

## Stato Gassoso

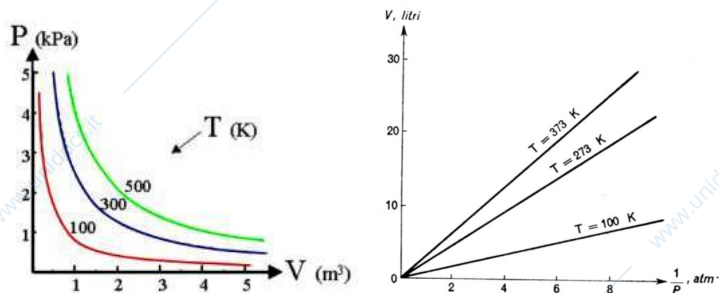
Lo stato gassoso è uno dei tre stati di aggregazione della materia, caratterizzato dalla distanza a cui si trovano le molecole.

Per descrivere i gas sono necessarie solo quattro grandezze, pressione, volume, temperatura e quantità, legate tra loro da tre leggi.

### 1. La legge di Boyle

La legge di Boyle stabilisce una relazione tra volume e pressione di un gas a  $T$  e  $n$  costanti.

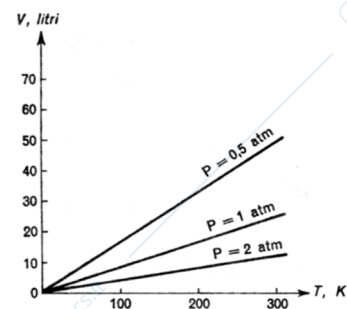
Il volume di una quantità fissa di gas a una data temperatura è inversamente proporzionale alla pressione esercitata dal gas  $V \propto \frac{1}{P}$  ovvero  $PV = costante$



### 2. La legge di Charles

La legge di Charles stabilisce una relazione tra volume e temperatura di un gas a  $P$  e  $n$  costanti.

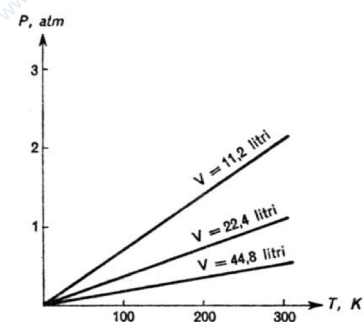
A pressione costante, il volume occupato da una quantità fissa di gas è proporzionale alla temperatura assoluta  $T$  ovvero  $\frac{V}{T} = costante$



### 3. La legge di Gay-Lussac

La legge di Gay-Lussac stabilisce una relazione tra pressione e temperatura di un gas a  $V$  e  $n$  costanti.

A volume costante, la pressione esercitata da una quantità fissa di gas è proporzionale alla temperatura assoluta ovvero  $\frac{P}{T} = costante$



### 4. La legge di Avogadro

A temperatura e pressione costanti, il volume occupato da un gas è proporzionale al numero di moli ovvero

$$\frac{V}{n} = costante.$$

La costante è la stessa per tutti i gas a  $T$  e  $P$  costanti, quindi volumi uguali di un gas contengono lo stesso numero di moli.

### Legge dei gas ideali:

Combinando tra loro le leggi di Boyle, di Charles e il principio di Avogadro, si ottiene la legge dei gas ideali, il cui cosiddetto "stato ideale" è definito da una bassa pressione  $p \rightarrow 0$  in cui il comportamento del gas è indipendente dalla sua natura e si possono trascurare le dimensioni delle particelle e le interazioni tra di esse.

Introducendo una costante universale  $R$ , si ha allora  $PV = nRT$

con  $R = 0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

### Teoria cinetica dei gas:

La teoria cinetica dei gas spiega il comportamento macroscopico dei gas dal punto di vista microscopico.

Secondo il modello fisico di Maxwell e Boltzman le particelle gassose sono caratterizzate da un moto rettilineo casuale continuo e deviano solo per collisione elastica in cui trasferiscono energia e quindi cambiano energia. La velocità di ogni singola particella varia nel tempo tranne a  $T = \text{costante}$  in cui si ha uno stato stazionario in cui il numero di particelle con una stessa velocità è costante. Infatti per la legge di Boyle a  $T = \text{costante}$  allora  $P$  aumenta e ciò significa che aumenta la frequenza degli urti, ovvero diminuisce la distanza tra le particelle, diminuendo il volume del gas.

Per un gas costituito da  $N$  particelle, la funzione di distribuzione delle velocità fornisce la frazione di particelle con una certa velocità  $v$   $N_v = N e^{-\frac{v}{RT}}$  e con una certa energia cinetica  $N_E = N e^{-\frac{E}{RT}}$

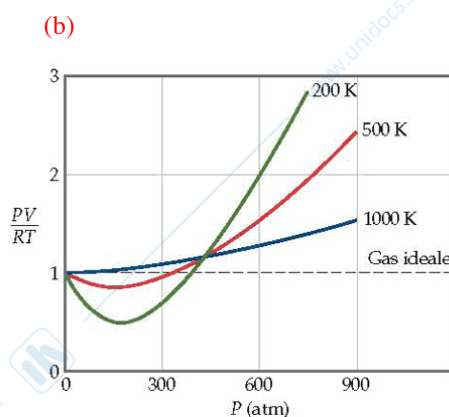
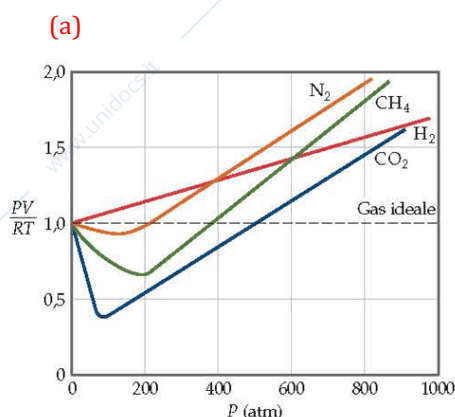
La curva della distribuzione delle velocità è data dalla funzione  $F(x) = \frac{N_v}{N}$

### Gas reali:

In condizione di bassa temperatura ed elevata pressione il modello dei gas perfetti non è più valido e bisogna ricorrere al modello dei gas reali in cui si tiene conto sia delle interazioni fra le particelle che del loro volume.

