

DOMANDE FATTE A ESAME CHIMICA

LEGGE DI LAVOISIER: Detta anche legge della conservazione della massa, deduce che la somma della massa dei prodotti è uguale alla somma della massa dei reagenti; l'energia non si crea e non si distrugge, ma si trasforma.

STRUTTURA DELL'ATOMO: Un atomo, secondo Dalton è una piccola particella elementare; in realtà sono piccole particelle che interagiscono tra di loro per creare spazio vuoto. Essi sono formati da:

- Nucleo, positivo, composto da neutroni, con carica neutra, e protoni, con carica positiva;
- Neutroni, carica negativa.

I modelli atomici principali sono 3:

- Modello di Thomson: modello a panettone, raggio atomico di 10^{-9} m, forma sferica, nucleo con carica positiva ed elettroni immersi con carica negativa per controbilanciare la carica, atomo neutro;
- Modello di Rutherford: struttura sferica, raggio atomico di 10^{-10} m, nucleo al centro dell'atomo con la quasi totalità della massa, elettroni orbitanti attorno ad esso, gli elettroni non cadono sul nucleo per la forza centrifuga che bilancia l'attrazione elettrostatica; teoria non valida, l'elettrone, pur utilizzando la forza centrifuga, prima o poi rallenterà per poi cadere sul nucleo;
- Modello di Bohr: stabilità degli atomi con gli stati stazionari, all'elettrone attorno al nucleo permessi alcuni stati stazionari; quando ci giacciono non producono energia, l'elettrone può passare da uno stato eccitato per poi tornare a uno fondamentale.

FISICA CLASSICA E MECCANICA:

- Fisica classica: note le condizioni iniziali di posizione e accelerazione, è possibile determinare la traiettoria di un corpo, oltre alla quantità di moto e la posizione ad ogni istante di tempo; per i sistemi microscopici, maggiore è la precisione nel determinare la posizione di un corpo e maggiore sarà l'errore nel determinare l'energia;
- Meccanica quantistica: secondo il principio di indeterminazione di Heisenberg, il prodotto degli errori nella determinazione della quantità di moto per gli errori nella determinazione della posizione di un corpo in movimento, deve essere almeno pari a $h/2\pi$, dove h =costante di Planck.
- Meccanica ondulatoria: secondo De Broglie, un corpo in movimento ha anche una natura ondulatoria che dipende dalla massa e dalla velocità del corpo. Un elettrone ha una natura ondulatoria di lunghezza d'onda variabile.

ORBITALI, NUMERI QUANTICI ECC: La meccanica ondulatoria dell'elettrone consente di stabilire le zone dello spazio attorno al nucleo di un atomo dove è massima la densità della carica elettrica negativa dovuta agli elettroni dell'atomo stesso.

Tale conoscenza è possibile grazie all'equazione di Schrodinger, nella quale alla traiettoria è

sostituita la funzione d'onda Ψ , che indica la probabilità nel trovare un elettrone in una certa posizione. La sua equazione ha infinite soluzioni, tranne per l'atomo di idrogeno, dove i valori calcolati con l'equazione=valori sperimentali.

- L'orbitale è la zona dove è massima la probabilità di trovare l'elettone. Per definire dimensione, forma e orientamento di un orbitale utilizziamo i numeri quantici, che sono:
- Numero quantico principale (n): indica il livello energetico e la dimensione degli orbitali;
- Numero quantico secondario (l): Indica la forma di un orbitale;
 - l=0 orbitale s, sferico;
 - l=1 orbitale p, a due lobi;
 - l=2 orbitale d, a quattro lobi;
 - l=3 orbitale f, a otto lobi.
- Numero quantico magnetico (m): Indica il numero di orientazioni di un dato orbitale nello spazio, dipende dal numero quantico secondario (l).

Quando si parla di orbitali, è importante nominare il piano nodale, ovvero la regione di spazio dove la probabilità nel trovare un elettrone è uguale a zero; sono i punti dove cambia la funzione di segno.

$$4\pi \cdot r^2 \cdot \Psi^2 = 0$$

PRINCIPI SU CUI CI BASIAMO PER FARE LA CONFIGURAZIONE: La configurazione elettronica è la descrizione della disposizione degli elettroni nei suoi orbitali. Per descrivere la configurazione, ogni orbitale viene rappresentato con un quadratino dove al suo interno vanno inseriti gli elettroni disposti a spin antiparallelo. A ciascun orbitale viene associata una sigla ed è:

1s

2s2p

3s3p3d

4s4p4d4f

5s5p5d5f

6s6p6d

7s7p

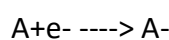
Esistono 3 regole:

1. Principio di Aufbau: si occupano prima gli orbitali a più bassa energia e poi con quella più alta;
2. Principio di esclusione di Pauli: ogni orbitale può contenere al massimo 2 elettroni a spin antiparallelo;

3. Regola di Hund: quando si riempiono gli orbitali con stessa energia si colloca un elettrone su ciascun orbitale e poi si completano gli orbitali semipieni.

PROPRIETÀ PERIODICHE: Sono quelle proprietà che variano o in lungo un periodo o attraverso un gruppo. Queste sono:

- Energia di ionizzazione: è l'energia minima da fornire ad un atomo isolato gassoso, al fine di levargli un elettrone, diminuendo il raggio atomico, ma aumentando così l'attrazione nucleo-elettrone; diminuendo il numero di elettroni aumenta l'effetto della carica nucleare. Ha sempre valori positivi. Aumenta dal basso verso l'alto nei gruppi, e da sinistra a destra nei periodi
- Affinità elettronica: è l'energia di formazione di uno ione negativo, a partire da un atomo gassoso isolato.



Può assumere valori sia positivi (Spendere energia per strappare l'elettrone allo ione negativo) che negativi (non formano ioni negativi, aggiunta secondo elettrone, ispendio energia). Essa aumenta dal basso verso l'alto in un gruppo e da sinistra verso destra in un periodo.

