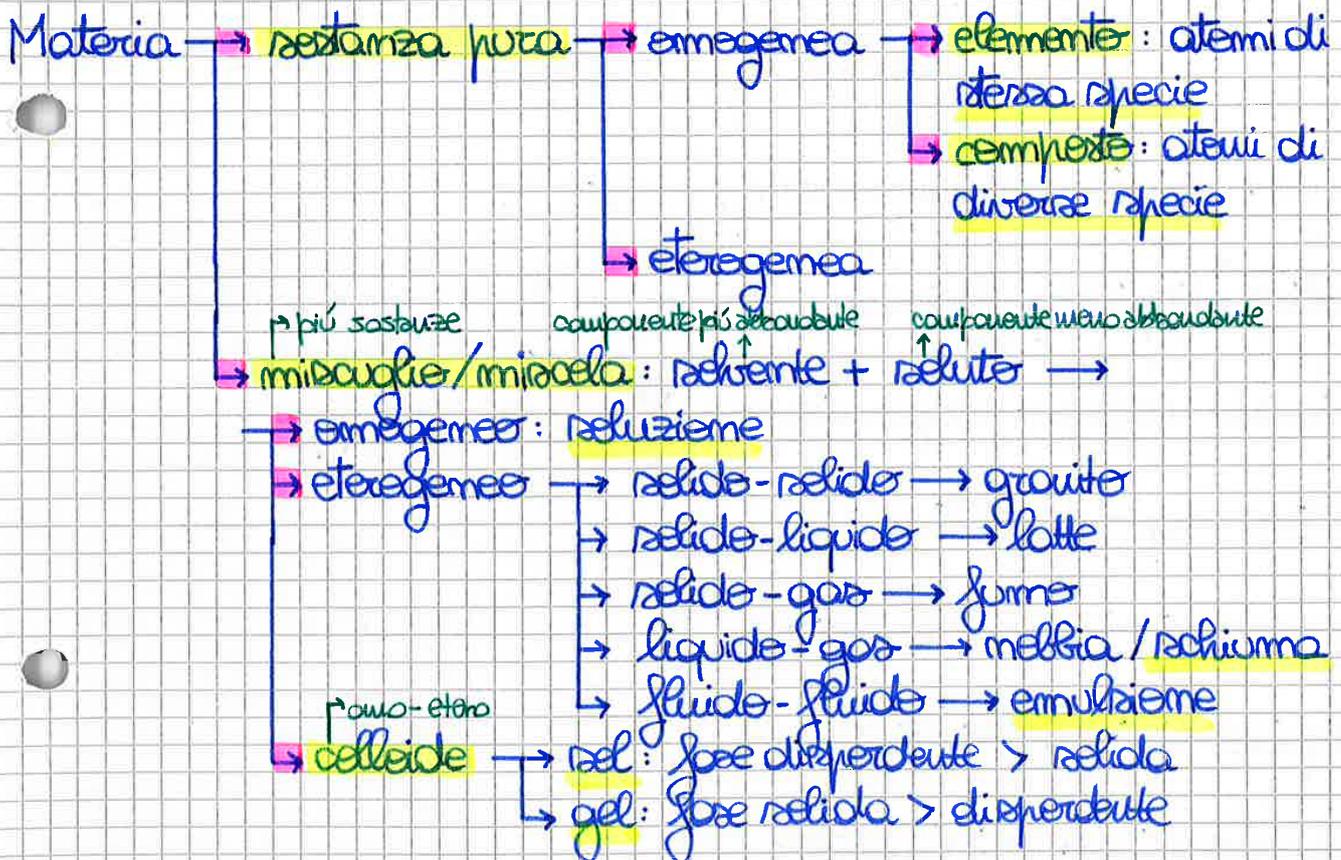
Materiale: corpo costituito da una o più sostanze.

Sistema: parte dell'universo studiata, che può essere in equilibrio e divisa in una o più fasi.

→ sistema omogeneo

→ sistema eterogeneo

Fase: parte di un sistema, divisa da altre tramite superfici limitanti.

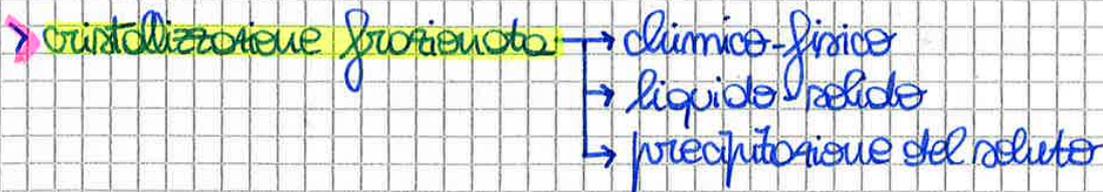
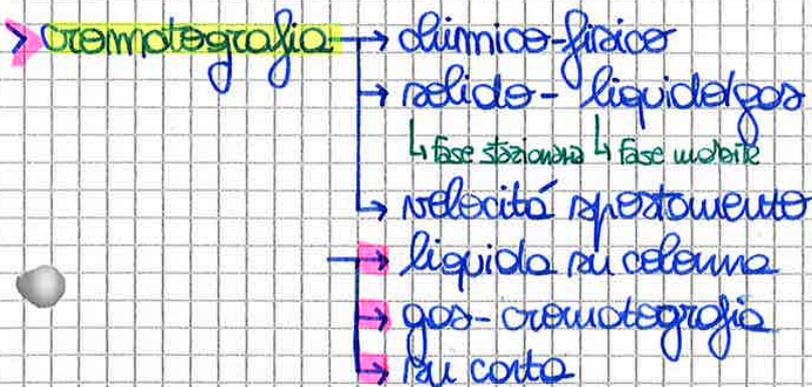
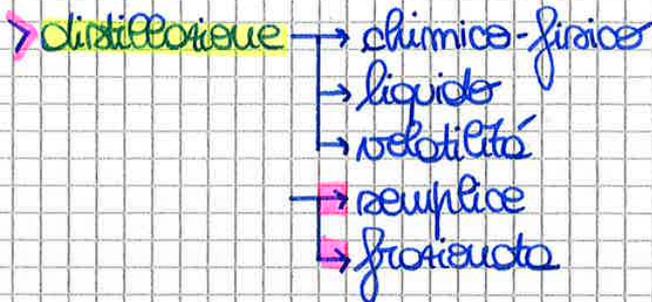
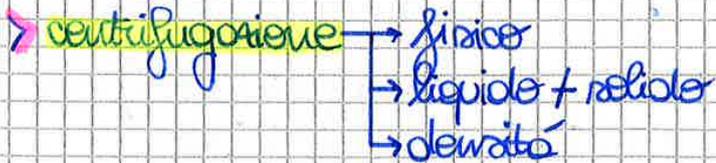
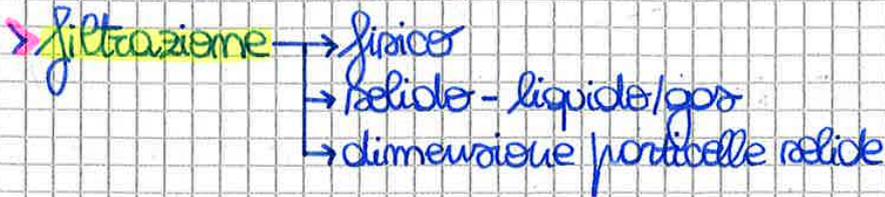


Miscuglio: fase solida + fase fluida; miscela: fase fluida + fase fluida

Effetto Tyndall: colloide si rinvenerisce se, attraversato da luce, ne disperde luce.

Metodi di separazione.

Metodi fisici / chimico-fisici.



Equazioni chimiche.

Reazione chimica: trasformazione delle sostanze che comporta cambiamento a livello delle unità fondamentali.

reagenti \rightarrow prodotti , $A+B \rightarrow AB$, Legge di Lavoisier

Atomi non troppo piccoli, per essere pesati \rightarrow mole.

Mole: quantità di sostanza contenente numero di particelle elementari pari al numero di atomi contenuti in 12 g di ^{12}C (numero di Avogadro).

$$N_A = 6022 \cdot 10^{23} \frac{\text{particelle}}{\text{mol}}$$

numero / costante di Avogadro

Massa molare \rightarrow (M) massa di una mole
 \rightarrow uguale a massa atomica / massa molecolare / massa della formula

$$n = \frac{m}{M} = \left[\frac{\text{g}}{\text{g/mol}} \right]$$

massa
 numero moli
 massa molare

Formula minima: composizione percentuale di ogni elemento - n di ogni elemento - n di ogni elemento diviso per n minore, ottenendo indici.