La presenza di interazioni, che possono essere attrattive o repulsive, tra le particelle di un gas reale determina un fattore di comprimibilità  $z \neq 0$  con  $z = \frac{PV}{RT}$ , a differenza del caso di un gas perfetto in cui  $z = 0$ .

Il fattore di comprimibilità rappresenta le deviazioni dello stato ideale, che sono maggiori a  $P$  elevate e dipendono dalla natura del gas (a), nel caso di uno stesso gas esse dipendono da  $T$  (b).



Tenendo conto che la deviazione dell'idealità riguarda  $P$  e  $V$ , nei gas reali la pressione esercitata è inferiore rispetto a quella esercitata da un gas perfetto così come il volume occupato.

L'equazione di Van Der Waals adatta l'equazione di stato dei gas perfetti, modificando in aumento la pressione e in diminuzione il volume, per cui si ha:

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

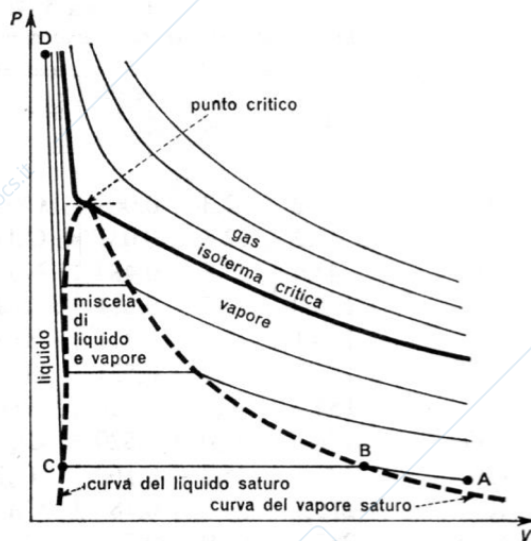
$a$  e  $b$  sono numeri positivi che dipendono rispettivamente dal tipo di attrazioni intermolecolari e dal volume molecolare.

**Liquefazione:**

Una caratteristica dei gas reali è che è possibile il fenomeno della liquefazione, cioè il passaggio di stato da fase gassosa a fase liquida.

Ogni gas è caratterizzato da una temperatura critica  $T_c$  definita come la temperatura al di sotto della quale è possibile la liquefazione per effetto di un aumento di pressione.

Il diagramma di Andrews è un grafico in cui la pressione è riportata in ordinata e il volume in ascissa per una quantità costante di sostanza.



A temperature elevate l'aeriforme si comporta da gas perfetto ed infatti a sua curva è un'iperbole poiché segue la legge di Boyle. Al diminuire della temperatura la forma dell'isoterma varia perché il gas incomincia a comportarsi da gas reale. Al di sotto di  $T_c$  il volume inizia a diminuire fino al punto B, mentre la pressione rimane costante e si ha la transizione dalla fase vapore a quella liquida.

## Equilibri ionici in soluzione acquosa

### Acidi e basi:

Secondo la definizione di Brøsted e Lowry un acido è una sostanza capace di donare un protone  $H^+$ , mentre una base è una sostanza in grado di accettarlo. Una reazione acido-base avviene per trasferimento di un protone da parte di una specie acida che lo cede a una specie basica che lo accetta con formazione di un legame covalente dativo. Affinché una specie si comporti da acido è necessaria la contemporanea presenza di una base o viceversa.

Ogni reazione che avviene tra un acido e una base coinvolge due coppie coniugate acido-base, ovvero una coppia formata da un acido che ha un atomo di idrogeno in più e una carica negativa in meno alla sua base coniugata.

### Reazione di autoprotolisi dell'acqua:

Esistono sostanze, come l'acqua, che sono in grado di comportarsi sia da acido sia da base, tali sostanze sono dette anfotili. Significa che nella molecola hanno un gruppo basico e uno acido.

Il fatto che l'acqua possa comportarsi sia da acido sia da base, comporta che in essa possa esistere un equilibrio acido-base tra le stesse molecole di acqua. Due molecole di acqua possono, infatti, interagire tra di loro, funzionando una da acido e l'altra da base secondo la reazione detta reazione di autoprotolisi dell'acqua  $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ .

All'equilibrio di dissociazione corrisponde una costante di equilibrio  $K_c = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]}$ .

Poiché le molecole di acqua non dissociate sono presenti in eccesso, la loro concentrazione può essere considerata costante a temperatura costante, e così anche il prodotto  $K_c[H_2O]^2$  che prende il nome di prodotto ionico dell'acqua  $K_w$ . Si ha allora:  $[H_3O^+][OH^-] = K_c[H_2O]^2 = K_w = 10^{-14}$

In acqua le concentrazioni dello ione idronio e dello ione idrossido sono uguali, sicché la soluzione viene definita neutra. Se all'acqua viene aggiunto un acido o una base, l'equilibrio viene perturbato. Se si aggiunge un acido, la concentrazione degli ioni  $H_3O^+$  aumenta e la soluzione ottenuta è acida, analogamente se si aggiunge una base si ottiene una soluzione basica perché aumenta la concentrazione di ioni  $OH^-$ . Tutti gli acidi e le basi sono composti covalenti che in acqua diventano elettroliti.

### pH e pOH:

Si definisce  $pH$  di una soluzione il logaritmo decimale negativo della concentrazione di ioni idronio:  $pH = -\log[H_3O^+]$ .

Il  $pOH$  di una soluzione è invece definito come il logaritmo decimale negativo della concentrazione di ioni idrossido:  $pOH = -\log[OH^-]$ .

- La somma del  $pH$  e del  $pOH$  deve essere uguale a 14
- Soluzioni con  $pH > 7$  ( $pOH < 7$ ) sono basiche
- Soluzioni con  $pH < 7$  ( $pOH > 7$ ) sono acide
- Soluzioni con  $pH = pOH = 7$  sono neutre

### Costanti di dissociazione:

La forza di un acido o di una base è detta dalla quantità di ioni  $H_3O^+$  o  $OH^-$  che può formare in un determinato solvente. Acidi e basi possono essere forti o deboli:

- Un acido (o base) forte è un elettrolita forte, completamente dissociato in acqua e la reazione di dissociazione è completamente spostata a destra.
- Un acido (o una base) debole è un elettrolita debole, solo parzialmente dissociato in acqua.