- Raggio atomico: è il raggio di un atomo equivalente alla distanza minima tra il nucleo dell'atomo considerato e il nucleo di un atomo uguale. Secondo J.C Slater $\frac{1}{2}$ equivale alla distanza interatomica tra sostanze elementari e nei composti solidi.

Aumenta in un gruppo procedendo verso il basso in un gruppo, e da sinistra verso destra in un periodo.

- Elettronegatività: Indica la tendenza di un atomo ad attrarre verso di se la coppia di elettroni di legame di un altro atomo. Essa dipende dall'energia di ionizzazione e dall'affinità elettronica. È possibile determinare l'elettronegatività secondo:
 - Scala di Mulliken: $\chi = K(E_i + A)$;
 - Scala di Allred-Rochow: Energia di attrazione di una coppia di elettroni di legame posti a distanza di legame media

Aumenta dal basso verso l'alto nei gruppi e da sinistra a destra in un periodo.

- Raggio ionico: indica il raggio assunto dall'atomo, supposto sferico e definito, dopo essere stato ionizzato, ovvero privato o fornito di una certa quantità di elettroni di valenza. Esso è basato sulla distanza tra i nuclei di ioni uniti da un legame ionico. Aumenta dall'alto verso il basso in un gruppo e diminuisce da sinistra verso destra in un periodo.
- Polarizzabilità: tendenza di una distribuzione di carica elettrica, quale la nuvola elettronica di un atomo o una molecola, a modificare la sua posizione originaria per l'effetto di un campo elettrico esterno. Tale fenomeno genera un momento di dipolo elettrico, e la polarizzabilità ne quantifica la proporzionalità al campo.

IL LEGAME COVALENTE: Il legame covalente si ottiene quando avviene la sovrapposizione di 2 orbitali atomici con un elettrone ciascuno. Si forma tra atomi che hanno un alto valore di elettronegatività. Maggiore è la sovrapposizione e maggiore saranno l'energia del legame e la stabilità. Esistono 2 tipi di legame covalente:

- Legame covalente puro, realizzato tra atomi dello stesso elemento;
- Legame covalente polare, realizzato tra atomi di elementi diversi.

LEGAMI σ E π : Il legame covalente si forma quando gli orbitali semipieni di due atomi si sovrappongono dando origine a un nuovo orbitale molecolare che permette a entrambi gli elettroni di appartenere a ciascun atomo; questo orbitale è chiamato orbitale molecolare. Maggiore è la sovrapposizione e maggiori saranno l'energia del legame e la stabilità.

Il legame σ avviene tra due atomi che mettono in comune un elettrone ciascuno e si forma con la sovrapposizione di un orbitale di un atomo con un orbitale di un altro atomo.

Il legame π è un legame chimico covalente formato per sovrapposizione di due orbitali di simmetria. Si estende al di sopra e al di sotto il piano in cui giace il legame σ ; presenta la massima densità elettronica nello spazio situato sopra e sotto il piano dei due nuclei.

Energia legame $\sigma >$ Energia legame π

Stabilità del legame $\sigma >$ Stabilità del legame π

- 1 legame, sempre σ ;
- 2 legami, 1 legame σ e 1 legame π ;
- 3 legami, 2 legami σ e 1 legame π ;
- Non si possono formare più di 3 legami.

LEGAME IONICO: Il legame ionico è la conseguenza dell'attrazione elettrostatica che si manifesta tra due ioni di carica opposta, formando un catione e un anione; si realizza quando la differenza di elettronegatività tra i due elementi che reagiscono è >1.9 . Entrambi gli atomi vengono localizzati sull'atomo + elettronegativo. La legge di Coulomb permette di calcolare l'attrazione elettrostatica tra catione ed anione tramite l'energia.

COMPOSTI IONICI: I composti ionici sono composti formati da ioni. Si formano spontaneamente in seguito al passaggio di uno o più elettroni da un atomo a bassa elettronegatività ad alta elettronegatività. La sua formazione è resa possibile grazie all'energia elettrostatica dovuta alla formazione di un legame ionico e all'avvicinamento degli ioni di segno opposto; pertanto il processo risulta spontaneo.

NUMERO DI OSSIDAZIONE: Carica che risulta quando gli elettroni di legame sono assegnati all'atomo più elettronegativo. Negli ioni monoatomici il numero di ossidazione = alla carica dello ione, negli ioni poliatomici la somma dei numeri di ossidazione = alla carica dello ione. REGOLE CALCOLO N.OX SUL QUADERNO

CARICA FORMALE: è dato dalla differenza fra il numero di elettroni dell'atomo libero e la somma tra il numero di legami e il numero di elettroni di non legame.

$$e^- - (\text{legami} + e^-)$$

REGOLE FORMULA DI STRUTTURA SUL QUADERNO

COMPOSTI DI COORDINAZIONE E NUMERO DI COORDINAZIONE: I composti di coordinazione sono formati da un atomo centrale vuoto, dove il numero di legami è limitato dalla repulsione sferica fra i leganti, e dall'atomo donatore, che devono avere una coppia di elettroni da donare all'atomo centrale.

Il numero di coordinazione indica quanti atomi donatori sono legati all'atomo centrale, dipende da:

- Carica ione
- Dimensione ione
- Struttura leganti

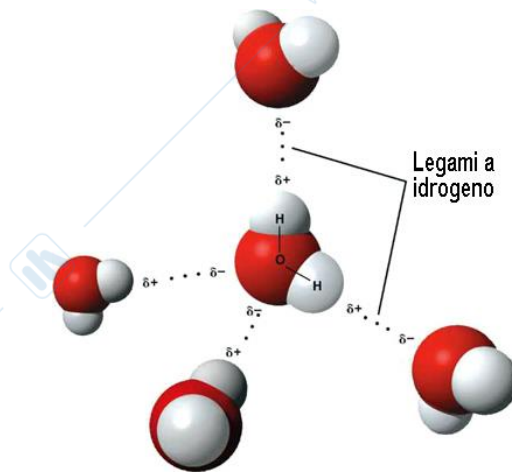
Se è presente 1 atomo donatore avremo un legame monodentato, invece se 2 o + allora legame polidentato.