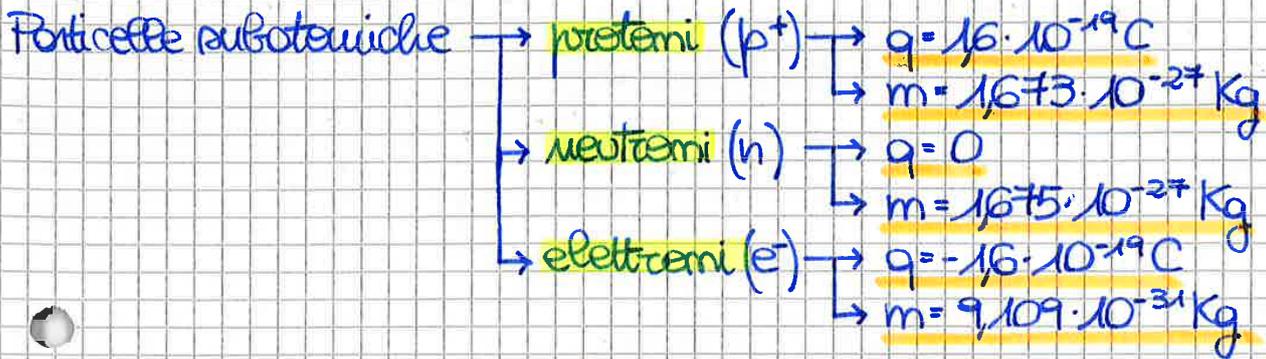
Coefficiente stechiometrico: numero di molecole di sostanza che reagiscono \rightarrow utili per bilanciamento.

bilanciamento: specie metalliche - specie non metalliche - $\text{H}_2 - \text{O}_2$

ATOMO

○ Ogni tipo di atomo corrisponde a elemento: 90 stabili e presenti in natura.

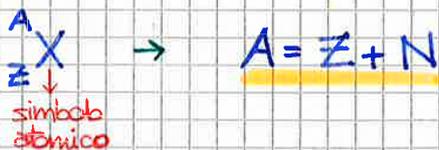
Sostanza elementare: costituita da atomi di stesso elemento.



Protoni e neutroni contenuti nel nucleo e circondati da elettroni.

Numero atomico (Z): numero protoni (ed elettroni).

Numero di massa (A): somma numero protoni (Z) e numero neutroni (N).



Isotopi: atomi di stesso elemento con stesso numero atomico, ma con diverso numero di massa (diverso numero di neutroni).



Molecola: sistema costituito da uno/più atomi ("mono-" / "bi-" / "tri-" / "poli-" / ...), che può esistere isolato, omomolecolare (atomi uguali) / eteromolecolare (atomi diversi).

IONI: atomo / molecola che, perdendo / acquistando elettroni, ha carica ~~positiva~~ **positiva** - **catione** - / **negativa** - **anione** -.

Storia.

Origini.

Democrito

> (V sec. a.C.): atomi indivisibili

> Lavoisier (XIX sec.) → legge della conservazione della massa: massa reagenti uguale a massa prodotti

> Proust (XIX sec.) → legge delle proporzioni semplici: elementi si combinano secondo rapporti di massa costanti

> Dalton (XIX sec.) → legge delle proporzioni multiple: elementi possono combinarsi in rapporti diversi
→ prima teoria atomica: atomi indivisibili / tutti di uguale massa / si trasferiscono da composto ad altro

> Faraday (XIX sec.): carica elettrica è proprietà materia

> Thomson (XIX sec.) → tubo Geckes con anodo/catodo (ΔV): raggi catodici deviati da campo (elettromagnetico) → elettrone
↳ atomo non indivisibile

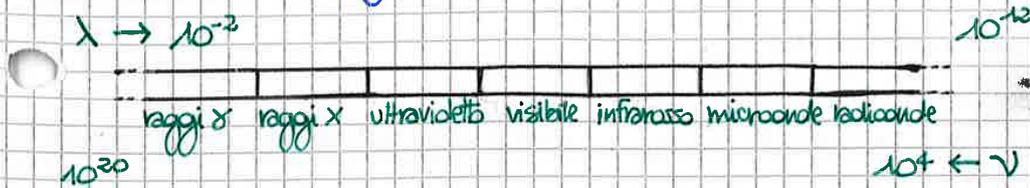
> Millikan (XX sec.) → gocce d'olio deviate da campo elettrico: misurata carica gocce → carica / massa elettrone

Raggi anodici → protone → carica / massa protone

> Thomson (XX sec.) → modello atomico "a panettone": atomo è sfera piena positiva, composta di elettroni

> Becquerel (XIX sec.) → radioattività

Spettro elettromagnetico:



Se luce (visibile) bianca passa in prisma, si rifrange in 7 colori fondamentali: varia angolo rifrazione; si crea spettro continuo.

Interferenza: fenomeno causato da combinazione onde.

Diffrazione: fenomeno di interferenza tra radiazioni elettromagnetiche, tipico anche della luce.

➤ Planck (XX sec.) → radiazione corpo nero: riesce a spiegare andamento curva
 → quantizzazione energia → **quante**: pacchetti energia

$$E = n h \nu$$

↓ ↓
 numero costante
 quantico di Planck

$$h = 663 \cdot 10^{-34} \text{ [J}\cdot\text{s]}$$

➤ Einstein (XX sec.) → **effetto fotoelettrico**: metallo irradiato da radiazione luminosa genera corrente (emette elettroni)
 → motore della luce → **fotone**: quanto (pacchetto) di luce

$$E: h\nu \rightarrow E = h \frac{c}{\lambda}$$

→ **teoria speciale della relatività**

$$E = mc^2$$

Atomo quantistico

► Bohr (XX sec.)

→ **modello atomico**: elettrone si muove su orbite circolari quantizzate (stati stazionari con valori energetici definiti) / per passare da orbita ad altra, elettrone assorbe o emette energia (fotone) a frequenza

$$\nu = (E_2 - E_1) / h$$

1...∞ ← **numero quantico principale (n)**: livello energetico di orbita (stato fondamentale / più alti stati eccitati) / più basso

$$E_n = -R \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

↓ livello energetico
↓ costante Rydberg

→ ogni transizione di elettrone a livello inferiore corrisponde a riga in spettro di emissione

→ **raggio di Bohr**: raggio di 1^a orbita H

$$r = a_0 = 53 \text{ pm}$$

Limiti modello Bohr: adatto solo ad atomi monoatomici (H / atomi idrogenoidi) / no informazioni su intensità righe / no spiegazione spettri in presenza di campo magnetico / no criterio quantizzazione elettroni / orbite fisse non esistono / elettrone dovrebbe cadere su nucleo.

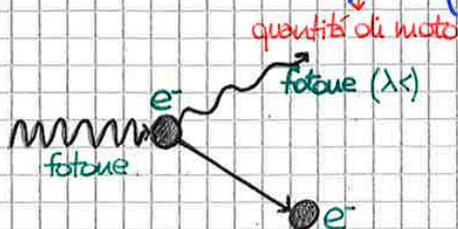
► Sommerfeld (XX sec.)

→ **modello atomico**: orbite anche ellittiche / ogni livello ha sottolivelli

↳ **modello termico emulsione:**
 materia e luce hanno natura ondulatoria (corporeità + ondulazione)

> Einstein / De Broglie (XX sec.) → onde energia ha massa →
 massa \equiv energia (equivalenti)

> Compton (XX sec.) → **effetto Compton:** dopo urto con elettrone, λ di fotone aumenta / p di fotone diminuisce



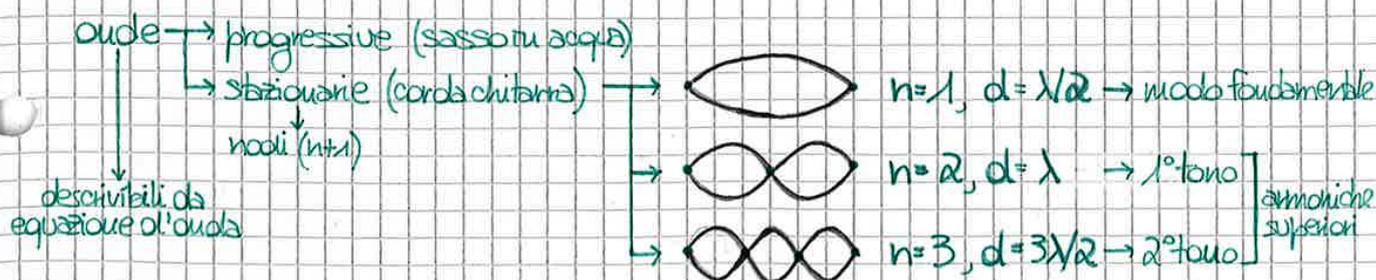
Teoria quantistica: energia e materia sono corpuscolari / emulsione / massime.