La forza relativa di un acido o una base si può esprimere in modo quantitativo mediante una costante di equilibrio che indica il grado di dissociazione dell'acido o base debole.

L'espressione della costante di equilibrio per la dissociazione acida di un generico acido debole  $HA$  è:

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

Analogamente l'espressione dell'equilibrio per una base debole  $B$  in acqua è:

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[B]}$$

Ad ogni acido corrisponde una base coniugata data dal suo anione. Il prodotto delle due costanti  $K_a$  e  $K_b$  di un acido e della sua base coniugata, è uguale al prodotto ionico dell'acqua  $K_w = 10^{-14}$ . Più debole è l'acido, più forte è la sua base coniugata.

### Calcolo pH:

- **Acido e base forte**

Per un acido forte monoprotico,  $[H_3O^+]$  in soluzione è uguale alla concentrazione di partenza dell'acido. In questo caso l'acido sono completamente dissociati e  $c_a$  corrisponde alla concentrazione degli ioni  $[H^+]$  liberati in soluzione.

Nel caso in cui  $c_a < 10^{-6} \text{ mol/l}$  non è più possibile trascurare gli ioni  $H^+$  provenienti dalla dissociazione dell'acqua. In questo caso è possibile trovare il  $pH$  mediante l'utilizzo di un'equazione di secondo grado  $[H^+]^2 - c_a[H^+] - K_w = 0$ .

Analogamente per una base forte.

- **Acido e base debole**

Un acido debole è un acido che si dissocia solo in parte in acqua. Nel caso in cui  $c_a > 10^{-4}$  e  $K_a < 10^{-3}$  la concentrazione degli ioni  $[H^+]$  è determinata dall'espressione  $[H^+] = \sqrt{K_a c_a}$ . Altrimenti per acidi deboli molto diluiti si usa la seguente formula  $[H^+]^2 + K_a[H^+] - c_a K_a = 0$ .

Analogamente per una base debole.

### Idrolisi:

I sali sono composti che in soluzione acquosa esistono dissociati nei loro ioni. Tali ioni, se provenienti da acidi deboli o da basi deboli, reagiscono con le molecole dell'acqua. L'interazione tra sali e acqua viene detta idrolisi. Gli ioni che non fanno idrolisi sono detti ioni spettatori e non influenzano il  $pH$ .

Essendo il sale il prodotto della reazione tra un acido e una base, che possono essere forti o deboli, si hanno quattro casi possibili:

1. Sali provenienti da acidi deboli e basi forti → idrolisi basica
2. Sali provenienti da acidi forti e basi deboli → idrolisi acida
3. Sali provenienti da acidi forti e basi forti → nessuna idrolisi ( $pH = 7$ )
4. Sali provenienti da acidi deboli e basi deboli → la soluzione può essere acida, basica o neutra
 
$$\begin{cases} K_a = K_b & pH = 7 & \text{soluzione neutra} \\ K_a < K_b & pH > 7 & \text{soluzione basica} \\ K_a > K_b & pH < 7 & \text{soluzione acida} \end{cases}$$

Per il calcolo del  $pH$  di un sale, la concentrazione degli ioni  $H^+$  si ricava dalla formula:  $[H^+] = \sqrt{K_a c_s}$

Un sale si dice dal comportamento anfotero quando in acqua si dissocia in ioni deboli che danno entrambi idrolisi.

**Acidi e basi poliprotici:**

Un acido (o base) poliprotico è un particolare tipo di composto che può dare più di una ionizzazione, ovvero può cedere (o acquistare) più di un protone.

Il  $pH$  di un acido poliprotico è dato dal contributo di tutte e tre le dissociazioni, tuttavia può essere valutato con approssimazione solo dalla prima dissociazione, ovvero l'unica dissociazione completa e che quindi ha una costante  $K_a$  maggiore. Questo comportamento è dovuto dal fatto che ad ogni dissociazione aumentano le cariche negative che rendono più difficile sottrarre un protone.

Acidi che possono dare più dissociazione sono caratteristici di più costanti di dissociazione e si prestano bene a equilibri che vanno a formare i tamponi.

**Mescolamenti reattivi e non reattivi (neutralizzazioni e diluizioni):**

- La diluizione comporta l'aggiunta di solvente a una soluzione in modo da portare il valore della sua concentrazione da un valore iniziale a un valore finale inferiore. La diluizione di una soluzione provoca l'aumento di volume e il corrispondente abbassamento della concentrazione. Ogni soluto dopo il mescolamento ha diminuito la concentrazione, anche il  $pH$ , essendo una concentrazione, a seguito di una diluizione cambia.
- Per neutralizzazione s'intende l'avanzamento di una reazione acido-base fino al suo punto di equivalenza, ovvero la condizione per cui il reagente acido e il reagente basico si trovano in soluzione in quantità tali da liberare rispettivamente lo stesso numero di ioni  $H^+$  e ioni  $OH^-$ . Il  $pH$  della soluzione dipende dalla natura dei reagenti e quindi dal sale che si viene a formare. Le reazioni di neutralizzazione sono reazioni fortemente spostate a destra e ciò garantisce che l'acido e la base reagiscano tra loro totalmente.

**Soluzione tampone:**

Si definisce una soluzione tampone, una soluzione che si oppone alla variazione di  $pH$  per aggiunte moderati di acidi o basi. Per realizzare una soluzione tampone occorrono due requisiti:

1. È necessaria la presenza simultanea di un acido capace di reagire con gli ioni  $OH^-$  eventualmente aggiunti ed una base capace di neutralizzare gli ioni di  $H_3O^+$  eventualmente aggiunti.
2. È necessario che l'acido e la base non reagiscano tra loro.

Quindi un tampone è generalmente preparato da quantità approssimativamente uguali di una coppia coniugata acido-base.