ENERGIA RETICOLARE: Energia necessaria a dissociare una mole del composto ionico nei suoi ioni gassosi.

FORZE DI VAN DER WAALS: Le forze di Van der Waals sono forze attrattive o repulsive tra molecole. Il termine "forza di van der Waals" include tre tipi diversi di interazioni intermolecolari:

- forza dipolo permanente-dipolo permanente, (detta forza di orientazione);
 - forza dipolo permanente-dipolo indotto, (detta forza di induzione);
 - forza dipolo istantaneo-dipolo indotto (o forza di dispersione di London).
1. La forza di dispersione è legata al moto degli elettroni, dove il baricentro delle cariche negative e positive coincidono e la molecola non è polare, ed è una forza attrattiva tra molecole non polari.
 2. La forza di orientazione è un'interazione che si instaura tra molecole che possiedono un dipolo permanente.
 3. La forza di induzione è una forza intermolecolare risultante dall'interazione di un dipolo permanente ed un dipolo indotto, esprime l'effetto d'induzione.

COS'È IL LEGAME DI IDROGENO E DISEGNARLO: Il legame di idrogeno è un'interazione dipolo-dipolo di natura elettrostatica che si viene a formare tra molecole dove un atomo di H è legato a uno tra i più elettronegativi del 2 periodo (F, N, O). Si viene a creare un dipolo in cui l'atomo o gli atomi di idrogeno rappresentano la parte positiva.



LEGAME METALLICO: Atomi che costituiscono un metallo legati appunto da un legame metallico. Le caratteristiche principali dei metalli sono:

- Conducibilità termica ed elettrica;
- Struttura compatta, atomo circondato da altri 12, fino ad un massimo di 12;
- Struttura cristallina compatta;
- Malleabilità;
- Duttilità;

COSTANTE DI MADELUNG: La costante di Madelung è un termine costante che compare nell'espressione dell'energia di un reticolo cristallino ionico dovuta alle interazioni elettrostatiche fra gli ioni. Essa rappresenta la somma di fattori geometrici.

STATI DI AGGREGAZIONE: Gli stati di aggregazione esistono, a temperatura ambiente e pressione atmosferica, per via dell'interazione fra particelle, massa atomica particelle, forma particelle, e sono:

- Stato solido: stato cristallino, particelle sfruttano il principio di minima energia, ovvero la tendenza a disporsi in modo + compatto possibile al fine di ridurre gli spazi vuoti. Le particelle nello stato solido formano:
 - Strutture a massimo impacchettamento: ogni sfera in contatto con altre 6, minore superficie occupata e se messi altri strati struttura tridimensionale a massimo impacchettamento. Reticolo esagonale/cubico compatto;
 - Strutture non a massimo impacchettamento: ogni sfera in contatto con altre 4, maggiore superficie occupata, reticolo cubico a corpo centrato/semplificato.

Solidi covalenti polimeri: struttura determinata da formazione del numero di legami covalenti, in ogni piano atomo legato da altri 3 atomi tramite legami covalenti. Duri, fragili, insolubili, non sono conduttori di corrente.

- Stato gassoso: insieme di particelle dove l'energia cinetica > forze di interazione. Le caratteristiche dei gas sono: non hanno volume proprio, non hanno forma propria, 4 proprietà: temperatura e pressione (intensive, non dipendono da quantità materia),

volume e quantità di sostanza (estensive, dipendono da quantità materia).
L'equazione di stato dei gas perfetti è il risultato delle leggi di Boyle, Gay-Lussac, Avogadro:

$$PV=nRT$$

P=pressione

V=volume

n=numero di moli

R=costante dei gas (o $0,0821 \text{ (dm}^3 \cdot \text{atm)} / (\text{mol} \cdot \text{K})$ oppure $8,314 \text{ J} / (\text{mol} \cdot \text{K})$)

La teoria cinetica dei gas descrive un gas come un insieme di microscopiche particelle che urtano tra loro e urtano le pareti del recipiente che le contiene. L'effetto complessivo degli urti delle singole molecole del gas contro le pareti del recipiente che lo contiene rappresenta la pressione del gas; la pressione di un gas è proporzionale al numero di urti delle particelle sull'unità di superficie e nell'unità di tempo, alla loro massa e alla loro velocità media.

- Stato liquido: ha alcune caratteristiche simili dello stato solido, e altre dello stato gassoso: prevalgono forze di coesione delle molecole; particelle vicine; volume proprio; forma del recipiente che lo contiene; 800 + denso di un gas.

La tensione superficiale è la forza tangente alla superficie e perpendicolare al taglio. È la quantità di lavoro da dare al sistema, aumentando l'area di unità 1m^2 , diminuisce all'aumentare della temperatura. Le particelle nel liquido sono attratte verso l'interno del liquido.

La viscosità è la resistenza che un liquido oppone a fluire, è legata alla geometria delle molecole e alle forze di interazione fra le particelle, maggiori sono le forze di interazione e maggiore sarà la viscosità. Essa diminuisce all'aumentare della temperatura. Il coefficiente di viscosità indica la forza sottoposta a 1 m^2 di superficie ferma del liquido quando l'altra superficie parallela si muove di 1 m/s .

Il bagnamento dipende da interazioni molecola-molecola e molecola-superficie, se:

- Liquido=acqua, superficie=idrofila, carta; acqua si espande;
- Liquido=acqua, superficie=lipofila, plastica; formazione gocce, minimizzazione superficie di contatto liquido-superficie.

Lo strato vetroso si forma quando il liquido viene fatto raffreddare rapidamente e le molecole non si dispongono in maniera ordinata. Sono sostanze con proprietà intermedie tra solido e liquido. Non hanno struttura cristallina, distribuzione atomi simile a quella dei liquidi, termodinamicamente stabili.

QUALI SONO LE LEGGI DEI GAS: Le leggi dei gas sono:

- Legge di Boyle: A temperatura costante il volume occupato da una certa quantità di gas è inversamente proporzionale alla pressione che tale gas esercita. $PV=K$
- Legge di Charles-Gay Lussac: Il volume di una quantità di gas a pressione costante varia linearmente con la temperatura: $V_t=(1+t/273,15)*V_0$

Il volume aumenta di $1/273,15$ rispetto al volume occupato a 0 C.