> Heisenberg (XX sec.) → **Principio di indeterminazione:** impossibile conoscere posizione e quantità moto di elettrone contemporaneamente → eventi descritti da **equazione di Heisenberg:**

$$\Delta x \cdot m \Delta u \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \text{costante Planck}$$

↓ errore posizione ↓ errore velocità

onda di fase: onda associata a elettrone in movimento, per cui vale relazione di De Broglie. → vibrazione periodica di densità di probabilità (di trovare elettrone in certa posizione).
 ↳ $\lambda = h / (mv)$



Configurazione elettronica

Soluzioni espresse d'onda derivate da combinazione numeri quantici (costanti):

> n : numero quantico principale \rightarrow livello energetico elettronico
 $\rightarrow 1 \dots 100$

> l : numero quantico secondario/azimutale \rightarrow forma orbitale
 $\rightarrow 0 \leq l \leq n-1$
 in pratica, solo fino a 3 \downarrow

> m : numero quantico magnetico \rightarrow orientamento orbitale
 $\rightarrow -l \leq m \leq +l$

> s : numero quantico di spin \rightarrow posto elettronico
 $\rightarrow -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$

$$\Psi(x, y, z) = \Psi_{nlm} \rightarrow \text{orbitale}$$

$\Psi^2 \rightarrow$ probabilità di trovare elettrone in determinata posizione
 \hookrightarrow orbitale: probabilità $> 90\%$

Simboli espliciti:

$n X_m \rightarrow X$

- $\rightarrow s: l=0$
- $\rightarrow p: l=1$
- $\rightarrow d: l=2$
- $\rightarrow f: l=3$

\rightarrow nebuloso, non definito

> orbitali s

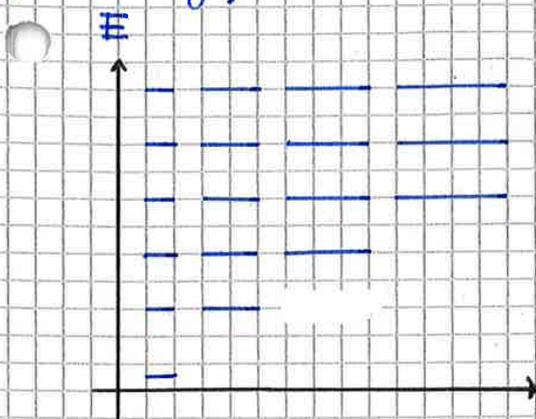
- \rightarrow 1, sferici
- \rightarrow probabilità di trovare elettrone attorno a nucleo dipende da raggi \rightarrow superficie nodale: probabilità uguale a zero

$$\Psi_{1s} = \frac{1}{\sqrt{\pi a_0^3}} \cdot e^{-\frac{\pi}{a_0}}$$

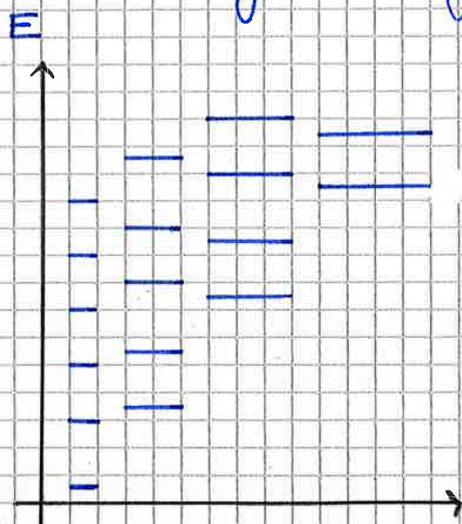
$$a_0 = \frac{h^2 4\pi}{m e^2}$$

n : sup. nodali = $n-1$

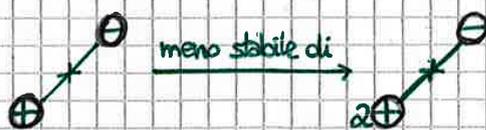
Atomi idrogemici (H^+ , He^+ , Li^{2+}): orbitali con stesso n sono degeneri (stessa energia).



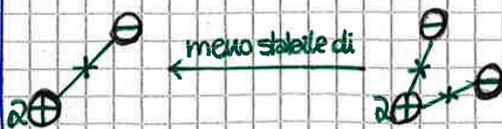
Atomi plurielettronici: elettroni si respingono, variazione sequenza livelli energetici \rightarrow effetto di penetrazione orbitale.



Effetti su energia \rightarrow effetto della carica nucleare (Z_{eff}): carica nucleare più elevata stabilizza sistema



\rightarrow effetto delle repulsioni interelettroniche (schematizzato)
 \rightarrow elettrone addizionale in stesso orbitale: tende a far allontanare gli altri elettroni più facile da rimuovere



Cromo e rame fanno eccezione (insieme ad altri):

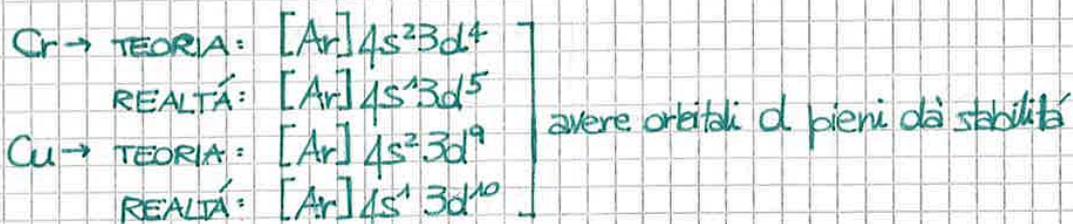
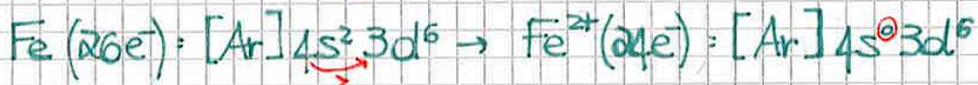


Tavola periodica → **periodi** ≡ n
 → **gruppi** ≡ orbitali → metalli: s
 → lantanidi/attinidi: f
 → metalli di transizione: d
 → non metalli/gas nobili: p

Ioni → **anioni**: si aggiungono elettroni secondo principio dell'Aufbau (ultimo orbitale)



→ **cationi**: non sempre si tolgono elettroni secondo principio dell'Aufbau (da ultimo orbitale) → si tolgono elettroni a n maggiore e (a parità di n) a l maggiore



Sostanze → **diamagnetiche**: tutti spin appaiati, no campo magnetico
 → **paramagnetiche**: spin spaiati, campo magnetico
 → **ferromagnetiche**: molti spin spaiati, forte campo magnetico
 ↳ si allineano in blocchi

TAVOLA PERIODICA

Storia

- > Mendeleev (1869) → 63 elementi ordinati in base a massa atomica crescente: 12 file, 8 colonne → prevede esistenza elementi (dallo) sconosciuti
- legge periodica: quando elementi sono disposti in ordine crescente di MA, alcune proprietà ricorrono periodicamente

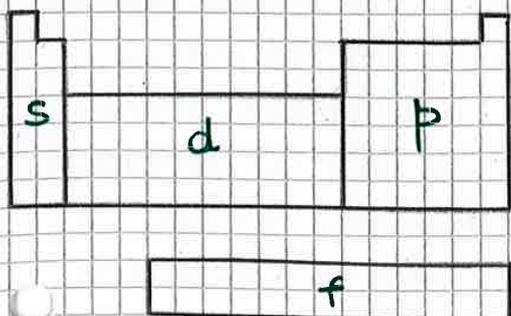
Limiti tavola Mendeleev: alcuni elementi invertiti (es.: secondo temperatura fusione) / non previsti isotopi.

- > Moseley (1913) → oltre 110 elementi ordinati in base a numero atomico crescente: 7 file, 18 colonne → prevede isotopi

Struttura

Struttura → 7 periodi (righe): periodo \equiv livello energetico elettronico di valenza (n), proprietà fisico-chimiche variano

→ 18 gruppi (colonne): proprietà fisico-chimiche simili



→ 1: metalli alcalini

→ 2: metalli alcalino-terrosi

→ 3-...-12: elementi di transizione

→ 13-14-15: semi-metalli / non metalli

→ 16: calcogeni

→ 17: alogeni

→ 18: gas nobili

→ lantanidi

→ attinidi

Raggio atomico: raggio dell'atomo ionizzato

- catione: raggio diminuisce (aumento carica nucleare)
 - anione: raggio aumenta (diminuzione carica nucleare)
- da atomo neutro a catione ←

$\frac{KJ}{mol}$
energia di ionizzazione

- (EI) energia necessaria a rimozione di uno o più elettroni più esterni
 - reazione positiva (reazione endotermica); energia di $1^a/2^a/n^esima$ ionizzazione
 - periodicità
 - gruppo: dal basso all'alto → raggio atomico diminuisce ed elettroni sono più attratti da nucleo
 - periodo: da sinistra a destra → Zeff aumenta ed elettroni sono più attratti da nucleo
 - eccezione N-O: $EI_N > EI_O$, perché elettroni O si respingono maggiormente
- O: $2p^4$, N: $2p^3$
- grande aumento, se rimovesse elettrone interno
 - metalli alcalini: $EI_2 \gg EI_1$
 - metalli alcalino-terrosi: $EI_3 \gg EI_2$

$\frac{KJ}{mol}$
affinità elettronica

- (AE) variazione di energia causata da acquisto di un elettrone
 - ↳ da atomo neutro ad anione
- generalmente negativa (reazione esotermica)
- periodicità
 - gruppo: dal basso all'alto
 - periodo: da sinistra a destra

Proprietà degli elementi

- > **metalli** →
 - ↳ **fisiche**: ^{tranne Hg} solidi / duri / lucenti / duttili / buoni conduttori (calore/elettricità)
 - ↳ **chimiche**: perdono elettroni e formano cationi, reattività aumenta dall'alto a basso e da destra a sinistra
 - ↳ metalli alcalini sono teneri