Consideriamo una soluzione formata da un acido debole e la sua base coniugata. La concentrazione degli ioni idronio è determinabile per mezzo della formula:  $[H^+] = K_a \frac{c_a}{c_b}$

Il tampone funziona per  $0,1 < \frac{c_a}{c_b} < 10$  ed ha capacità massima per  $\frac{c_a}{c_b} = 1$ .

Quindi  $pH = pK_a + \log \frac{c_b}{c_a}$  con  $-1 < \log \frac{c_b}{c_a} < 1$

La coppia acido/base da scegliere per formare il tampone deve avere il suo  $pK_a$  in un intorno del  $pH$ .

**Titolazione:**

La titolazione è una tecnica di analisi chimica utilizzata per determinare la concentrazione incognita di un acido o di una base mediante una reazione di neutralizzazione che porta alla formazione di un sale più acqua.

Quando si titolano acidi forti con basi forti, o viceversa, il valore del  $pH$  inizialmente varia molto lentamente, per poi avere un grande salto al punto di equivalenza in cui si ha  $pH = 7$  poiché la soluzione contiene un sale neutro.

Al contrario, se si utilizzano acidi deboli con basi forti, o viceversa, il  $pH$  inizialmente varia molto rapidamente, per poi stabilizzarsi al raggiungimento del punto di semi-equivalenza (quando è stata aggiunta metà della quantità di reagente necessaria alla neutralizzazione). In questo momento si è formata una soluzione tampone di massima capacità. Quando la sostanza che viene titolata è un acido o una base debole, allora il  $pH$  al punto di equivalenza non è 7. Un acido debole titolato con una base forte determina un  $pH$  basico a causa dell'idrolisi della base coniugata dell'acido debole. Una base debole titolata con un acido forte determina un  $pH$  acido a causa dell'idrolisi dell'acido coniugato della base debole.

## Equilibri eterogenei in soluzione acquosa

### Solubilità:

Esiste un limite alla quantità di soluto che può essere solubilizzato in un determinato solvente. Una soluzione in cui è stata sciolta la massima quantità di soluto in un determinato solvente si dice soluzione satura. La concentrazione del soluto disciolto nella soluzione satura è la sua solubilità. La solubilità è definita come la massima concentrazione di un soluto che si può sciogliere in 1 l di soluzione a una certa temperatura. Aggiungendo un soluto solido a una soluzione satura, il soluto non si scioglie più ma precipita e va ad aggiungersi al corpo di fondo. Se il corpo di fondo non è un elettrolita, non c'è dissociazione ionica e l'equilibrio eterogeneo si può scrivere:  $soluto_s \rightleftharpoons soluto_{aq}$ .

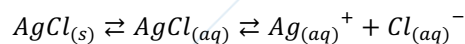
Se il soluto è un elettrolita, alla solubilizzazione del soluto segue la sua dissociazione completa in ioni:  $soluto_s \rightleftharpoons soluto_{aq} \rightleftharpoons cationi_{aq} + anione_{aq}$ .

### Prodotto di solubilità:

I sali sono elettroliti forti e in soluzione acquosa sono completamente dissociati negli ioni che lo formano. Alcuni sale però sono poco solubili in acqua.

Consideriamo il sale poco solubile  $AgCl$ .

Ponendo il sale in acqua, una piccola parte passa in soluzione e si stabilisce l'equilibrio tra il corpo di fondo rimasto insolto e la quantità di sale passata in soluzione:



da cui si ha la costante di equilibrio:  $K_{ps} = [Ag_{(aq)}^+][Cl_{(aq)}^-]$ .

Il valore della costante di equilibrio riflette la solubilità di un composto ed è definito come prodotto di solubilità. Pertanto la solubilità in acqua di un composto può essere determinata misurando la concentrazione degli ioni quando il composto si scioglie.

Se indichiamo con  $s$  la solubilità del cloruro di argento, si avrà che  $s$  rappresenta anche la concentrazione dei cationi e degli anioni in soluzione:  $[Ag_{(aq)}^+] = [Cl_{(aq)}^-] = s$ .

L'espressione del prodotto di solubilità diventa:  $K_{ps} = [Ag_{(aq)}^+][Cl_{(aq)}^-] = s \cdot s = s^2$ .

- **Precipitazione da soluzione**

Se il prodotto della concentrazione degli ioni in condizioni di non equilibrio è uguale al prodotto di solubilità, allora la soluzione è satura; se è minore, la soluzione è insatura; mentre se è maggiore, la soluzione è soprassatura e si forma il corpo di fondo. La soprassaturazione è la condizione in cui si trova la soluzione prima che sopraggiunga la precipitazione. Da una soluzione ottengo la precipitazione se si formano ioni che combinati tra loro danno un sale poco solubile.

### Effetto dello ione comune:

L'effetto dello ione comune è un termine utilizzato per descrivere l'effetto dovuto dalla dissociazione in una soluzione di due soluti con lo stesso ione. La presenza di uno ione in comune a una soluzione satura contenente un sale poco solubile provoca la diminuzione della solubilità del sale e ne determina la precipitazione, mentre il prodotto di solubilità rimane costante.

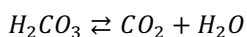
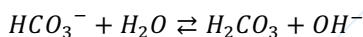
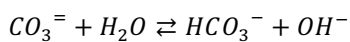
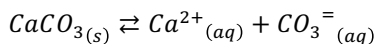
Se per esempio a una soluzione satura di cloruro di argento  $AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$

si aggiunge una soluzione acquosa di acido cloridrico  $HCl$ , a causa dell'effetto ione comune, l'equilibrio di solubilità del sale si sposta verso sinistra, con formazione del corpo di fondo. In situazione di equilibrio il prodotto delle concentrazioni è una costante, allora all'aumentare della concentrazione dello ione  $Cl^-$ , diminuirà quella dello ione  $Ag^+$ .

**Effetto del  $pH$  sulla solubilità:**

La solubilità dei composti poco solubili è influenzata dal  $pH$  nel caso in cui questo fa variare la concentrazione di almeno uno degli ioni che compongono il sale. L'effetto del  $pH$  sulla solubilità può essere determinato mediante lo studio di equilibri multipli.