- Legge di Avogadro: Volumi uguali di gas differenti alle stesse condizioni di pressione e temperatura, hanno lo stesso numero di particelle; oppure, il volume di un gas a data temperatura e pressione è direttamente proporzionato alla quantità di gas.
- Legge di Dalton: I gas diversi di una stessa miscela esercitano una pressione che eserciterebbe un gas se occupasse da solo lo stesso volume occupato dalla miscela.

FORME ALLOTROPICHE: Stesso elemento ma con diverse proprietà. Esempio, il carbonio che ha 3 forme allotropiche: diamante, grafite e fullereni.

COS'È UN ISOTOPO: Un isotopo è un atomo (nuclide) avente stesso numero atomico ma diverso numero di massa.

TERMODINAMICA: La termodinamica studia gli scambi di energia tra il sistema e l'ambiente con lo scopo di individuare le condizioni in cui il sistema è in equilibrio oppure quelle in cui tende ad evolvere spontaneamente. Essa determina la spinta propulsiva delle frazioni chimiche utilizzando la minima energia potenziale. La termodinamica utilizza 3 proprietà macroscopiche: Pressione, Volume e Temperatura. Un sistema termodinamico può essere:

- Sistema aperto: scambio di energia e materia;
- Sistema chiuso: scambio di sola energia;
- Sistema isolato: non scambia né energia né materia.

Essi possono scambiare energia con l'esterno tramite il lavoro e il calore, tramite energia termica, ovvero la somma dell'energia di tutti gli atomi; essa è una forma di energia trasferita spontaneamente da un corpo con temperatura $>$ a un corpo con una temperatura $<$, con il fine di raggiungere la stessa temperatura. La temperatura di un sistema è legata al moto, il tipo e il numero delle particelle.

La termodinamica poggia su 3 principi:

- Primo principio della termodinamica: Essa ha 3 definizioni:
 - Durante una trasformazione l'energia si conserva;
 - L'energia non può né essere creata né distrutta, ma convertita da una forma all'altra;
 - Per un sistema isolato, l'energia è costante.

Ogni sistema ha un suo contenuto di energia interna (U) dovuta a tutti i contributi di energia legati al suo stato:

- Energia potenziale: energia in relazione alla posizione di un corpo;

- Energia cinetica: energia in relazione al moto di un corpo;
- Energia elettromagnetica: Energia scambiata attraverso onde elettromagnetiche ad alta velocità.

$$\Delta U(\text{variazione energia interna})=Q(\text{calore scambiato})+L(\text{lavoro})$$

- Secondo principio della termodinamica: Qualunque sistema, se abbandonato a se stesso, tenderà a portarsi a una condizione di massima probabilità. Poiché la condizione di massima probabilità coincide con quella di massimo disordine, ne segue che: qualunque sistema evolve spontaneamente verso lo stato di massimo disordine. La grandezza che esprime lo stato di disordine di un sistema si chiama entropia (S). Se:
 - $\Delta S=0$, Entropia dell'universo costante, processo reversibile;
 - $\Delta S>0$, Entropia dell'universo aumenta, processo irreversibile

$$S=K \cdot \ln M$$

S=entropia;

K=costante di Boltzmann, $K=R/N_A=1,3806 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$;

\ln =logaritmo naturale;

M=numero di stati microscopici

- Terzo principio della termodinamica: Il valore dell'entropia di un cristallo puro a 0 kelvin è pari a 0.

$$\Delta S=\Delta S_{TK}-S_{0K}$$

In base al terzo principio della termodinamica $S_{0K}=0$:

$$\Delta S=S_{TK}$$

Il valore della variazione di entropia fra 0K e TK rappresenta il valore dell'entropia del sistema a TK.

Le trasformazioni spontanee e le condizioni di equilibrio possono essere previste studiando alcune funzioni di stato termodinamiche, quali l'entalpia (H), l'entropia (S) e l'energia libera (G); esse permettono di correlare molte proprietà dei composti chimici.

COS'è L'ENTALPIA: L'entalpia è una funzione di stato data dalla somma tra l'energia interna e del prodotto pressione per volume:

$$H=E+P \cdot V$$

$$Q_p=H_2-H_1=\Delta H(\text{variazione entalpia})$$

- $\Delta H>0$: sistema assorbe calore dall'esterno, reazione endotermica;
- $\Delta H<0$: sistema cede calore all'esterno, reazione esotermica.

Durante una trasformazione fatta avvenire a pressione costante la variazione di entalpia corrisponde al calore scambiato.

La variazione di entalpia standard (ΔH°) la si ha:

- Per un solido o liquido: sostanza pura e pressione esterna 1 atm;
- Per un gas: pressione parziale di 1 atm;
- Per una soluzione: soluto abbia concentrazione 1M.

La legge di Hess afferma che, per una reazione chimica, ΔH resta invariato sia che la reazione si svolga in un unico stadio sia che si svolga in più stadi. Il calore assorbito a pressione costante resta sempre lo stesso.

COS'È L'ENTROPIA: L'entropia è la grandezza che misura il grado di disordine di trasformazioni irreversibili verso il sistema o l'ambiente. Essa misura il numero di stati microscopici in grado di descrivere un sistema macroscopico. È possibile calcolare la variazione di entropia:

$$\Delta S = Q_v / T$$

Q_v = calore scambiato

T = temperatura costante

ENERGIA LIBERA: Lavorando a temperatura e pressione costanti, una reazione può produrre lavoro utile, e avviene in modo spontaneo. L'energia termica viene scomposta in una parte libera, trasformabile in altre energie, e una parte non convertibile che mantiene la temperatura stabilita.

$$H(\text{energia totale, entalpia}) = G(\text{energia libera}) + TS(\text{energia inutilizzabile, entropia} \cdot \text{temperatura assoluta})$$

Considerando una trasformazione durante la quale il sistema può compiere lavoro PV, dopo aver determinato la variazione di energia ΔG :

- Se $\Delta G = 0$, condizioni di equilibrio, trasformazione reversibile;
- Se $\Delta G < 0$, reazione spontanea, trasformazione irreversibile;
- Se $\Delta G > 0$, reazione non spontanea.