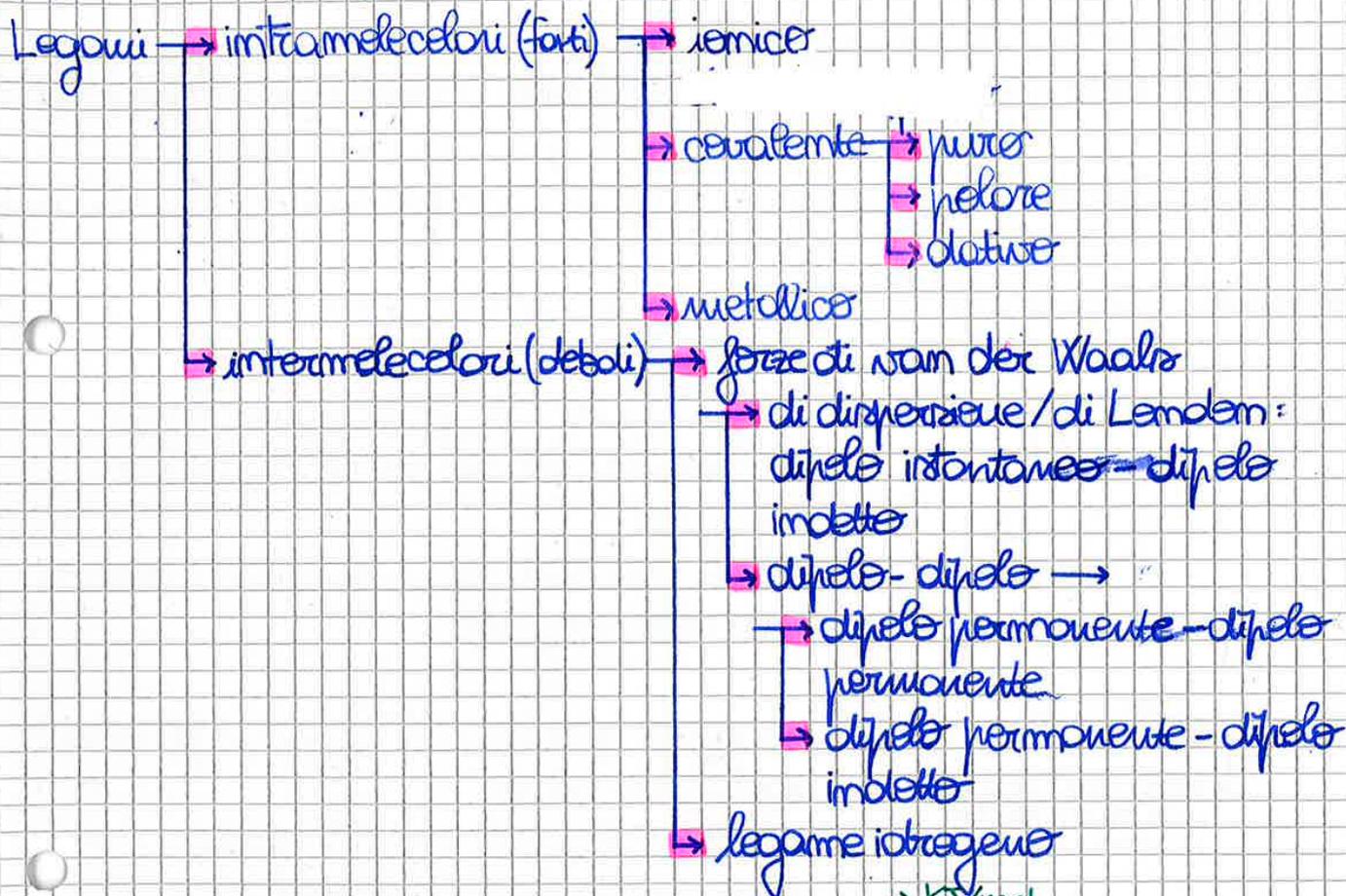
- > **non metalli** →
 - ↳ **fisiche**: cattivi conduttori (calore/elettricità)
 - ↳ **chimiche**: accettano elettroni e formano anioni, legami covalenti

- > **semimetalli** → caratteristiche intermedie, disposti lungo linea confine metalli - non metalli

LEGAME CHIMICO

Circa 90 elementi si combinano ("driving force") in milioni di sostanze (inorganiche).

Legame chimico: forza che tiene uniti gruppi di atomi.



Processo spontaneo: $E_{finale} < E_{iniziale}$ → **energia di legame:** energia da fornire a una mole di composto per rompere legami tra gli atomi.

Elettroni di valenza / di legame: elettroni più esterni, che intervengono nella formazione dei legami.

Kessel / Lewis (1916) → **regola dell'ottetto:** atomo è stabile quando ha 8 elettroni nello strato di valenza (configurazione elettronica esterna dei gas nobili).

Eccezioni regola ottetto

→ **metalli elettrodeficienti** (2°/13° gruppo):
Be \leftarrow \leftarrow B

meno di 8 elettroni

→ N(15) / Cl(17)

→ **radicali liberi** (gruppo dispari): numero di elettroni dispari → elettrone spaiato (solitario)
le tende molto reattive (paramagnetiche)

orbitali s/p occupati, orbitali d esterni vuoti

→ **gas di nobiltà espansi** (non metalli, periodo ≥ 3): più di 8 elettroni

Legami intramolecolari

Legame ionico

↑ catione + anione

Trasferimento elettronici tra ioni di carica opposta: forze elettrostatiche (legge di Coulomb) → legame dirizionale: no sovrapposizione orbitale.

$$F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

↓ forza elettrostatica ↓ costante di proporzionalità ↓ cariche ↓ distanza cariche

$$K = 899 \cdot 10^9 \left[\frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2} \right]$$

ΔE elettronegatività > 1,8

Ciclo di Born-Haber: schema delle reazioni intermedie nel processo di formazione di un composto ionico (5 processi parziali, ognuno con ΔE energia).

↑ liberazione fabrisce processo

Energia reticolare (E_r): energia rilasciata durante formazione di reticolo ionico, intensità interazioni ioniche.

$$E_r = -M \cdot \frac{N z^2}{4\pi \epsilon_0 d} \rightarrow > 10^2 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

↓ costante di Madelung ↓ distanza tra ioni

Composti ionici → neutri / molto stabili / alta temperatura di fusione

↑ T ambiente ↑ ogni ione circondato da ioni segno opposto
 ↓ solidi / isolanti (solidi) / buoni conduttori (no solidi)

Legame tra metallo e non metallo.

> legame covalente **puze** → stessi atomi: stessa forza attrattiva

> legame covalente **polar** → atomi diversi: diversa forza attrattiva (atomo più elettronegativo gode di quota maggiore di doppietto condiviso)
 → molecole polari (distribuzione asimmetrica degli elettroni): dipolo elettrico $\delta^+ - \delta^-$ →
 ↳ caratterizzato da momento dipolare
 carattere ionico (mai al 100%):

$$I\% = 100 \cdot \left(1 - e^{-0.25 \cdot (\chi_A - \chi_B)^2} \right)$$

$I > 95 \Rightarrow \Delta\chi \geq 2$: legame ionico $\Delta\chi$: differenza elettronegatività

↳ polarità dipende da differenza di elettronegatività e da geometria della molecola

> legame covalente **dativo** → atomi diversi: doppietto elettronico fornito da uno solo dei due atomi (ad atomo con orbitale vuoto) → donatore / accettore

↳ reazioni acido-base → Lewis (1920):
teoria acido/base →

↳ **base di Lewis**: donatore di coppia elettronica (possiede orbitale con doppietto)

↳ **acido di Lewis**: accettore di coppia elettronica (possiede orbitale vuoto)

Complessi / composti di coordinazione: composti formati da molecole i cui atomi sono legati dotivamente (elementi del blocco d con elementi del blocco p) → numero di coordinazione: numero di molecole / ioni legati all'atomo centrale.

Legame tra **non metallo** e **non metallo**.

Legami intermolecolari.

Forze di vander Waals.

$\rightarrow 10^{-1}/10^0$ KJ/mol

Interazioni deboli.

> forze di dispersione / di London

→ dipolo istantaneo - dipolo indotto:
 continuo spostamento di densità
 di carica in stesso genere momento
 di dipolo elettrico istantaneo →
 campo elettrico → dipoli indotti/
 induttori
 → maggiori se molecola più grande

> dipolo-dipolo

→ dipolo permanente - dipolo permanente: poli di
 carica opposti si attraggono → più forti se mole-
 cola più polare

→ dipolo permanente - dipolo indotto: dipolo permanen-
 te di molecola polare induce dipolo in molecola
 apolare → polarizzabilità maggiore se ci sono più
 elettroni liberi
 ↳ facilità di creare dipolo indotto

Legame a idrogeno.