Consideriamo l'equilibrio di solubilizzazione del carbonato di calcio  $CaCO_{3(s)}$ .



Data la presenza degli ioni  $OH^{-}$ , il  $pH$  ha effetto sulla solubilità del sale solo se è basico. Infatti se ad esempio aggiungo  $NaOH \rightleftharpoons Na^{+} + OH^{-}$ , gli  $OH^{-}$  aumentano quindi l'idrolisi torna indietro, l'equilibrio si sposta a sinistra creando un effetto a catena e il sale precipita perché la solubilità diminuisce.

Se invece aggiungo un acido, l'equilibrio si sposta a destra perché gli ioni  $H_3O^{+}$  reagiscono con gli  $OH^{-}$ , aumentano le concentrazioni dei reagenti e il sale aumenta la propria solubilità per mantenere l'equilibrio.

## Cinetica chimica

La cinetica chimica riguarda lo studio della velocità e del meccanismo con cui avviene una reazione.

### Velocità delle reazioni chimiche:

La velocità di reazione è la variazione della concentrazione di una specie chimica nell'unità di tempo e misura la rapidità con cui un sistema di reazione evolve dalle condizioni iniziali a quelle di equilibrio  $aA + bB \rightarrow cC + dD$ .

La variazione della concentrazione nel tempo si ricava sperimentalmente per esempio mediante l'uso di un pHmetro.

La velocità media di reazione è espressa dalla formula  $v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$

La velocità istantanea di reazione, è ottenuta rendendo infinitesimo l'intervallo di tempo  $\Delta t$  ed è pari alla pendenza della retta tangente alla curva  $\lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{dc}{dt}$

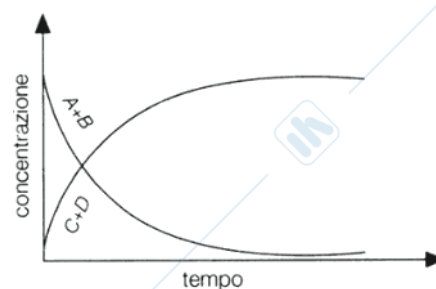
È massima all'inizio e si annulla all'equilibrio.

In generale si osserva una diminuzione nel tempo della concentrazione dei reagenti, che assumerà un segno negativo, e contemporaneamente un aumento di quella dei prodotti. Il segno negativo è pertanto necessario davanti alla variazione nel tempo della concentrazione dei reagenti essendo la velocità di reazione un parametro positivo.

Per una reazione in fase omogenea la velocità di reazione dipende dai seguenti fattori:

- Natura chimica dei reagenti e prodotti
- Concentrazione dei reagenti (la velocità aumenta se aumenta [R])
- Temperatura (aumenta all'aumentare di T)
- Presenza di catalizzatore

Per una reazione in fase eterogenea, invece, la velocità, oltre a dipendere dalla natura chimica dei reagenti e prodotti e dalla presenza di catalizzatori, è influenzata anche dalla superficie di contatto tra le fasi.



### Legge cinetica:

La legge cinetica è l'espressione matematica, ottenibile sperimentalmente e non prevedibile a priori, che lega la velocità di reazione alla concentrazione di uno o più reagenti elevata ad un esponente che dipende dallo stadio intermedio più lento.

Data una reazione  $aA + bB \rightarrow cC + dD$

La sua legge cinetica sarà  $v = k[A]^m[B]^n > 0$

- [A] e [B] sono le concentrazioni dei reagenti
- m e n sono i coefficienti che rappresentano l'ordine parziale rispetto ad A e rispetto a B, la loro somma rappresenta l'ordine globale di reazione
- k è la costante di velocità, definita come la velocità in cui i reagenti hanno concentrazione unitaria [A] = [B] = 1 al tempo iniziale

### esempio:

Data la reazione  $2H_2 + NO \rightarrow 2H_2 + 2N_2$

La legge cinetica sarà del tipo  $v = k[H_2]^m[NO]^n$

In un primo set di esperimenti a T costante, si mantiene costante la concentrazione di [NO] e si varia quella di [H<sub>2</sub>]; successivamente si mantiene costante la concentrazione di [H<sub>2</sub>] e si varia quella di [NO]. Gli esperimenti mostrano che [NO] = costante la velocità di reazione raddoppia con concentrazione doppia di H<sub>2</sub> e triplica se si triplica [H<sub>2</sub>]; l'ordine di reazione rispetto [H<sub>2</sub>] è quindi m = 1.

Mentre se [H<sub>2</sub>] = costante, raddoppia [NO] e la velocità quadruplica, mentre triplicando [NO] la velocità di reazione è nove volte superiore; quindi l'ordine di reazione rispetto a [NO] è n = 2.

Allora  $v = k[H_2]^1[NO]^2$  con ordine complessivo di reazione n + m = 3.

**Leggi cinetiche integrate:**

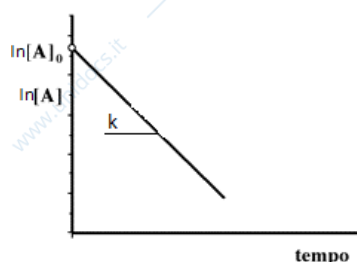
Le leggi cinetiche integrate esprimono una relazione tra concentrazione e tempo, permettono, infatti, di calcolare la concentrazione di una specie chimica coinvolta nella reazione ad un dato tempo oppure il tempo necessario affinché una data quantità di reagente si consumi.