TRANSIZIONI DI STATO: Sono favorite dall'entropia e sfavorite dall'entalpia. Se un liquido si trova in un recipiente chiuso evapora, aumenta il disordine, cresce la pressione, le molecole iniziano a condensare in fase liquida creando equilibrio dinamico. Invece se il recipiente è aperto il liquido evapora del tutto, non ci sarà equilibrio e avremo un processo endotermico. In questo caso avremo:

- Processo di condensazione, dove la variazione di entalpia è negativa, passaggio da stato gassoso a stato liquido. Avviene con cessione di calore, processo esotermico;
- Processo di evaporazione, dove all'inizio è presente una grande entropia, dopo diminuisce tramite il processo di evaporazione arrivando all'equilibrio ($T(\Delta S) = \Delta H$).

Questo processo è descritto con le funzioni di stato, tramite trattamento macroscopico, e descrizione proprietà particelle, tramite trattamento microscopico.

L'ebollizione è il passaggio dallo stato liquido a quello gassoso, avviene con acquisto di calore, processo endotermico, succede quando la tensione di vapore del liquido = pressione esterna. Maggiore è il calore, maggiore è la velocità di ebollizione.

La sublimazione è il passaggio dallo stato solido a quello gassoso, avviene quando viene acquistato calore, processo endotermico. Se viene ridotta la pressione, allora si parla di liofilizzazione.

La liquefazione è il passaggio dallo stato gassoso allo stato liquido che si ha per compressione; avviene con cessione di calore, processo esotermico.

La fusione è il passaggio dallo stato solido a quello liquido. Tensione di vapore del solido = tensione di vapore del liquido. La fusione si ottiene quando la tensione di vapore del solido non raggiunge la tensione di vapore esterna. Acquisto di calore dall'esterno, processo endotermico.

La solidificazione è il passaggio dallo stato liquido allo stato solido, avviene a temperatura costante; avviene con cessione di calore, processo esotermico.

Il brinamento è il passaggio dallo stato gassoso allo stato solido; avviene con cessione di calore, processo esotermico.

L'entalpia molare di vaporizzazione indica la variazione di entalpia associata alla trasformazione di 1 mole di sostanza da liquido a gas ($\Delta H^\circ_{\text{vap}}$).

L'entalpia molare di sublimazione indica la variazione di entalpia associata alla trasformazione di 1 mole di sostanza da solido a gas ($\Delta H^\circ_{\text{subl}}$).

COS'è UN GAS PERFETTO: Un gas perfetto è un gas ipotetico che rispetta dei requisiti:

1. Le sue particelle hanno volume nullo: volume particelle trascurabile rispetto al suo volume;
2. Le forze attrattive tra le particelle sono nulle per cui ogni particella è indipendente dalle altre;
3. Le collisioni tra le particelle del gas o tra le particelle del gas e le pareti del recipiente sono perfettamente elastiche;
4. L'energia cinetica media delle particelle aumenta all'aumentare della temperatura assoluta del gas.

Considerare un gas ideale permette di trattare le particelle di un gas come masse puntiformi trascurando le forze intermolecolari che dipendono dalla loro natura chimica.

Queste sono leggi fisiche, valide per un sistema costituito da un gran numero di particelle indipendenti tra loro, e che si muovano a caso.

DESCRIZIONE DIAGRAMMI DI STATO: I diagrammi di stato sono caratterizzati da:

- Regione diagramma: indica gli stati di aggregazione;
- Curve del diagramma: indica curve pressione e temperatura durante le transizioni di stato;
- Punto triplo: punto dove coesistono le 3 fasi:
- Punto critico: termina la curva liquido/gas.

Diagramma di stato dell'acqua: Man mano che viene aggiunto calore, la temperatura aumenta e il sistema, si trasforma prima in un sistema costituito da solido/liquido/vapore, poi in liquido/vapore e infine, raggiunta la temperatura critica (374.1 C) scompare la separazione fra queste due fasi e sistema costituito da sola fase critica.

- Linea AO: variazione pressione di vapore del ghiaccio con temperatura. Inizio con 0 assoluto, cessa con fusione ghiaccio;
- Linea OB: variazione pressione vapore acqueo con temperatura; inizio con temperatura= 0.01 C e cessa a 374.1 C;
- Punto B= punto critico dell'acqua;
- Linea OCD: variazione di temperatura di fusione del ghiaccio con pressione esterna. Inizio con temperatura di 0.01 C, definisce i valori di T e P.

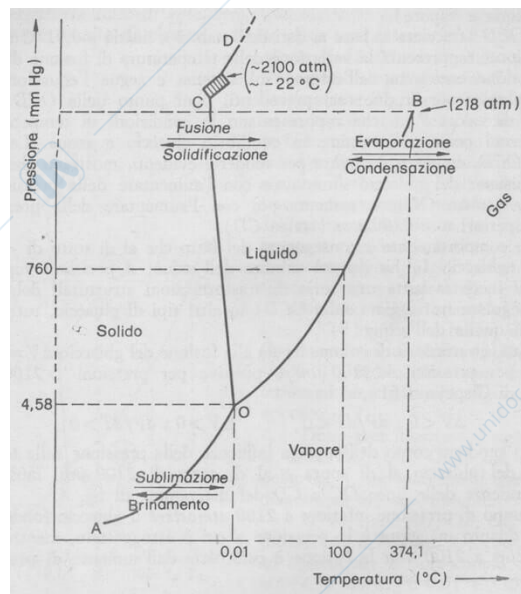
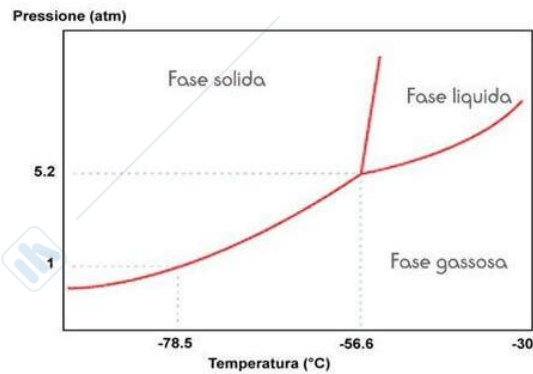