↳ anche intramolecolari

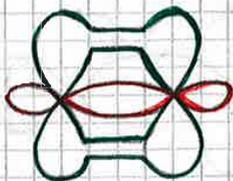
↳ parziale δ^+

Interazioni medio-forti tra H legato a elemento molto elettronega-
 tivo piccolo e elemento molto elettronegativo di altra molecola.

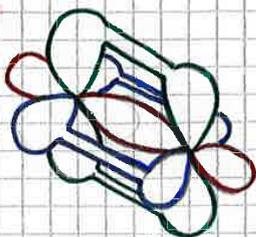
↳ O/F/N ↳ base vita sulla Terra

Giustificata minore densità del ghiaccio rispetto all'acqua: legame idroge-
 no dispone molecole in struttura cristallina esagonale aperta, distan-
 zandole di più.

ionico - ione-dipolo p. - dipolo p.-dipolo p. - H - dipolo p.-dipolo i. - dipolo i.-dipolo i.



→ triplo → 1 legame σ
 → 2 legami π (no rotazione)



$$1\sigma < 1\sigma - 1\pi < 2\sigma < 1\sigma - 2\pi < 3\sigma$$

Teoria V.S.E.P.R.

Elettroni localizzati.

("Valence-Shell Electron-Pair Repulsion") doppietti elettronici di solenza si respingono, doppietti elettronici solitari occupano più volume (maggiore forza repulsiva), legami semplici/doppi/tripli solgono uguali, geometria dipende da numero steric.

rep. tra coppie di legame < rep. coppie di legame-coppie solitarie < rep. tra coppie solitarie

Numero steric (NS): numero legami + numero coppie solitarie.
 non conta molteplicità (semplice/doppio/triplo) ↓ ↘ su atomo centrale

Geometria → NS = 2 → lineare (AX_2 : 2 legami, 0 doppietti solitari su atomo centrale) → 180°



Teoria dell'ibridazione degli orbitali.

Elettroni localizzati.

Spesso, atomo forma numero legami superiore a numero elettroni spaiati.

$:\text{C} \cdot \rightarrow 2s^2 2p^2$: $\uparrow\downarrow \uparrow\uparrow \square$ → sempre 4 legami (atomo tetravalente), invece di 2

Promozione elettronica: processo di trasferimento di un elettrone da un orbitale pieno a un orbitale vuoto (doppetto trasformato in 2 e- spaiati).

$:\text{C} \cdot$: $\uparrow\downarrow \uparrow\uparrow \square$ → $\cdot\text{C} \cdot$: $\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$

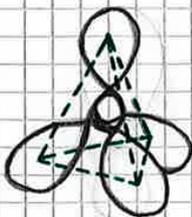
Ibridazione: processo di ricombinazione degli orbitali (s, p, d) →
↳ matematica (funzioni d'onda)

orbitali ibridi: uguale forma / uguale energia / più distanziati possibile → soprattutto ricombinazione orbitali s-p.

 → lobo maggiore: usato per legami

Tipi ibridazione → **sp^3**

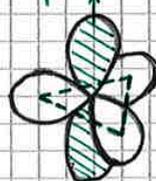
- 1s - 3p
- 4 orbitali ibridi
- geometria tetraedrica: $109,5^\circ$



→ **sp^2**

- 1s - 2p
- 3 orbitali ibridi
- geometria trigonale planare: 120°

orbitale p non ibridato



↳ di non legame Ψ_{NB}
 "Not Bonding"

- energia uguale (rispetto a orbitali atomici di partenza)
- no effetto sulle date di legame
- diversa simmetria: interferenze costruttive annullate da interferenze distruttive

Probabilità di trovare elettroni è data da quadrato di funzione d'onda dell'orbitale molecolare.

$$\Psi^2 = (\Psi_A + \Psi_B)^2 = \Psi_A^2 + \Psi_B^2 + 2\Psi_A\Psi_B$$

$$(\Psi^*)^2 = (\Psi_A - \Psi_B)^2 = \Psi_A^2 + \Psi_B^2 - 2\Psi_A\Psi_B$$

$2\Psi_A\Psi_B$: integrale di sovrapposizione

- > 0 : AO di legame
- < 0 : AO di antilegame
- $= 0$: AO di non legame

$$n \text{ AO} \rightarrow n \text{ MO} \rightarrow \begin{bmatrix} \Psi \\ \Psi^* \\ \Psi_{NB} \end{bmatrix}$$

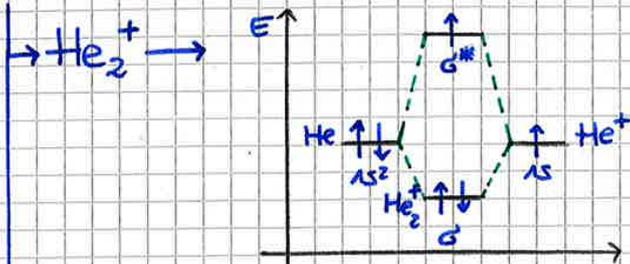
$$2n+1 \text{ AO} \rightarrow 2n+1 \text{ MO} \rightarrow \begin{bmatrix} n: \Psi \\ n: \Psi^* \\ 1: \Psi_{NB} \end{bmatrix}$$

Criteri combinatorie AO

- energie simili
- superfici più sovrapposte possibili
- ↳ alla fine, solo orbitali esterni partecipano al legame (e- valenza)
- ← stesso Ψ_{NB} ← stessa simmetria rispetto ad asse internucleare

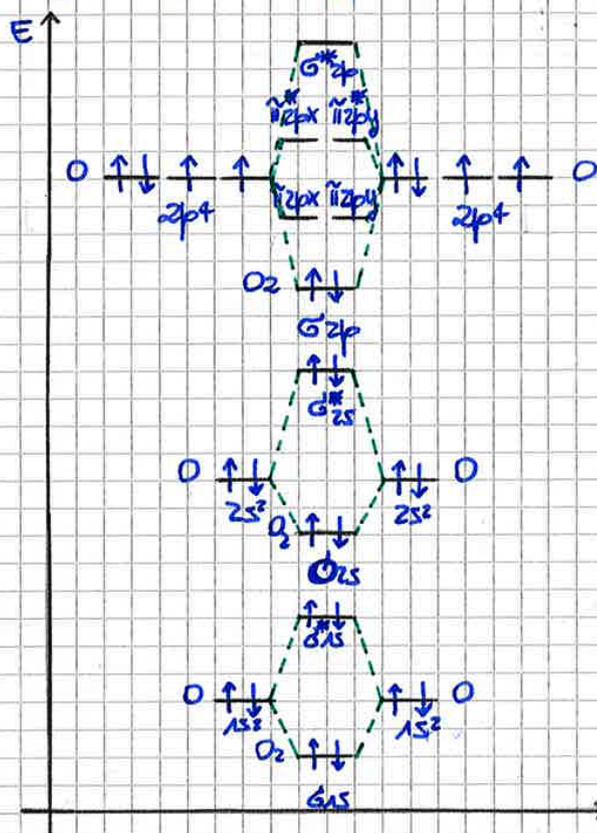
MO possono essere diagrammati con AO (per visualizzare ordine crescente di energia) e riempiti con elettroni.

Molecola si forma se numero e^- (di legame) $>$ numero e^- (di antilegame)



$$\alpha = \frac{2-1}{2} = 0.5$$

→ O_2 → giustificata paramagnetismo



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

→ molecole biatomiche eteronucleari: diagrammi asimmetrici
 → O più elettronegativo attrae di più gli elettroni e ha orbitali atomici di energia inferiore

SOSTANZE

Materia da punto di vista macroscopico.

> solidi

> fluidi → liquidi

→ aeriforme

→ vapori

→ saturi

→ surriscaldati

→ gas

→ reali ← simili

→ perfetti

Variabili di stato

→ volume: m^3 , (L)

→ massa: Kg, mal

→ pressione: Pa, atm, bar, torr
↳ N/m^2

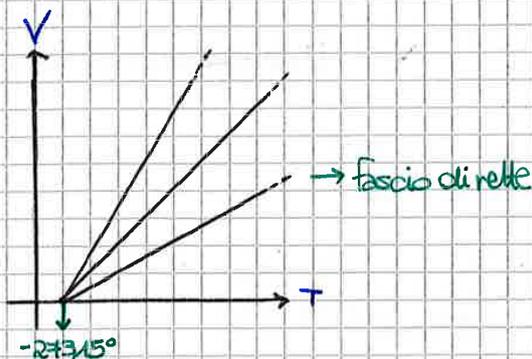
→ temperatura: K, ($^{\circ}C$)

[Legge di Charles.]

Legge delle isofoce: P, n costanti.

$$V \propto T \rightarrow \frac{V}{T} = K$$

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



Kelvin (XIX sec.): introdotta nuova scala assoluta di temperature, dove zero è temperatura a cui volume di gas perfetto è nullo (o movimento molecolare).

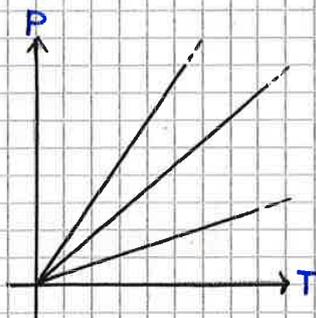
$$1 K = 273,15^\circ C$$

[Legge di Gay-Lussac.]

