

CHIMICA VILLA**L'ATOMO E TEORIA QUANTOMECCANICA****Atomo di Thomson**

Detto anche modello atomico a panettone, in questo modello, l'atomo è costituito da una distribuzione di carica positiva diffusa all'interno della quale sono inserite le cariche negative. Nel complesso l'atomo è elettricamente neutro. Secondo questo modello l'atomo dunque sarebbe sostanzialmente pieno.

Atomo di Rutherford

Gli atomi sono formati da nuclei piccolissimi molto densi e a carica positiva, circondati da nuvole elettroniche poste a distanza relativamente grande dai nuclei; queste osservazioni erano frutto di una serie di esperimenti. L'esperimento consistette nel lanciare contro una finissima lamina d'oro un fascio di particelle con carica positiva emesse da una fonte radioattiva. Rutherford si aspettava delle piccole deviazioni date dalla repulsione delle cariche positive ma invece alcune particelle tornarono indietro perché respinte dalla lamina. Questo rivelò che al centro dell'atomo si trovava un nucleo piccolo ma massiccio. Secondo Rutherford l'elettrone riusciva ad essere in equilibrio perché la forza centrifuga e l'attrazione elettrostatica si eguagliavano ma allo stesso tempo secondo l'elettrodinamica una carica accelerata il radio energia sottoforma di onde elettromagnetiche a spese della propria energia cinetica; l'elettrone dovrebbe quindi cedere dopo circa 10^{-8} s.

A questo si aggiunge il fatto che un nucleo costituito da cariche positive ravvicinate che si respingono dovrebbe esplodere.

La visione quantomeccanica spiega perché questo non accade.

La natura della luce

Con lo sviluppo della meccanica quantistica si scoprì che la luce ha proprietà simili a quelle degli elettroni, in particolare la duplice natura di particelle e onda.

La luce viaggia nello spazio come una radiazione elettromagnetica: un'onda composta da campo elettrico (particella carica sottoposta a forza) e magnetico (particella magnetica sottoposta a forza) sinusoidali e perpendicolari tra loro.

I due parametri che caratterizzano la luce come onda:

Lunghezza d'onda: distanza tra 2 massimi/minimi

Ampiezza: altezza di un massimo

La velocità alla quale si muove un'onda è data dal prodotto della lunghezza d'onda per la sua frequenza.

$$v = \lambda \nu$$

Lo spettro elettromagnetico

La radio mi infrange violentemente x gamma

Onde radio Microonde Infrarossi Ultravioletti Raggi x Raggi gamma

Da sx verso dx la frequenza aumenta e anche l'energia mentre si abbassa la lunghezza d'onda.

Interferenza e diffrazione

Le onde interagiscono tra di loro attraverso un modo detto interferenza.

Interferenza costruttiva: onde in fase

Interferenza distruttiva: onde fuori fase

Quando un'onda incontra un ostacolo il fronte d'onda si incurva attorno ad essa, ma solo se l'apertura ha delle dimensioni comparabili alla sua lunghezza d'onda.

Effetto fotoelettrico

Si sa che molti metalli emettono elettroni quando colpiti dalla luce.

Secondo la fisica classica l'emissione di elettroni era influenzata dall'intensità: maggiore era l'intensità maggiore la velocità, al contrario minore era l'intensità maggiore era il tempo di emissione dell'elettrone (dovuto al tempo necessario per trasferire l'energia).

Si notò però che una luce ad alta frequenza ma con bassa intensità emetteva elettroni senza però il ritardo che ci si aspettava. Questo si spiegava con l'interpretazione dei fotoni di Einstein. Ogni fotone di luce possiede una particolare quantità di energia detto quanto che dipende dalla sua frequenza. L'emissione degli elettroni infatti avviene solo se si raggiunge la frequenza soglia (specifica per ogni metallo). $E = h\nu = hc/\lambda$
 h =costante di Planck. L'emissione avviene quindi se si raggiunge l'energia necessaria per rompere i legami degli elettroni. L'eccesso di energia viene trasferito all'elettrone sotto forma di energia cinetica.

Natura ondulatoria elettrone

Se l'elettrone si comportasse semplicemente come una particella, un fascio di elettroni attraverso due fenditure dovrebbe dare come risultato due zone luminose in corrispondenza delle fenditure e poi solo zone d'ombra. Se si osservano invece i risultati sperimentali si può notare una figura di interferenza che presenta il picco di intensità in corrispondenza del centro delle due fenditure.