Diagramma di stato CO₂: l'anidride carbonica solida sublima a pressione ambiente perché la pressione corrispondente al suo punto triplo è maggiore di quella atmosferica. A temperatura ambiente può esistere lo stato liquido soltanto a pressioni elevate. La CO₂ liquida si ottiene solo ad una pressione superiore alle 5.2 atm, pressione corrispondente al punto triplo



SOLUZIONI: Una soluzione è una miscela omogenea fasica, formata da un solvente, in maggior quantità, e un soluto in minor quantità. Esistono:

- Soluzioni gas-gas: tutti i gas sono solubili tra loro;
- Soluzioni gas-solido: il gas occupa spazi disponibili tra le particelle del solido;
- Soluzioni solido-solido: solidi fusi, miscelati e solidificati.

La solubilità è la quantità massima di soluto sciolto in una quantità di solvente ad una determinata temperatura.

SOLUBILIZZAZIONE: È la massima quantità di grammi in soluto che, a una data temperatura, può essere disciolta in 100 g di solvente. Secondo la legge di Henry, per il caso dei soluti gassosi, a temperatura costante la quantità di un gas poco solubile disciolta in un dato volume di liquido è proporzionale alla pressione del gas.

$$S_{\text{gas}} = K_h + P_{\text{gas}}$$

$$S_{\text{gas}} = \text{solubilità gas}$$

K_h = costante di Henry, che dipende da gas, solvente e temperatura

P_{gas} = pressione parziale del gas

Il processo di solubilizzazione consiste nella dispersione delle particelle che compongono il soluto nel solvente. Per sciogliere un solido, occorre allontanare le molecole tra loro, rompendo le interazioni. Questo processo può essere di 3 tipi:

- Separazione particelle soluto, $\Delta H_{\text{ret}} > 0$;
- Separazione particelle solvente, $\Delta H_{\text{s}} > 0$;
- Particelle soluto solvate da solvente, $\Delta H_{\text{idrat}} < 0$

Infine, se l'energia liberata dalla soluzione:

- >energia per liberare le particelle, processo esotermico;
- <energia per liberare le particelle, processo endotermico.

COME SI ESPRIME LA CONCENTRAZIONE: La concentrazione di una soluzione indica il rapporto quantitativo fra soluto e solvente ed è espressa da:

1. Molarità (M) = quantità di soluto (mol) / volume soluzione (L)

2. Molalità (m)= quantità di soluto(mol)/massa solvente(Kg)
3. Parti in massa= massa di soluto/massa soluzione
4. Parti in volume= volume di soluto/volume soluzione
5. Frazione molare (X)= quantità di soluto(mol)/quantità di soluto(mol)+quantità di solvente(mol)

PROPRIETÀ COLLIGATIVE: Le proprietà colligative sono proprietà delle soluzioni che dipendono solo dal numero di particelle distinte che compongono la soluzione e non dipendono dalla natura delle particelle stesse. Queste sono:

1. Abbassamento tensione di vapore: Abbassamento della pressione di vapore di una soluzione rispetto a quella del solvente puro. È possibile determinare la tensione di vapore di una soluzione ideale secondo la legge di Raoult:

$$P=X_1P_1+X_2P_2$$

2. Innalzamento ebullioscopico: Incremento della temperatura di ebollizione di una soluzione rispetto a quella del solvente puro;
3. Abbassamento crioscopico: Abbassamento della temperatura di ebollizione di una soluzione rispetto a quella del solvente puro;
4. Pressione osmotica: Pressione idrostatica necessaria a impedire lo spostamento di un solvente puro in una soluzione attraverso una membrana semipermeabile. È possibile determinarla all'equilibrio con un solvente puro:

$$\Pi=C_M \cdot R \cdot T$$

PROPRIETÀ COLLIGATIVE IN SOLUZIONI DI ELETTROLITI: Gli elettroliti hanno forti proprietà colligative e dipendono da numero di particelle ioniche liberate dal solido. Tramite il coefficiente di Van't Hoff, è possibile determinare il valore della pressione osmotica nel caso di soluzioni diluite di non elettroliti:

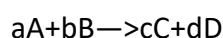
$$\Pi=i \cdot C_M \cdot R \cdot T$$

Π =pressione osmotica

i=coefficiente di Van't Hoff, se:

- Non elettroliti, $i=1$;
- Elettroliti forti, $i=x$;
- Elettroliti deboli, $1 < i < x$.

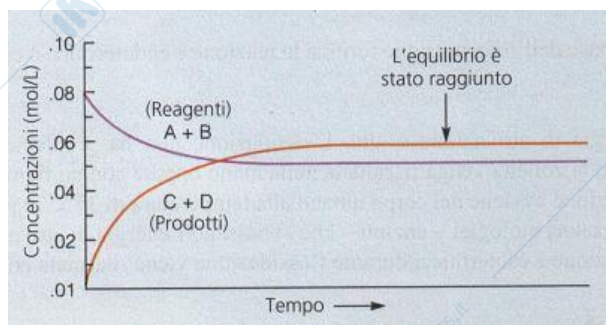
EQUILIBRIO CHIMICO: Una reazione chimica tra i reagenti A e B avviene in modo completo quando al termine della reazione non vi è più traccia dei reagenti A e B poiché sono trasformati completamente nei prodotti C e D.



Alcune reazioni chimiche non completano la trasformazione dei reagenti in prodotti ma, man mano che i prodotti si formano, questi reagiscono tra loro per formare nuovamente i reagenti.