**1. Reazioni di primo ordine**

La legge cinetica di una reazione di primo ordine è:  $v = -\frac{dc}{dt} = kc$

Da cui si ha attraverso la separazione delle variabili e integrando:

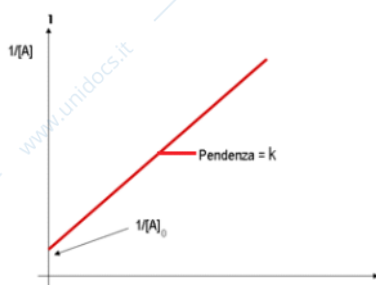
$$\frac{dc}{c} = -k dt \rightarrow \int_{c^0}^c \frac{dc}{c} = \int_0^t -k dt \rightarrow \ln \frac{c}{c^0} = -kt \rightarrow \ln c = -kt + \ln c^0$$

**2. Reazioni di secondo ordine**

La legge cinetica di una reazione di secondo ordine è:  $v = -\frac{dc}{dt} = kc^2$

Da cui si ha attraverso la separazione delle variabile e integrando:

$$\frac{dc}{c^2} = -k dt \rightarrow \int_{c^0}^c \frac{dc}{c^2} = \int_0^t -k dt \rightarrow -\frac{1}{c} \Big|_{c^0}^c = -kt \rightarrow \frac{1}{c} = kt + \frac{1}{c^0}$$



L'ordine complessivo di reazione può essere anche di ordine 0 allora  $v = k$ , ciò vuol dire che la velocità di reazione è indipendente dalla concentrazione dei reagenti.

L'ordine di reazione è importante perché fornisce informazioni sul meccanismo con cui una reazione chimica avviene.

**Meccanismi di reazione:**

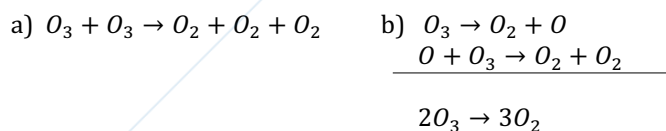
Il meccanismo di reazione consiste nell'insieme di processi elementari che avvengono durante una reazione, ovvero la sequenza di stadi di rottura e formazione di legami che ha luogo durante la conversione dei reagenti nei prodotti.

La reazione può avvenire in due modi:

1. Reazione a uno stadio → in cui formazione e rottura dei legami sono simultanee
2. Reazione a due stadi → prima si ha la rottura dei legami e poi la formazione di nuovi legami

esempio:

$2O_3 \rightarrow 3O_2$  decomposizione dell'ozono

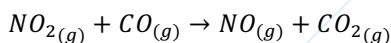


Ogni stadio di una reazione è chiamato stadio elementare, definito come quella reazione che descrive un singolo evento molecolare.

Gli stadi elementari sono classificati in funzione di molecole reagenti che vengono in contatto in una reazione. Questo numero è chiamato, molarità dello stadio elementare. Quando una molecola è l'unico reagente in uno stadio elementare, lo stadio è detto unimolecolare. Un processo elementare bimolecolare coinvolge invece due molecole e così dicendo.

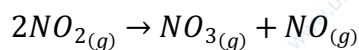
La molarità di uno stadio elementare coincide con l'ordine dello stadio stesso; uno stadio elementare unimolecolare deve essere del primo ordine, uno stadio elementare bimolecolare deve essere del secondo ordine ecc... mentre ciò non è vero per le reazioni complessive. Esiste per tanto una relazione tra la molarità e le equazioni cinetiche, e poiché lo stadio più lento è quello che determina la velocità della reazione, allora dalla molarità dello stadio più lento si può dedurre l'equazione cinetica della reazione complessiva e così l'ordine di reazione.

esempio:

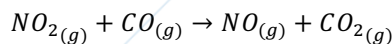
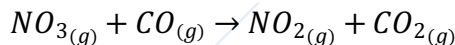


Equazione cinetica trovata sperimentalmente:  $v = k[NO_2]^2$

Stadio lento, bimolecolare,  $v = k[c]^2$



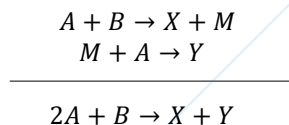
Stadio veloce, bimolecolare,  $v = [NO_3][CO]$



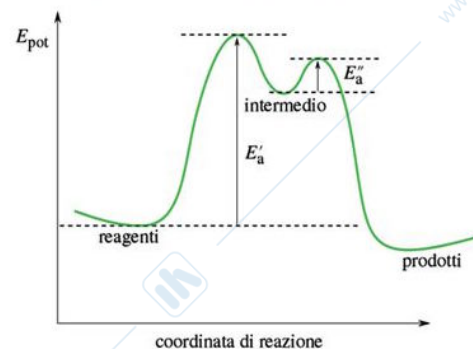
Il primo stadio, quello limitante, possiede un'equazione cinetica che è in accordo con i risultati degli esperimenti. Un modo per comprendere quale sia lo stato lento di una reazione consiste nell'interpretazione di un diagramma che mostra l'energia potenziale in funzione della coordinata di reazione, lo stadio lento è quello che ha l'energia di attivazione maggiore.

**Intermedio di reazione:**

Si consideri una reazione che avvenga secondo un meccanismo che comporti due stadi successivi, il primo lento e il secondo veloce.

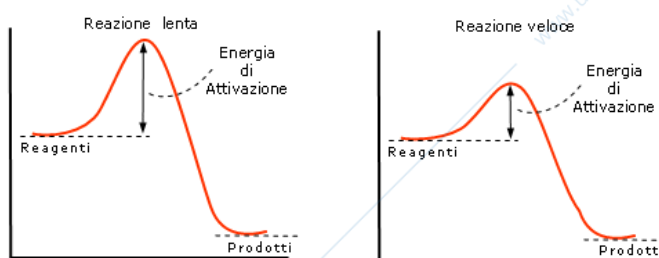


Nella prima reazione, A e B vengono in contatto e producono lentamente uno dei prodotti, X più un'altra sostanza, M. Appena si forma, M è rapidamente consumata dalla reazione con una seconda molecola di A per formare il secondo prodotto, Y. Sommando i due stadi si ottiene l'equazione bilanciata corrispondente alla reazione complessiva. M prende il nome di intermedio di reazione. Gli intermedi di reazione sono specie chimiche che si formano durante uno stadio e si consumano nei seguenti. Di solito hanno un'esistenza fugace e non compaiono nell'equazione stechiometrica. Nel diagramma corrispondono ad un minimo di energia.