De Broglie postulò quindi che come la luce può comportarsi sia da particella che da onda, anche l'elettrone può comportarsi sia come particella che come onda.

Principio di indeterminazione

Se sforzarsi il sistema per capire la traiettoria degli elettroni, sullo sfondo non avrei +1 fenomeno di interferenza ma semplicemente due zone luminose come ci si aspetterebbe dal comportamento di una particella. Questo descrive quello che è il principio di indeterminazione di Eisenberg secondo cui è impossibile determinare simultaneamente con precisione la quantità di moto e la posizione di un elettrone o di una particella piccolissima. Questo implica che non posso descrivere con esattezza la traiettoria due elettroni intorno al nucleo ben si posso stimare la probabilità di trovare l'elettrone all'interno di una particolare regione dello spazio.

Numeri quantici

Il volume attorno al nucleo che racchiude un'altra probabilità (>90%) di trovare l'elettrone è detto orbitale atomico. Esistono diversi tipi di orbitali atomici definiti dei valori assunti nei numeri quantici.

- numero quantico principale n : determina energia dell'elettrone che occupa e la dimensione degli orbitali, valori compresi tra 1 e 7
- numero quantico secondario l : indica la forma del orbitale, valori compresi tra 0 e $n-1$
- numero quantico magnetico m_l : indica l'orientazione spaziale, valori compresi tra $-l$ e $+l$
- numero quantico di spin m_s : indica la direzione dell'elettrone, valori $+1/2$ e $-1/2$

Principio di Aufbau: le configurazioni elettroniche sono costruite riempiendo prima gli orbitali ad energia più bassa, questo permette di ottenere le configurazioni elettroniche nello stato fondamentale.

Regola di Hund: gli elettroni occupano tutti gli orbitali di un certo sottolivello prima di accoppiarsi. Questi elettroni spaiati hanno spin paralleli.

Principio di Pauli: in un atomo due elettroni non possono avere la stessa serie di numeri quantici, pertanto in uno stesso orbitale atomico posso usare solo due elettroni con spin opposti

Forma degli orbitali

S-> forma sferica, ne esiste solo uno

P->forma bilobata, ne esistono 3

D->forma tetralobata, ne esistono 5

F->forma polilobata, ne esistono 7

Es: $2P_{x,y,z}$ -> il 2 indica la dimensione, p indica la forma bilobata

TAVOLA PERIODICA E LE SUE PROPRIETÀ

Tavola periodica

La posizione che un elemento occupa nella tabella periodica è un riflesso della sua configurazione elettronica.

Nella tavola si possono distinguere 7 righe note come periodi e 18 colonne note con gruppi.

-gli elementi appartenenti allo stesso livello energetico principale sono elencati nello stesso periodo

-gli elementi aventi la stessa configurazione elettronica nel livello energetico principale più esterno sono elencati nello stesso gruppo

Elettroni di valenza: gli elettroni che occupano lo strato più esterno, quello dopo la configurazione del gas nobile che lo precede.

Raggio atomico

-Il raggio di van der Waals o raggio atomico di non legame, indica il raggio di un atomo quando non legato ad un altro atomo

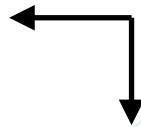
-Il raggio di atomico covalente o raggio atomico di legame indica:

per i non metalli: metà della distanza tra i nuclei di due atomi legati insieme

per i metalli: metà della distanza tra i nuclei di due atomi adiacenti in un cristallo del metallo

*spostandosi verso il basso il numero quantico principale aumenta e quindi gli elettroni di valenza occupano orbitali più grandi che danno origine ad atomi più grandi

*spostandosi verso sinistra il numero atomico diminuisce e quindi anche la forza di attrazione verso gli elettroni



Energia di ionizzazione

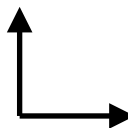
Energia necessaria a rimuovere un e da un atomo o dallo ione nello stato gassoso, è sempre positiva in quanto la rimozione di un e- richiede energia.

Ha un andamento opposto al raggio perché all'aumentare del raggio la distanza dal nucleo aumenta e quindi è richiesta meno energia.