Legge delle isocore: V, n costanti.

$$P \propto T \rightarrow \frac{P}{T} = K$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



[Principio di Avogadro.]

→ principio ignorato e riproposto da Cannizzaro

Volume uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di T e di P, contengono stesso numero di molecole.

$$V \propto N \rightarrow \frac{V}{N} = K$$

↓
numero molecole

[Legge di Henry.]

T costante.

$$c \propto P \rightarrow \frac{c}{P} = K$$

c : concentrazione gas nel liquido
 P : pressione parziale gas
 K : costante di Henry → ≠ per ogni gas: dipende da T/solvente

Teoria cinetica dei gas.

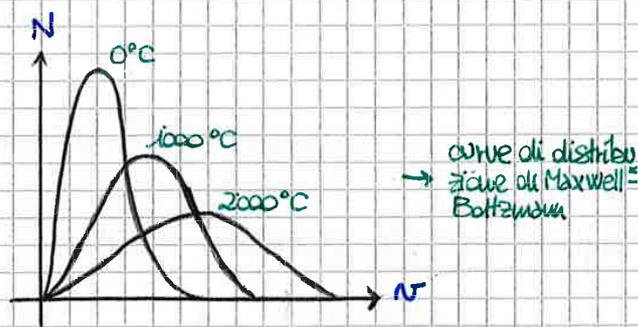
Tutti i gas, a stessa temperatura, hanno stessa energia cinetica media.

$$E_k \propto T \rightarrow \frac{E_k}{T} = \frac{3}{2} K$$

K : costante di Boltzmann

$$E_k = \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow v = \sqrt{\frac{3KT}{M}}$$

M : massa molecolare



[Legge di Graham.]

Legge dell'effusione gassosa: movimento diffusivo di gas attraverso rotture aperte (casuale / randomico).

$$\frac{N_{effusione 1}}{N_{effusione 2}} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

M : massa molecolare

Diffusione gassosa: processo di mescolamento di gas con altro gas, nel occupare spazio con P uniforme.

Disseccazione gassosa: decomposizione di gas (all'aumentare di T) in altre sostanze.

Solidi.

Ferma/ volume proprio, forte impaccamento, incompressibili, alta densità, interazioni intermolecolari forti, solo moti vibrazionali.

Tipo di legame →
→ ionici
→ metallici
→ molecolari
→ reticolari/covalenti

Ordine strutturale →
→ cristallini
→ amorfi

Solidi ionici.

Rigidi/duri, saldabili, punti fusione alti, cattivi conduttori, divisibili nettamente, legame ionico.
↳ "cristalli"

Solidi metallici.

Malleabili (divisibili in lamine)/duttili (divisibili in fili), buoni conduttori, effetto fotoelettrico, legame metallico.
↳ interagendo con radiazioni elettromagnetiche, emettono elettroni

Solidi molecolari.

Teneri, punti fusione/ebollizione bassi, cattivi conduttori, forze van der Waals.

Solidi reticolari.

Duri, punti fusione/ebollizione alti, cattivi conduttori, legame covalente.

Modelli di impacchettamento degli atomi: atomi considerati sfere rigide

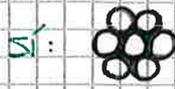
raggio: $\frac{1}{2}$ (aicol di van der Waals / covalente)

poste a contatto e sovrapposte in modo da occupare meno spazio possibile \rightarrow strutture più compatte: esagonale compatta /

\rightarrow reticolo cubico a facce centrate

\rightarrow reticolo esagonale primitivo

cubica compatta (numero coordinazione = 12) \rightarrow reticoli cubici hanno più piani di slittamento dei reticoli esagonali (più deformabili).



- Difetti \rightarrow Schottky: assenza atomi/ioni
 \rightarrow Frenkel: presenza atomi/ioni (dove non dovrebbero trovarsi)
 \rightarrow centri -F / centri di colore: atomi sostituiti da elettroni, cristallo si colora

Cristalli studiati attraverso diffrazione raggi X: legge di Bragg.

Solidi amorfi

Disposizione disordinata \rightarrow fondono in intervalli di temperatura, materiale fuso raffreddato velocemente (molecole non hanno tempo di sistemarsi ordinatamente), si fratturano in frammenti coradi.

Temperatura di transizione vetrosa (T_g): regola tra fase gommosa e fase vetrosa.
 \rightarrow elasticità
 \rightarrow fratturabilità

Leghe.

acciaio \leftarrow C \rightarrow metallo

Materiali ottenuti dall'aggiunta di un elemento a un metallo, per migliorare le proprietà; struttura omogenea / eterogenea (composita).

leghe per fusione \rightarrow soluzione solida sostituzionale disordinata: atomi/forze intermolecolari degli elementi sono simili, disposizione corade

Liquidi

No forma propria, volume proprio, forte impaccamento, (praticamente) incompressibili, media densità, interazioni intermolecolari deboli, moto reciproco, diffusione.

↳ più lenta dei gas

- Proprietà
- ↳ fluidità: scorrevolezza fra molecole
 - ↳ viscosità: forze attrattive interne
 - ↳ elasticità: deformazione plastica
 - ↳ bagnabilità: tensione interfacciale tra liquidi e solidi →
 - ↳ completo: angolo = 0°
 - ↳ oscurato: angolo = 180°
 - ↳ menisco: curva superficiale di liquidi in contenitore →
 - concavo/concavità → copillobilità
 - ↳ provetta di vetro ↳ provetta di plastica
 - ↳ forze adesive > coesive ↳ forze coesive > adesive

Tensione superficiale

↳ fluidodinamica

Tensione meccanica che si crea su superficie di separazione - interfaccia tra fluido e altro materiale / lavoro necessario per aumentare

↳ termodinamica

superficie di molecola → molecole superficiali sono attratte solo da un lato (verso l'interno).

↳ continuo riciccolo

volatilità > → T_{ebollizione} < → tensione di vapore > → ΔH <

Equazione di Clausius-Clapeyron:

$$\ln P = \left(- \frac{\Delta H_{vap}}{R} \right) \cdot \frac{1}{T} + C$$

↓ tensione vapore
↓ costante universale dei gas
↓ temperatura
↓ costante → ≠ per ogni gas

y
m
x
b

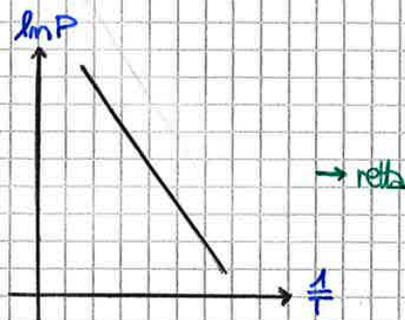
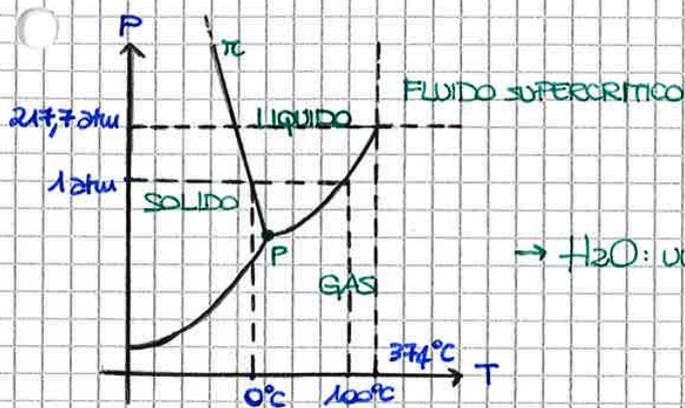


Diagramma di stato:



π: curva solido-liquido
 P: punto triplo (3 fasi in equilibrio)

→ H₂O: unica con π negativa (pendente verso sinistra)

Fluidi supercritici: densità dei liquidi, viscosità dei gas.

SOLUZIONI

Sistema disperso: miscela di più componenti → 1 componente dipendente (stesso stato fisico del sistema) + componenti dispersi.

Dispersione → ^{potenziometro particelle}
 → granulosa: $d > 100 \text{ nm}$
 → colloidale: $1 < d < 100 \text{ nm}$
 → molecolare/ionica: $d < 1 \text{ nm}$
 eterogenea
 omogenea → soluzione

Soluzioni →
 → gassose
 → liquide: solvente + soluto
 → solide: leghe

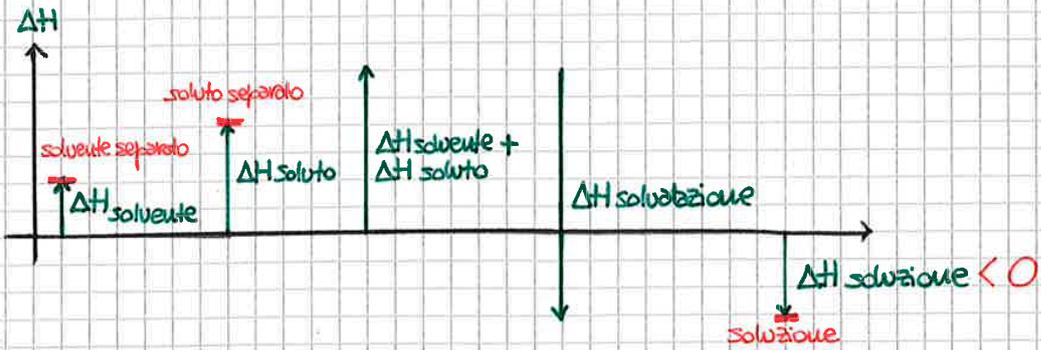
Concentrazione

Quantità soluto disciolta in data quantità di solvente.