**Teoria delle collisioni e del complesso attivato:**

Affinché una reazione avvenga, la teoria delle collisioni stabilisce che devono essere soddisfatte tre condizioni:

1. Le molecole reagenti devono collidere tra di loro. La velocità di reazione è principalmente correlata al numero di collisioni, che a sua volta dipende dalla concentrazione dei reagenti.
2. Le molecole devono collidere secondo un'orientazione precisa che può consentire la formazione dei prodotti. Questa condizione ha notevole importanza nelle reazioni in cui sono interessate grosse molecole per le quali la possibilità di dare una certa reazione può risiedere soltanto in una particolare frazione della molecola dotata di energia cinetica sufficiente.
3. Le particelle devono collidere con energia sufficiente per rompere i legami coinvolti nella reazione. Affinché l'urto sia efficace al fine di ottenere una reazione chimica, deve avvenire con un'energia di valore pari o superiore al valore dell'energia di attivazione in modo tale che le molecole si avvicinino tanto da compenetrare le loro atmosfere elettroniche costituendo così il complesso attivato che poi rompendosi dà luogo alle molecole dei prodotti della reazione. Il complesso attivato si forma in corrispondenza di una regione caratterizzata da un picco di energia potenziale detta stato di transizione, in cui il sistema reagente può arrivare solo superando una barriera energetica. Più è elevato il picco energetico che porta allo stato di transizione e più è lenta la reazione.



Questo processo può essere visualizzato usando un diagramma energetico, noto come il diagramma delle coordinate di reazione. L'asse orizzontale rappresenta la natura dei reagenti e dei prodotti al procedere della reazione, l'asse verticale, l'energia potenziale del sistema durante la reazione.



1. Inizialmente si ha l'energia potenziale dei reagenti. Con il progredire della reazione l'energia potenziale aumenta fino ad arrivare a un massimo che corrisponde allo stato di transizione. Le molecole dei reagenti devono possedere l'energia necessaria (energia di attivazione) affinché al momento dell'urto l'energia cinetica di collisione assorbita dal complesso attivato come energia potenziale e accumulata nei legami possa romperli.
2. La differenza di energia fra il massimo e l'energia dei reagenti corrisponde all'energia di attivazione per la reazione.

### Cenni sui catalizzatori:

I catalizzatori sono sostanze che accelerano una reazione modificandone il meccanismo in modo tale da abbassare l'energia di attivazione, permettendo la formazione di un complesso attivato ad energia più bassa. Infatti, con una barriera energetica più bassa, vi è un maggior numero di molecole con energia sufficiente per superarla e la reazione procede più rapidamente. I catalizzatori non vengono consumati in una reazione e non compaiono tra i reagenti o prodotti.

### Equazione di Arrhenius:

Dalla teoria degli urti affinché si abbia una reazione chimica, le molecole dei reagenti devono urtarsi con una corretta orientazione e con un'energia tale da superare il valore dell'energia di attivazione.

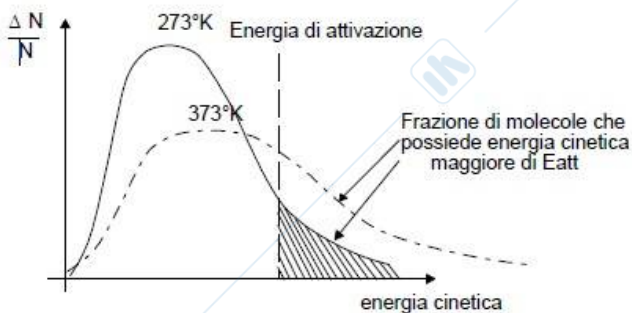
A una certa temperatura non tutte le molecole possiedono sufficiente energia cinetica tale da superare il valore dell'energia di attivazione. All'aumentare della temperatura  $T$  aumenta la frazione di molecole che ha un'energia cinetica superiore al valore dell'energia di attivazione e ciò determina un aumento della velocità.

La dipendenza della velocità della reazione dalla temperatura è data dalla costante  $k$ . L'equazione di Arrhenius descrive la dipendenza esponenziale tra  $k$  e  $T$ .

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}} \quad \text{con } k = \text{costante di velocità della reazione}$$

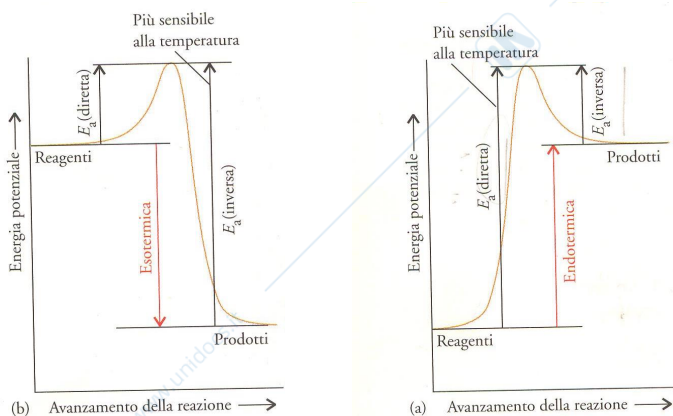
$A = \text{fattore di frequenza}$   
→ dipende dalla frequenza delle collisioni e dal fattore sferico (probabilità di collisione delle molecole)

In forma logaritmica si ha:  $\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$

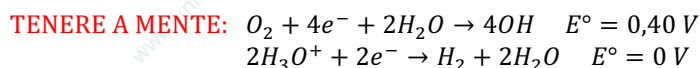


L'equazione di Arrhenius mostra anche come influisce l'energia di attivazione sulla velocità. Un elevato valore dell'energia di attivazione comporta una piccola variazione di  $T$  e un elevato effetto su  $k$ . Al contrario un basso valore dell'energia di attivazione determina una piccola variazione di  $T$  e un piccolo effetto su  $k$ .

Inoltre nel caso di una reazione esotermica l'energia dei prodotti è minore di quella dei reagenti, quindi all'aumentare della temperatura  $k'$  aumenta più di  $k$ . Il contrario per le reazioni endotermiche.