*aumenta spostandosi verso l'alto

*aumenta spostandosi verso destra

!!eccezione: berillio più alto del boro, azoto più alto dell'ossigeno



Elettronegativà

La tendenza di un atomo ad attrarre a sé elettroni quando formano legami con altri atomi

*aumenta spostandosi verso l'alto

*aumenta spostandosi verso destra

LEGAMI

Legame ionico

Si forma tra un metallo con un'energia di ionizzazione bassa e un non metallo con un'alta affinità elettronica. Un elettrone del metallo viene donato al non metallo e si forma un catione e un anione.

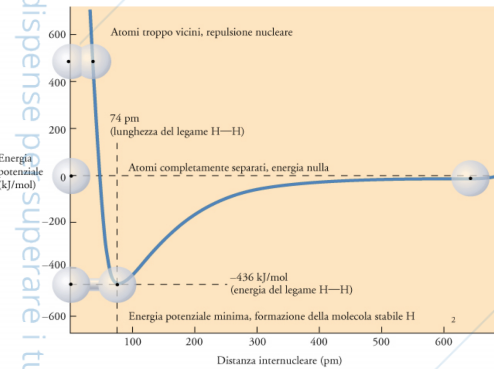
Legame covalente e la sua energia potenziale

Si forma tra due non metalli, gli elettroni sono attratti da entrambi i nuclei quindi vengono condivisi. I due atomi risultano legati perché i due nuclei attraggono simultaneamente gli elettroni condivisi. Nella formazione di uno o più legami covalenti ognuno degli atomi raggiunge la configurazione elettronica di un gas nobile.

L'energia potenziale è nulla quando gli atomi sono ben separati cioè all'estrema destra del diagramma, e si abbassa progressivamente quando gli atomi sono avvicinati.

Questo abbassamento corrisponde alla formazione del legame.

Diminuendo ancora la distanza inizia a farsi sentire la repulsione elettrostatica fra i due nuclei positivi e l'energia potenziale presenta un minimo (bilanciamento tra repulsione ed attrazione).



Legame covalente polare

Il legame covalente polare si instaura tra atomi diversi che hanno un'elettronegatività superiore a 0,9 e che quindi gli elettroni condivisi hanno una maggiore possibilità di trovarsi in prossimità di un dato o piuttosto che di un altro. Se il legame si stabilisce tra atomi uguali o con una differenza di elettronegatività minore di 0,9.

Forme di lewis

Numeri di elettroni condivisi = (8 x atomi diversi + 2 x atomi H) - elettroni di valenza

$$S = N - A \quad \text{CO}_2 \rightarrow \text{elettroni condivisi} = (8 \times 3) - [4 + (6 \times 2)] = 24 - 16 = 8$$

Carica formale (FC) = numero gruppo - [(numero di legami) + (numero elettroni non condivisi)]



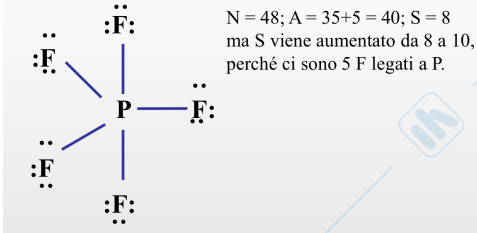
Eccezioni

-molecole con un numero dispari di elettroni di valenza, sono note come radicali



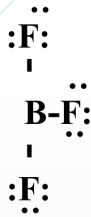
-atomi con più di 8 elettroni di valenza: comuni per elementi del terzo periodo (zolfo e fosforo)

Es: $\text{SF}_6 = 10$ elettroni



-atomi con meno di 8 elettroni di valenza: comuni per elementi del secondo e terzo gruppo

Es: BF_3 B=6



$N = 6 + 24 = 30$
 $A = 3 + 21 = 24$
 $S = 6$

Teoria VSPER (Valence Shell Electron Pair Repulsion)

Le coppie di elettroni di valenza che circondano l'atomo centrale si respingono tra loro, quindi gli orbitali che contengono tali coppie elettroniche si dispongono alla massima distanza possibile l'uno dall'altro.

La geometria dei composti con un atomo centrale dipende perciò da:

- numero di atomi periferici legati all'atomo centrale
- numero di coppie dell'atomo centrale non condivise in legami

Si parla di geometria delle coppie elettroniche riferendosi alla disposizione intorno all'atomo centrale di tutte le coppie elettroniche, condivise e non.