La velocità di una reazione chimica dipende dalla concentrazione dei reagenti. Le concentrazioni di A e B tenderanno a diminuire nel tempo, mentre le concentrazioni di C e D aumenteranno. Dopo un periodo di tempo le quattro concentrazioni raggiungeranno un valore costante, ovvero lo stato di equilibrio chimico:

$$V_{\text{diretta}} = K_{\text{diretta}}[\text{reagenti}] = V_{\text{inversa}} = K_{\text{inversa}}[\text{prodotti}]$$



Una proprietà fondamentale è la legge di azione di massa: in un sistema chimico all'equilibrio, il rapporto fra il prodotto delle concentrazioni molari dei prodotti e il prodotto delle concentrazioni molari dei reagenti, elevate ciascuna al proprio coefficiente stechiometrico, è costante. Tramite questa legge è possibile ricavare la costante di equilibrio K_{eq} , data dal rapporto tra il prodotto delle concentrazioni molari dei prodotti e le concentrazioni molari dei reagenti, il tutto a temperatura costante. Se:

$$k = \frac{[C]^{(c)} [D]^{(d)}}{[A]^{(a)} [B]^{(b)}}$$

- $K_{eq} \gg 1$, reazione spostata verso i prodotti, si formano i prodotti, verso destra;
- $K_{eq} = 1$, reazione non spostata, si formano i prodotti, spostata verso destra;
- $K_{eq} \ll 1$, reazione spostata verso i reagenti, procede poco o niente, spostata verso sinistra.

L'inverso della K_{eq} è: $K_{eq}' = (K_{eq})^{-1/2}$. Se:

- $Q < K_{eq}$, reazione spostata a destra;
- $Q > K_{eq}$, reazione spostata a sinistra;
- $Q = K_{eq}$, equilibrio.

PRINCIPIO DI LE CHATELIER-BRAUN: Il principio di Le Chatelier-Braun dice che se un sistema chimico all'equilibrio viene perturbato dall'esterno, il sistema reagisce in maniera da ridurre o annullare la sollecitazione, ristabilendo l'equilibrio. Il sistema si oppone alla reazione minimizzando il sistema. Le variazioni possibili riguardano:

- Concentrazione, dove l'equilibrio si sposta in modo da riottenere la concentrazione iniziale;
- Pressione, incide solo su reazioni in fase gassosa.

L'effetto di livellamento stabilisce che, in acqua, le basi formano ioni OH^- , base + forte, mentre gli acidi formano lo ione ossonio H_3O^+ , acido + forte.

COS'è LA TITOLAZIONE: La titolazione è una tecnica utilizzata per determinare la concentrazione incognita di un acido o di un base in soluzione facendola reagire con una soluzione a concentrazione nota rispettivamente di una base o un acido.

$$(\text{Vol} \cdot \text{Cn})_{\text{acido}} = (\text{Vol} \cdot \text{Cn})_{\text{base}}$$

COSA SONO ACIDI E BASI PROLIPROTICI: Sono quegli acidi o quelle basi che in soluzione acquosa possono fornire (acidi) o acquistare (basi) più di un protone. Presentano tanti equilibri quanti protoni acquistati/ceduti.

COSA SONO LE SOSTANZE ANFOTERE: Sono le sostanze che si possono comportare sia da acido che da base. L'anfotero principale è l'acqua.

COS'è IL PH: Il PH è la misura di acidità di una soluzione. Il termine P indica il $-\log$ in base 10. È possibile determinare una soluzione in base al PH:

- Se $\text{PH} < 7$ soluzione acida;
- Se $\text{PH} = 7$ soluzione neutra;
- Se $\text{PH} > 7$ soluzione basica.

$$\text{PH} = 14 - \text{POH}$$

$$\text{PH} = -\log(\text{concentrazione})$$

COS'è UN TAMPONE: Una soluzione tampone è formata da un acido debole e dalla sua base debole coniugata con lo scopo di mantenere il PH di una soluzione costante e insensibile all'aggiunta di acidi o basi forti, traendo una variazione minima del PH. Esistono 3 condizioni fondamentali per le soluzioni tampone:

1. Concentrazione acido e base non trascurabili e maggiori di K_a o K_b ;
2. PH di un tampone non influenzato da diluizione;
3. Presenza concentrazioni non piccole e simili tra di loro di un acido e della sua base coniugata impedisce la modifica del PH.

L'equazione di Hasselbach descrive la relazione tra il PH e la concentrazione dell'acido impiegando la sua pK_a . È utile per calcolare il PH di una soluzione tampone. Essa è:

$$\text{PH} = pK_a + \log\left(\frac{[\text{Base}]}{[\text{Acido}]}\right)$$

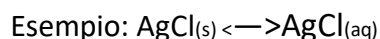
Per preparare un tampone ad un valore preciso di PH è necessario fare:

1. Calcolo moli da aggiungere di ciascun componente della coppia acido-base;
2. Risolvere il sistema, calcolando le concentrazioni, e aggiungere le moli.

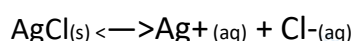
Altrimenti, alla quantità desiderata dell'acido acetico (CH_3COOH) metto la stessa quantità della base forte.

EFFETTO LIVELLANTE DELL'ACQUA: L'effetto livellante dell'acqua è il fenomeno per cui acidi e basi forti presentano nel solvente acqua tutti valori estremamente alti delle costanti di equilibrio, tali che ai fini pratici possono considerarsi ognuno egualmente forte in ambiente acquoso.

PRODOTTO DI SOLUBILITÀ: Equivale all'equilibrio dinamico tra il soluto disciolto e il soluto non disciolto. Il prodotto di solubilità (K_{ps}), che dipende dalla temperatura, è uguale al prodotto delle concentrazioni degli ioni in soluzione; infatti la solubilità del sale varia con la temperatura.



I sali sono elettroliti forti, quindi:



I fattori che influenzano la solubilità sono:

- Effetto ione a comune: infatti la solubilità di un sale è influenzata per via del principio di Le Chatelier-Braun; se in una soluzione satura con sale insolubile è presente uno ione in comune con quelli del sale disciolto, la solubilità del sale diminuisce;
- Il PH: Se gli idrossidi di metalli insolubili variano il PH, essi influenzano direttamente la concentrazione degli ioni OH^- ; nel caso aumentasse il PH la solubilità diminuisce per effetto dello ione a comune. Se viene aggiunto un acido, esso neutralizza OH^- e diminuisce la concentrazione.