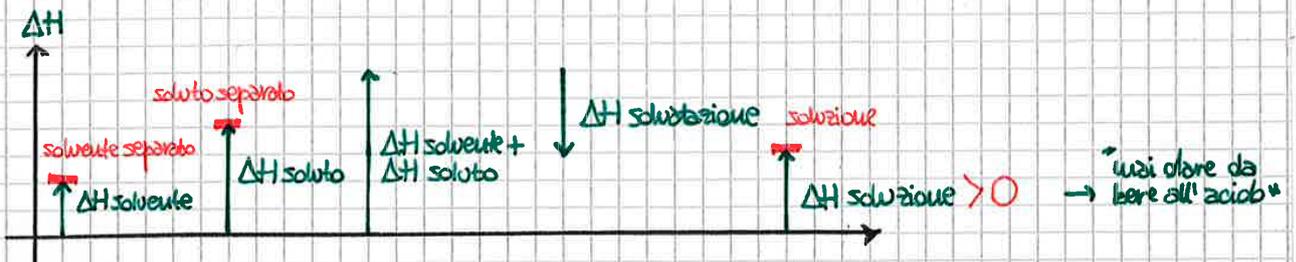
Soluzione satura: soluto non si discioglie più → **solubilità:** quantità di soluto massima che si scioglie → **soluzione sottosatura:** sistema instabile che, se perturbato, vede formazione corpo di fondo.

Unità → **fisiche** → **percentuale in peso:** $\%W = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100 = \left[\frac{g}{g} \right]$
 → **percentuale in volume:** $\%V = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \cdot 100 = \left[\frac{ml}{ml} \right]$
 → **percentuale in massa/volume:** $\%w/v = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \cdot 100 = \left[\frac{g}{ml} \right]$
 → **chimiche** → **frazione molare:** $X = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluzione}}}$
 → **molarità:** $M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} = \left[\frac{mol}{L} \right]$
 → **molalità:** $m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente}}} = \left[\frac{mol}{kg} \right]$
 → **normalità:** $N = \frac{N_{\text{equivalenti soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} = \left[\frac{1}{L} \right]$
 elettrochimica ←

processo dissoluzione esotermico:



processo dissoluzione endotermico:

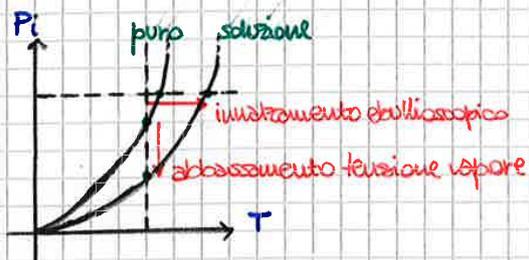


Anche processo endotermico (richiede calore/energia) può essere spontaneo, perché aumenta l'entropia: tendenza naturale al disordine.

	solidi	liquidi	gas
T >	> (quasi sempre)		< (quasi sempre)
P >	/	/	> (legge Henry)

Innalzamento ebullioscopico.

Abbassamento tensione di vapore causa aumento punto di ebollizione.



$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m = \left[\frac{^{\circ}\text{C} \cdot \text{Kg}}{\text{mol}} \right] \cdot \left[\frac{\text{mol}}{\text{Kg}} \right]$$

costante ebullioscopica \rightarrow \neq per ogni sostanza mobilità

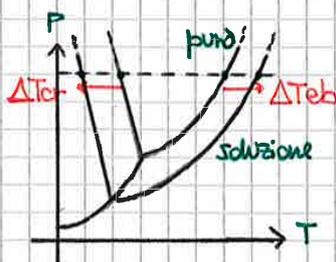
Abbassamento crioscopico.

Abbassamento punto di congelamento.

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m = \left[\frac{^{\circ}\text{C} \cdot \text{Kg}}{\text{mol}} \right] \cdot \left[\frac{\text{mol}}{\text{Kg}} \right]$$

costante crioscopica \rightarrow \neq per ogni sostanza mobilità

diagramma di stato H₂O:



Elettrolita in soluzione → **forte**: totalmente dissociato in ioni

soluzione → ioni : irreversibile

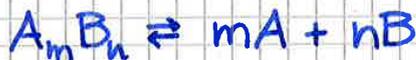
→ **debole**: parzialmente dissociato in ioni

soluzione ⇌ ioni : reversibile

Grado di dissociazione: grandezza che descrive comportamento di elettrolita debole in soluzione.

$$\alpha = \frac{n_{\text{dissociate}}}{n_{\text{iniziali}}} \rightarrow 0 \leq \alpha \leq 1$$

- 0: non elettrolita
- $0 < \alpha < 1$: elettrolita debole
- 1: elettrolita forte



$$[A_m B_n] = c$$

$$n_{A_m B_n} \text{ dopo dissociazione} = c - c\alpha$$

$$n_A = m c \alpha$$

$$n_B = n c \alpha$$

$$n_{\text{tot}} = c - c\alpha + m c \alpha + n c \alpha = c [1 - \alpha + \alpha(m+n)] =$$

$$= c [1 - \alpha + \alpha v] =$$

$$n_{\text{tot}} = c [1 + \alpha(v-1)]$$

↳ "v": somma coefficienti steo. specie prodotte

$i = 1 + \alpha(v-1)$: coefficiente di van't Hoff

Proprietà colligative non influenzate da presenza di elettrolita (libera più particelle di non elettrolita).

$$\Delta P_{\text{solvente}} = -i \cdot X_{\text{soluto}} \cdot P_{\text{solvente}}^{\circ}$$

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

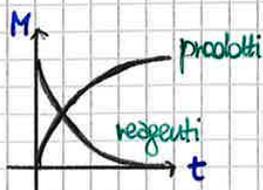
$$\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \cdot m \cdot i$$

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

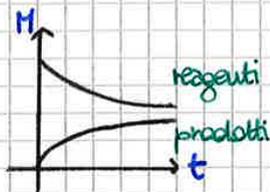
Im equilibri eterogenei, non si considerano concentrazioni / pressioni parziali dei solidi e dei liquidi.
costanti, perché densità costanti!

① interpretazione qualitativa:

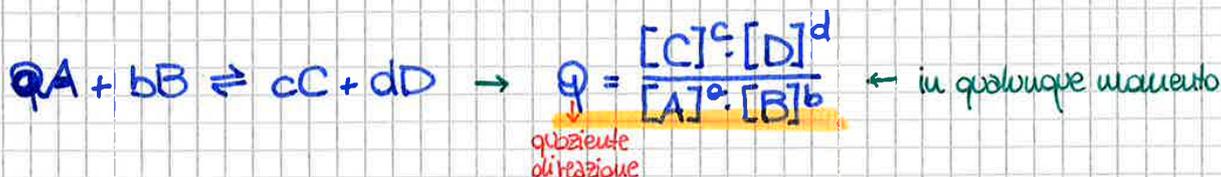
> $K \gg 1$: reazione spostata a destra (più prodotti che reagenti)



> $K \ll 1$: reazione spostata a sinistra (più reagenti che prodotti)



② previsione di direzione reazione:

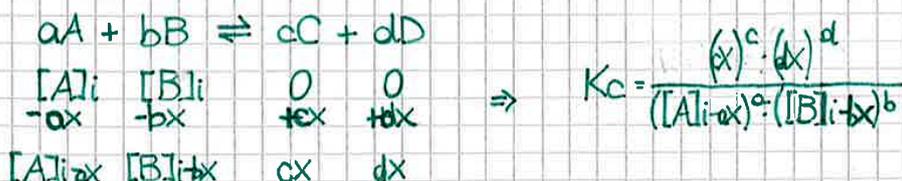


> $Q < K$: reazione procede verso destra

> $Q = K$: reazione all'equilibrio

> $Q > K$: reazione procede verso sinistra

③ calcolo concentrazioni all'equilibrio: tabella concentrazioni iniziali - variazione di concentrazione (x) - concentrazioni all'equilibrio



Acidi e basi:

Definizione:

Acidi: sapere acido-aceto, H^+ in H_2O , tornosale rosso.

Basi: sapere amaro, OH^- in H_2O , tornosale blu.

> Boyle (XVII sec.) → acidi: sostanze che combinate colacome di alcune sostanze vegetali

> Lavoisier (XVIII sec.) → acidi: contengono tutti l'ossigeno

> Arrhenius (XIX sec.) → acidi: liberano H^+ in H_2O
 → basi: liberano OH^- in H_2O

Limiti teorici Arrhenius: adatte solo a soluzioni acquose (solvente in grado di accettare H^+/OH^-).