La geometria molecolare, invece, esclude le coppie non condivise e descrive solo la disposizione degli atomi attorno all'atomo centrale.

AX2-> lineare; 180°

AX3-> planari triangolari; 120°

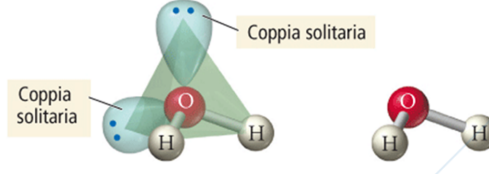
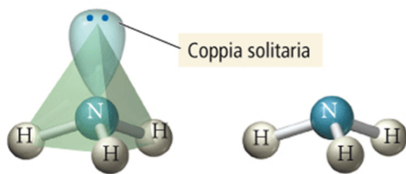
AX4->tetraedri; 109,5° eccezione: CH3F, CH2F2 sempre tetanica ma polare

AX5-> bipiramide trigonale; 180° legami assiali e 120° legami equatoriali

AX6->ottaedrica; 180° legami assiali e 90° legami equatoriali

NH3

H2O



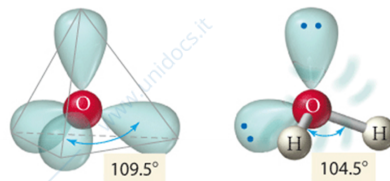
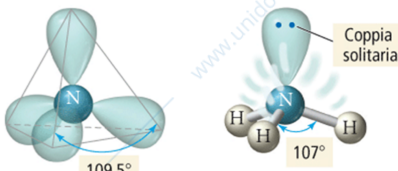
Geometria elettronica: tetraedrica

Geometria molecolare: trigonale piramidale

Geometria elettronica: tetraedrica

Geometria molecolare: angolare

La coppia di ele repulsione mag



Geometria ideale tetraedrica

Geometria molecolare reale

Geometria ideale tetraedrica

Geometria molecolare reale

Teoria dei legami di valenza

Il legame covalente si forma in seguito alla sovrapposizione di due orbitali atomici, uno per ciascun atomo, i due orbitali che si sovrappongono per formare un orbitale di legame possono nella maggioranza dei casi essere considerati semioccupati (un elettrone ciascuno). L'orbitale di legame che si viene a formare contiene due elettroni con spin antiparallelo.

Gli orbitali ibridi minimizzano l'energia di una molecola massimizzando la sovrapposizione degli orbitali di legame.

SP³-> 4 legami sigma

SP²-> un legame sigma e uno pi greco

SP-> un legame sigma e due pi greco

REAZIONI CHIMICHE

Prima legge della termodinamica

L'energia non si crea e non si distrugge, è costante

Energia interna

L'energia interna di un sistema è la somma dell'energia cinetica e potenziale di tutte le particelle che compongono il sistema. $\Delta E = E_{\text{prodotti}} - E_{\text{reagenti}}$

L'energia persa dal sistema viene assorbita dall'ambiente e viceversa-> un sistema scambia energia attraverso il calore e il lavoro

$$\Delta E = \text{calore trasferito (q)} + \text{lavoro svolto (w)}$$

Convenzioni sui segni di q, w e ΔE		
q	+ il sistema guadagna energia termica	- il sistema perde energia termica
w	+ lavoro fatto sul sistema	- lavoro fatto dal sistema
ΔE	+l'energia fluisce dall'ambiente al sistema	-l'energia fluisce dal sistema all'ambiente

Il calore scambiato da un sistema è direttamente proporzionale al aumento della temperatura.

$$q = C \times \Delta T$$



capacità termica = calore specifico x massa

Lavoro di espansione

w dovrebbe essere negativo perché è svolto dal sistema sull'ambiente

$$w = -P_{\text{ext}} \times \Delta V \text{ (atm} \times \text{L)}$$

quando il volume del cilindro aumenta, si verifica una spinta contro una forza interna: la pressione

Calorimetro a bomba

Misura la variazione di energia per le reazioni di combustione.

$$\Delta E = q_{\text{reaz}}$$

Entalpia

Lenta al p.a. energia totale espressa come somma della sua energia cinetica delle sue energie potenziale a pressione costante.