ELETTROCHIMICA: L'elettrochimica è la branca della chimica che si occupa delle trasformazioni chimiche tramite i passaggi di elettricità, e la produzione di elettricità tramite le trasformazioni chimiche. L'elettrochimica si avvale dell'uso delle celle elettrochimiche, ovvero dei dispositivi dove la reazione redox viene sfruttata per produrre e usare energia elettrica.

COS'È UNA REAZIONE REDOX: è una reazione dove gli elettroni passano spontaneamente da una sostanza che si ossida ad una che si riduce. Cambia il numero di ossidazione. È formata da 2 processi:

- Ossidazione: avviene la cessione di elettroni grazie all'agente riducente, il quale cede elettroni e si ossida, anodo;
- Riduzione: avviene l'acquisto di elettroni grazie all'agente ossidante, il quale acquista elettroni e si riduce, catodo.

Tale processo avviene tramite l'uso delle celle elettrochimiche che sono o galvaniche o elettrolitiche.

L'equazione di Nernst permette di calcolare il potenziale di riduzione di una coppia redox in condizioni di concentrazione e di temperatura diverse da quelle standard.

$$E = E^{\circ} - \frac{2,302 \cdot 8,314 \frac{J}{mol \cdot K} \cdot 298K}{n \cdot 96485 C} \cdot \log \frac{[Red]^n}{[Ox]^m}$$

E= Potenziale di riduzione;

E°= Potenziale standard;

R= costante dei gas= 8,314 J/(mol*K);

T=temperatura assoluta= 298 K;

N= numero elettroni scambiati;

F= costante di Faraday= 96485 Coulomb (C)

(Red)= concentrazione specie ridotta, ovvero i prodotti

(Ox)= concentrazione specie ossidata, ovvero i reagenti

DIFFERENZA TRA CELLE GALVANICHE ED ELETTROLITICHE:

Le celle galvaniche producono energia elettrica sfruttando reazioni spontanee di ossido-riduzione. In esse l'energia chimica di legame viene convertita in energia elettrica. Esse sono costituite da 2 semicelle, ciascuna formata da una soluzione elettrolita, dove è immerso l'elettrodo. $\Delta Gr < 0$

Le celle elettrolitiche consumano energia elettrica per far avvenire reazioni di ossido-riduzione non spontanee. In esse l'energia elettrica viene convertita in energia elettrica di legame. $\Delta Gr > 0$

EFFETTO FOTOELETTRICO: L'effetto fotoelettrico è quel fenomeno che consiste nell'emissione, da parte di un metallo, di elettroni quando viene investito da radiazione elettromagnetica avente una determinata energia.

Gli elettroni espulsi nel fenomeno dell'effetto fotoelettrico sono trattenuti all'interno del metallo da una certa energia e per espellerli all'esterno occorre investire il metallo con una radiazione elettromagnetica con un'energia ($E=h \cdot \nu$) almeno pari all'energia che li trattiene.

CINETICA CHIMICA: Indica il tempo necessario affinché la reazione raggiunga l'equilibrio; reazione favorita termodinamicamente; essa potrebbe non avvenire per la troppa lentezza. Quindi essa è la branca della chimica che considera la velocità e il meccanismo della reazione chimica.

La velocità di una reazione indica la velocità dove i reagenti sono in grado di trasformarsi in prodotti fino al raggiungimento dell'equilibrio. All'aumentare della concentrazione di un prodotto, diminuisce quella del reagente.

La velocità media è la variazione di concentrazione di un reagente o di un prodotto in un dato intervallo di tempo.

La variazione istantanea è la derivata della concentrazione del reagente o del prodotto rispetto al tempo.

$$V(\text{prodotto})(t) = d(\text{concentrazione prodotto})/dt$$

dt=intervallo di tempo

La velocità iniziale di una reazione è la velocità istantanea al tempo zero. È influenzata dalla trasformazione inversa dei prodotti in reagenti. Dipende dalla temperatura e dalla concentrazione dei reagenti.

LEGGE CINETICA DELLA REAZIONE: La velocità della reazione in una direzione è proporzionale al prodotto delle concentrazioni molarie dei reagenti elevati a potenza:

$$V(\text{iniziale})(t) = (-1/a) \cdot (d[a]/dt) = K[A]^x[B]^y$$

K= costante di velocità della reazione= velocità iniziale della reazione a data temperatura(298 K) e concentrazione (1 mol/dm³)

TEORIA DELLE COLLISIONI: La teoria delle collisioni afferma affinché avvenga una reazione chimica, si devono realizzare tre condizioni:

1. Che le molecole dei reagenti urtino tra loro: aumentando la concentrazione dei reagenti o la temperatura;
2. Che le particelle durante l'urto siano correttamente orientate;
3. Che l'urto sia sufficientemente violento: energia \geq energia di attivazione.

Nel caso una di queste 3 condizioni viene a mancare, la reazione non avviene. La velocità di reazione dipende dalla frequenza degli urti sufficientemente violenti e correttamente orientati.

EQUAZIONE DI ARRHENIUS: Mette in relazione la costante di velocità e l'energia di attivazione:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

K=costante cinetica;

A=Fattore di frequenza, dipende da frazione urti e giusta orientazione;

R=Costante cinetica dei gas;

T=Temperatura assoluta;

E_a=Energia di attivazione.

COSA SONO I CATALIZZATORI: Sono sostanze che, aggiunte in piccole quantità nella reazione, aumentano la velocità di reazione. Non fanno avvenire lo stesso atto reattivo con energia di attivazione minore, ma fa volgere la reazione chimica per una via diversa, cioè con reazioni intermedie diverse, per le quali è richiesta un'energia di attivazione minore. Il catalizzatore pur partecipando alla reazione non viene consumato. Il catalizzatore in una reazione può essere:

- Catalisi omogenea: catalizzatore in unica fase con i reagenti;
- Catalisi eterogenea: catalizzatore in una fase a sé.