↳ ↳ sulcolaus definizione da soluzioni acquose Brønsted/Lowry (1920) → acidi: sostanze capaci di donare H^+ molto reattivo ←
 → basi: sostanze capaci di accettare H^+

Acidi sono **monoprotici** (donano solo 1 protone) / **poliprotici** (donano più protoni).

↳ "di-" / "tri-" / ...

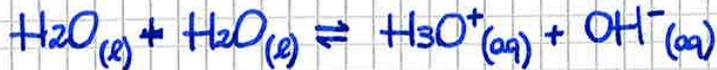
Leppie acido-base:



↳ acido forte : base coniugata debole
 ↳ acido debole : base coniugata forte

Limiti teorici Brønsted/Lowry: acidi sono solo sostanze che presentano H (legato ad atomo molto elettronegativo) / basi sono solo sostanze che presentano deppietto elettronico libero.

Kohltausch (1828): deionizza acqua con membrana a scambio ionico, ma scopre che anche acqua deionizzata conduce corrente elettrica → **equilibrio di autoionizzazione / autoprotolisi / prodotto ionico dell'acqua**: H_2O è elettrolita debolissimo, di cui si può calcolare costante d'equilibrio.



$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \cdot 1 \cdot 10^{-7} = 1 \cdot 10^{-14} M^2 \quad (25^\circ C)$$

costante di ionizzazione dell'acqua

= : neutra
> : acida
< : basica

Per esprimere la concentrazione di H_3O^+ / OH^- , si introducono due scale:

$$\left[\begin{array}{l} pH = -\log_{10} [H_3O^+] \\ pOH = -\log_{10} [OH^-] \end{array} \right. \Rightarrow pH + pOH = 14$$

	pH	$[H_3O^+]$	pOH	$[OH^-]$	
basico	14	10^{-14}	0	1	→ "effetto livellante" di H_2O
neutro	7	10^{-7}	7	10^{-7}	
acido	0	1	14	10^{-14}	

pH si può misurare con tornasole o con piaccometro.

↳ metodo naturale (Nichemi Rodella → colorante)

↳ metodo elettrochimico (potenziale di riduzione)

> dipendenza da T → reazione autoionizzante H_2O è endotermica, per cui aumento T provoca spostamento equilibrio a destra → pH diminuirà

> acidi/basi deboli → la concentrazione di H_3O^+ / OH^- si ottiene da legge di equilibrio (K_a o K_b)

Equilibri di solubilità

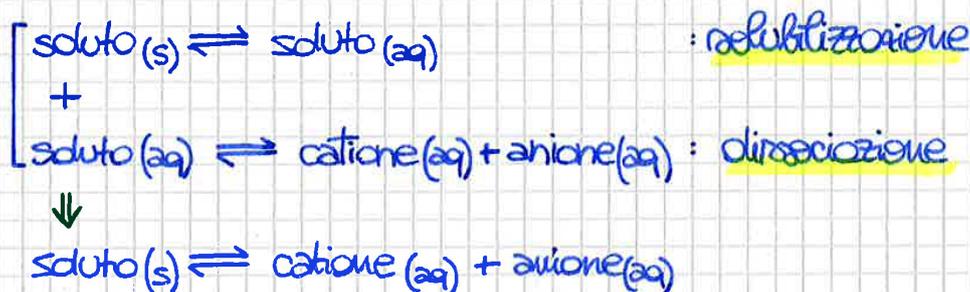
Solubilità: massima quantità (concentrazione) di sostanza che si può dissolvere nell'unità di volume di soluzione. →

soluzione satura: soluzione in cui è stata sciolta la massima quantità di soluto possibile → **precipitato/corpo di fondo**: soluto che si deposita sul fondo del recipiente dopo che soluzione è giunta a saturazione → **equilibrio eterogeneo**: equilibrio dinamico tra precipitato e soluzione satura.

Precipitato → non elettrolita: no dissociazione ionica, equilibrio



→ elettrolita: dissociazione ionica, equilibrio



Elettroliti sono più solubili (equilibrio a destra) e meno solubili (equilibrio a sinistra) → equilibri di solubilità si studiano per **soluzioni ideali** (solubilità bassa): sostanze poco solubili / insolubili.

$0.1 \text{ g/L} \dots 10 \text{ g/L} \leftarrow$ $\hookrightarrow < 0.1 \text{ g/L}$



$$K_{ps} = [\text{ione}]^b \cdot [\text{ione}]^c \quad \leftarrow \text{all'equilibrio}$$

prodotto di solubilità

$$Q_{ps} = [\text{ione}]^b \cdot [\text{ione}]^c \quad \leftarrow \text{in qualunque momento}$$

prodotto ionico

TERMOCHIMICA

- Sistema** ^{più esistente}
- **isolato**: non scambia energia / materia con ambiente → raggiunge sempre l'equilibrio
 - **chiuso**: scambia energia / non scambia materia con ambiente → raggiunge equilibrio quando finisce flusso energia
 - **aperto**: scambia energia / materia con ambiente → non raggiunge mai l'equilibrio

Sistemi termodinamici descritti attraverso coppia di **coordinate termodinamiche** (X, Y) → sistema in equilibrio: X e Y non variano finché non cambiano condizioni esterne → esistenza equilibrio dipende da pareti

- **adiabatiche**: impedisce scambio calore tra 2 facce
- **conduttivi**: permette scambio calore tra 2 facce

circondano sistema ←

Equilibrio termico: stato caratterizzato da particelle $X-Y$ che a θ più sistemi raggiungono quando interagiscono attraverso parete conduttrice.

- Grandezze**
- **intensive**: non dipendono da quantità di materia di sistema → T, P
 - **estensive**: dipendono da quantità di materia di sistema → V, H, S

Zeroth principio della Termodinamica: se 2 sistemi A e B sono in equilibrio tra loro e un 3° sistema C è in equilibrio termico con A , allora anche B e C sono in equilibrio termico tra loro.
 → A, B e C si trovano in stato termico equivalente rispetto a **temperatura**: concetto che esprime "scala di ordinamento" basata su direzione flusso di calore.

> P, T costanti (gas perfetto) → $P\Delta V = \Delta n \cdot R \cdot T$

↓
8,314 J mol⁻¹ K

$\Delta U = \Delta H - P\Delta V = \Delta H - \Delta n \cdot RT$

$\Delta U = U_{fin} - U_{in} = Q - P\Delta V$

- $U_{fin} < U_{in} = \Delta U < 0$: reazione esotermica
 → $P\Delta V > 0$: lavoro compiuto da sistema (espansione) → emissione energia
- $U_{fin} > U_{in} = \Delta U > 0$: reazione endotermica
 → $P\Delta V < 0$: lavoro subito da sistema (compressione) → assorbimento energia

↳ calore di reazione

Entalpia (H): funzione di stato, la cui variazione (ΔH) corrisponde al calore liberato/assorbito da reazione (a P costante).

$\Delta H = H_{fin} - H_{in}$ → $\begin{cases} \Delta H < 0 : \text{reazione esotermica} \\ \Delta H > 0 : \text{reazione endotermica} \end{cases}$

ΔH dipende da

- quantità reattive reagenti: se ho n moli, ΔH va moltiplicata per n
 ↳ esempio: bruciare 1g di carbone = bruciare 1kg di carbone
- stato fisico di reagenti/prodotti: ΔH di reazione allo stato liquido è diverso da ΔH di stessa reazione allo stato solido/gassoso

$$1 \text{ [H}_2\text{O(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)}]$$

$$2 \text{ [H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)}]$$

$$\downarrow$$

$$\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(g)} : \Delta H = \Delta H_2 - \Delta H_1$$
vaporiz.

ΔH standard come tabulate → condizioni standard: 25°C, 1 atm.

$$\Delta H_{\text{reaz.}}^{\circ} = \sum n_{\text{prodotti}} \Delta H_f^{\circ}(\text{prodotti}) - \sum n_{\text{reagenti}} \Delta H_f^{\circ}(\text{reagenti})$$

variazione entalpia standard coeff. stechiom. calore formazione standard prodotti reagenti coeff. stechiom. calore formazione standard reagenti

Legge di Hess: ΔH di reazione di un processo è uguale alla somma dei ΔH di reazione delle reazioni parziali (stadi) in cui processo può essere scomposto → reazioni parziali possono dover essere moltiplicate per fattore / invertite.

↳ ΔH viene moltiplicato per stesso fattore ↳ ΔH viene invertito di segno

ΔG di formazione standard non tabulate \rightarrow condizioni standard:
 25° , 1 atm.

$$\Delta G_{\text{reaz}}^\circ = \sum_{\text{prodotti}} n_{\text{prodotti}} \Delta G_f^\circ(\text{prodotti}) - \sum_{\text{reagenti}} n_{\text{reagenti}} \Delta G_f^\circ(\text{reagenti})$$

$$0A + bB \rightleftharpoons cC + dD \xrightarrow{\text{all'equilibrio}} \Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K = 0 \rightarrow \Delta G^\circ = -RT \ln K$$

temperature

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$