Se una reazione avviene in un contenitore aperto, in condizioni di pressione costante, il calore è rappresentato dall'entalpia. $\Delta H = \Delta E + P\Delta V$ -> $\Delta H = q_p$

Se ΔH positivo allora il sistema assorbe calore all'ambiente -> reazione endotermica
 Se ΔH negativo allora il sistema cede calore all'ambiente -> reazione esotermica

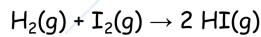
Legge di Hess

- Se un'equazione chimica viene moltiplicata per un fattore, anche la sua entalpia deve essere moltiplicata per tale fattore.
- Se la direzione di un'equazione chimica invertita l'entalpia cambia segno.

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

Cinetica chimica

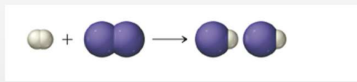
La velocità di una reazione chimica è misurata come variazione della quantità del reagente o del prodotto diviso l'intervallo di tempo.



Rispetto ai reagenti, velocità = $-\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = -\frac{[\text{H}_2]_{t_2} - [\text{H}_2]_{t_1}}{t_2 - t_1}$

In alternativa, velocità = $-\frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t} = -\frac{[\text{I}_2]_{t_2} - [\text{I}_2]_{t_1}}{t_2 - t_1}$

Rispetto al prodotto, velocità = $+\frac{\Delta[\text{HI}]}{\Delta t} = +\frac{1}{2} \frac{[\text{HI}]_{t_2} - [\text{HI}]_{t_1}}{t_2 - t_1}$



La concentrazione di HI cresce a velocità doppia rispetto alla diminuzione di concentrazione di H₂ e I₂. Dato che la velocità deve essere uguale per reagenti e prodotti si moltiplica per 1/2 la variazione di conc. di HI

Effetto della concentrazione sulla velocità di reazione

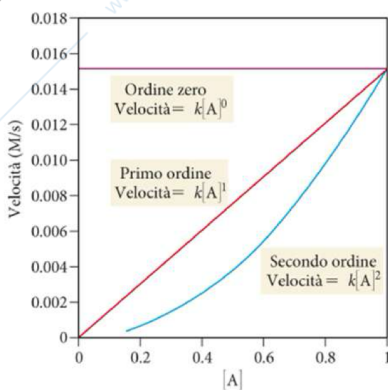
Velocità = $k[A]^n$ k = costante di velocità n = ordine di reazione

$n=0$ -> ordine zero, la velocità non dipende dal reagente A

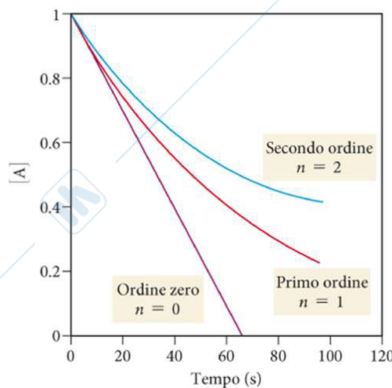
$n=1$ -> primo ordine, la velocità è direttamente proporzionale al reagente A

$n=2$ -> secondo ordine, la velocità è proporzionale al quadrato del reagente A

Velocità in funzione della concentrazione del reagente



Concentrazione del reagente in funzione del tempo



Effetto della temperatura sulla velocità di reazione

Fattore esponenziale

A = fattore di frequenza

E_a = energia di attivazione

<- equazione di Arrhenius

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

- *Il fattore di frequenza rappresenta il numero di volte che i reagenti si sono avvicinati alla barriera di attivazione nell'unità di tempo.
- *L'energia di attivazione è una barriera che deve essere superata affinché i reagenti diventino prodotti-> maggiore è l'energia di attivazione minore sarà la velocità di reazione
- *Il fattore esponenziale è un numero compreso tra 0 e 1 e rappresenta la frazione di molecole che possiedono l'energia sufficiente per superare la barriera di attivazione

Modello collisioni

Nel modello delle collisioni il fattore di frequenza è sostituito dal fattore di orientazione (p) e dal fattore di collisione (z). Perché la reazione avvenga devo avere un numero sufficiente di collisioni con un'orientazione corretta.

Catalisi

Il catalizzatore è una sostanza che aumenta la velocità di reazione senza venire consumato durante la reazione stessa.

Catalisi omogenea: stessa fase

Catalisi eterogenea: fase diversa

I catalizzatori biologici sono delle molecole proteiche con una struttura tridimensionale in cui è presente il sito attivo

Equilibrio

K_{eq} è la costante di equilibrio che non varia a temperatura costante. Secondo il principio di Le Chatelier se una perturbazione viene imposta ad un sistema in equilibrio, l'equilibrio si sposta nel verso che consente una parziale riduzione della perturbazione.

Effetto della concentrazione

- se aumento da un lato la reazione si sposta nel lato opposto
- se diminuisco da un lato la reazione si sposta dallo stesso lato

Aumento [A] o [B] → $Q < K_{eq}$ → reazione verso dx
 Aumento [C] o [D] → $Q > K_{eq}$ → reazione verso sin
 Diminuzione [A] o [B] → $Q > K_{eq}$ → reazione verso sin
 Diminuzione [C] o [D] → $Q < K_{eq}$ → reazione verso dx

Effetto del volume e della pressione

Con n, R, T costanti **Se V diminuisce → n/V e P aumentano**
Se V aumenta → n/V e P diminuiscono

↘ n/V = concentrazione

Effetto della temperatura

- *aumento T in una reazione esotermica-> la reazione inversa è favorita
- *aumento T in una reazione endotermica-> la reazione diretta è favorita

Seconda legge della termodinamica

Un sistema chimico evolve cercando di arrivare ad un valore minimo di entalpia ma allo stesso tempo una reazione spontanea avviene sempre con un aumento dell'entropia (S). L'energia libera (G) tiene conto della variazione di entalpia e dell'entropia.

$$\Delta G = \Delta H_{sist} - T\Delta S_{sist}$$

$\Delta G < 0$	processo spontaneo nel verso considerato
$\Delta G > 0$	processo impossibile (spontaneo nel verso opposto)
$\Delta G = 0$	processo all'equilibrio

ΔH	ΔS	Bassa T	Alta T
<0	>0	$\Delta G < 0$	$\Delta G < 0$
>0	<0	$\Delta G > 0$	$\Delta G > 0$
<0	<0	$\Delta G < 0$	$\Delta G > 0$
>0	>0	$\Delta G > 0$	$\Delta G < 0$

Elettrochimica

Celle elettrochimiche

-Una cella voltaica è una cella elettrochimica che produce corrente da una reazione chimica spontanea

-Una cella elettrochimica è una cella che consuma corrente per far avere una reazione non spontanea

F.e.m. = E° catodo - E° anodo

CHIMICA MOLLECA

MATERIA E MISURA

Materia

La materia è tutto ciò che occupa uno spazioso modo quantificabile. Lo spazio è l'insieme degli elementi che soddisfano un certo numero di leggi validi.

Proprietà estensiva: dipende dalla quantità di materia -> massa, volume, lunghezza

Proprietà intensiva: non dipende dalla quantità di materia -> densità, calore, temperatura

Valenza

Il termine valenza usato per indicare la carica di uno ione o il numero di elettroni impegnati per formare legami mentre il termine "numero di ossidazione" lo si utilizza per specificare il segno della carica dello ione o dell'atomo che assumerebbe se si assegnassero al più elettronegativo degli atomi interessati tutti gli elettroni che formano il legame.

Avogadro

La costante di Avogadro è il numero di particelle (atomi, molecole ioni) contenuta in un amore. Tale costante è pari a circa $6,02214129 \times 10^{23}$.

Il numero di Avogadro, che ha medesimo valore numerico della costante di Avogadro, è invece una quantità adimensionale ed è definito come il numero di atomi di carbonio ^{12}C presenti in 12 g di tale sostanza. Il numero di tali particelle è pari a circa $6,02214129 \times 10^{23}$.

Miscela

Un miscuglio (o miscela) è una combinazione di due o più sostanze in cui questi mantengono le relative identità.

Miscugli omogenei =composizione uniforme

-> omogenea se è costituita da un'unica entità uniforme fisicamente e chimicamente in cui i componenti non sono più distinguibili, è quindi composta da un'unica fase

Miscugli eterogenei =composizione non uniforme

-> dispersioni: diametro delle particelle $> 1\mu\text{m}$ (schiuma, sospensioni, nebbia fumi)

-> colloidi: $1\text{nm} < \text{diametro delle particelle} < 1\mu\text{m}$ (aerosol, gel, schiuma solida)

PH

Il PH di una soluzione è logaritmo negativo in base 10 della concentrazione degli ioni idrogeno espresse in mol/L.

$\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \underset{\text{acqua}}{\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}} + \underset{\text{ione}}{\text{OH}^-_{(aq)}}$ -> equilibrio di autoionizzazione dell'acqua

$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ M}^2$ - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

=Kw -> prodotto ionico dell'acqua

Acidi e basi

Un acido è una sostanza che aumenta la concentrazione di ioni idrogeno (H⁺) in soluzione quando disciolte in acqua

GAS

Caratteristiche

- I gas sono fluidi comprimibili, le loro molecole sono ben separate.
- Assumono volume e forma del recipiente che li contiene
- Sono sempre miscibili
- Caratterizzati da una densità bassa
- Forze intramolecolari deboli

Gas ideali

- I gas reali si comportano come gas ideali a basse pressioni e ad alte temperature
- L'energia cinetica di due gas ideali è proporzionale alla temperatura quindi due gas alla stessa T avranno la stessa energia cinetica $E_{Kin} = \frac{1}{2} mv^2$

Legge di Boyle-Mariotte->isoterma

A temperatura costante la pressione è inversamente proporzionale al volume

Legge di Charles->isobaro

A pressione costante la temperatura è direttamente proporzionale al volume

Legge di Gay-Lussac-> isocora

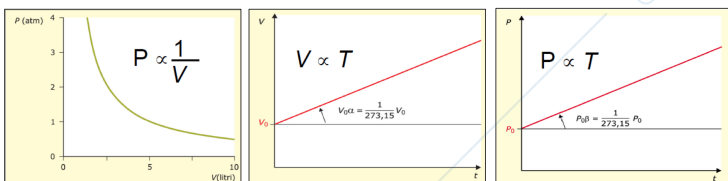
A volume costante la pressione è direttamente proporzionale alla temperatura.

Legge di Avogadro

Conseguenza della legge di Charles-> a temperatura e pressione costante il volume di un gas è direttamente proporzionale al numero di moli di un gas. A 0 °C e 1atm il volume occupato da una mole di gas è 22,414 litri

Equazione di stato dei gas ideali

$$PV=nRT$$



$$\underbrace{\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right)}_{\text{measured (real)}} \times \underbrace{\left(V - nb \right)}_{\text{correct for attractive forces}} = nRT$$

$\underbrace{\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right)}_{\text{correct for attractive forces}} \times \underbrace{\left(V - nb \right)}_{\text{container (real)}} = nRT$

$\underbrace{\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right)}_{\text{correct for attractive forces}} \times \underbrace{\left(V - nb \right)}_{\text{correct for V of particles}} = nRT$

$P_{IDEAL} \times V_{IDEAL} = nRT$

-Il volume delle molecole non è nullo. Quindi, il volume del recipiente in cui le molecole sono libere di muoversi è inferiore perché una parte dello spazio è occupato dal volume delle molecole.

-L'interazione tra le molecole non è nulla. Le interazioni intermolecolari generano una di pressione interna. Rispetto ai gas ideali la pressione di un gas reale sulle pareti del recipiente è ridotta dalla forza di attrazione tra le molecole del gas.

Pressioni parziali equilibrio

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n}$$

SOLIDI

Caratteristiche

-I solidi sono incompressibili

-le loro molecole o ioni sono a stretto contatto e non possono muoversi

*Solido cristallino=possiede un ordine rigido; gli atomi, le molecole o ioni occupano posizioni specifiche e prevedibili ->cella unitaria= È l'unità strutturale ripetitiva di base di un solido cristallino

*Solido amorfo= non ha una ben definita disposizione

LIQUIDI

Caratteristiche

-I liquidi sono fluidi relativamente incompressibili

-Le loro molecole sono molto impacchettate

Passaggi di stato

Fusione: solido -> liquido

Sublimazione: solido -> gas

Evaporazione: liquido -> gas

Congelamento: liquido -> solido

Condensazione: gas -> liquido

Deposizione: gas -> solido

Temperatura e pressione critica

-La temperatura critica è la temperatura sopra la quale esiste il gas, che si distingue dal vapore perché non può essere liquefatto per semplice compressione.

-La pressione critica è la pressione minima che deve essere applicata per liquefare una sostanza alla temperatura critica.

Precipitazione

Se $Q_c > K_c$ la reazione procede verso **sinistra**

Se $Q_c < K_c$ la reazione procede verso **destra**

Se $Q_c = K_c$ la reazione è all'**equilibrio**