## Elettrochimica



### Reazioni di ossido-riduzione:

In una reazione di ossido-riduzione si ha un trasferimento di elettroni tra un agente riducente e un agente ossidante. Le caratteristiche essenziali di tutte le reazioni di ossido-riduzione sono le seguenti:

- Un agente si ossida e l'altro si riduce
- Le sue reazioni di ossidazione e di riduzione devono bilanciarsi
- L'agente ossidante si riduce
- L'agente riducente si ossida

Tutte le reazioni di ossido-riduzione devono essere bilanciate sia in massa che in carica mediante il metodo delle semireazioni. Si tratta di una procedura in cui si scrivono equazioni separate e bilanciate chiamate semireazioni che descrivono una il processo di ossidazione e l'altra di riduzione. L'equazione totale, ovvero il processo motore, sarà la somma delle sue semireazioni.

### Celle galvaniche:

Le celle galvaniche sono dispositivi capaci di sfruttare reazioni di ossido-riduzione spontanee per trasformare energia chimica di legame in energia elettrica.

Immergendo una barretta di zinco all'interno di una soluzione contenente ioni  $Cu^{2+}$ , è possibile notare l'ossidazione dello zinco a  $Zn^{2+}$  e la contemporanea riduzione degli ioni  $Cu^{2+}$  a rame metallico.

Il processo complessivo è il seguente:  $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

È possibile sfruttare tale reazione per ottenere energia elettrica separando semireazione di ossidazione dello zinco  $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$  dalla semireazione di riduzione del rame  $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

È sufficiente immergere una barretta di zinco metallico all'interno di una soluzione che dissociandosi completamente fornisce gli ioni  $Zn^{2+}$  e immergere una barretta di rame metallico all'interno di una soluzione che dissociandosi completamente fornisce gli ioni  $Cu^{2+}$ .

Finché le due semicelle rimangono separate non avviene nessuna reazione. Però se vengono collegate con un filo conduttore, lo zinco, che ha rispetto al rame una maggiore tendenza ad ossidarsi, perde elettroni che, passando attraverso il circuito elettrico esterno vengono attratti dagli ioni  $Cu^{2+}$  che acquistandoli si riducono a rame metallico.

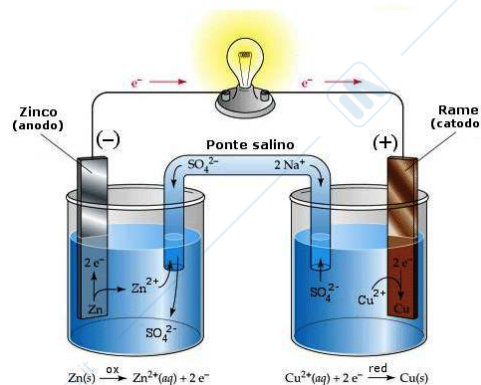
Per convenzione l'elettrodo, ovvero l'oggetto metallico che trasferisce elettroni, al quale avviene il processo di ossidazione è detto anodo e costituisce il polo negativo della pila, mentre l'elettrodo al quale viene il processo di riduzione è detto catodo e risulta essere il polo positivo della pila.

All'anodo lo zinco metallico si ossida e passa in soluzione come ioni  $Zn^{2+}$  di cui si arricchisce la soluzione. Al catodo gli ioni  $Cu^{2+}$  si riducono a rame metallico e la soluzione se ne impoverisce. In queste condizioni l'anodo tende a caricarsi positivamente, mentre il catodo negativamente. Ciò provoca la perdita dell'elettroneutralità delle due soluzioni e il passaggio di corrente si esaurisce brevemente poiché gli elettroni dovrebbero abbandonare una semicella carica positivamente che li attrae per dirigersi verso una semicella carica negativamente che li respinge.

È pertanto necessario collegare le due soluzioni attraverso un dispositivo chiamato ponte salino che garantisce l'elettroneutralità delle due soluzioni. Esso è costituito da un tubo contenente una soluzione molto concentrata di un elettrolita forte.

### Semielementi:

I semielementi che compongono una cella sono generalmente composti da un elettrodo metallico immerso in una soluzione elettrolitica, costituita avvolta dagli ioni dello stesso metallo. Quando si hanno semielementi in cui uno dei due elementi è un gas, l'elettrodo si costituisce facendo gorgogliare il gas su un elettrodo generalmente il platino. Quando nelle semireazioni non sono presenti composti metallici uso il platino come elettrodo.



**Forza elettromotrice ed equazione di Nernst:**

Gli elettroni generati dall'anodo di una cella elettrochimica si muovono attraverso il circuito esterno verso il catodo spinti da una forza detta forza elettromotrice che deriva dalla differenza di potenziale ai due elettrodi.

La forza elettromotrice è una grandezza che può essere direttamente correlata al massimo lavoro utile che la cella può fornire. Il lavoro utile è massimo se il processo avviene in condizioni di reversibilità ed è dato da  $w_{\text{utile}} = \Delta E n F$ .

A temperatura e pressione costanti in un sistema all'equilibrio, se il processo è reversibile allora  $-\Delta G = \Delta E n F$  e la pila non eroga corrente, altrimenti  $-\Delta G \geq \Delta E n F$

Dalla condizione di uguaglianza si ha:

$$\Delta E n F = -\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q = RT \ln K - RT \ln Q$$

$$\Delta E = \frac{RT}{nF} \ln K - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad \text{con} \quad \Delta E^\circ = \frac{RT}{nF} \ln K \rightarrow \text{f.e.m standard}$$

L'equazione  $\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$  con  $\frac{RT}{F} = 0,0257$  e  $Q = \frac{a_{\text{ox}}^i}{a_{\text{rid}}^j}$  è nota con il nome di equazione di Nernst e permette di calcolare il potenziale di una semicella che non si trova in condizioni standard.

$E$  → Rappresenta la differenza di potenziale di un singolo elettrodo

$E^\circ$  → Rappresenta la differenza di potenziale dell'elettrodo quando le attività sono tutte unitarie (cella a condizione standard).

La  $\Delta E$  di cella è la somma di due contributi, dovuti rispettivamente alla semireazione di riduzione e di ossidazione  $\Delta E = E^+ - E^-$

**L'elettrodo standard a idrogeno:**

Mentre è possibile determinare il valore della forza elettromotrice di una pila, non è possibile determinare il valore assoluto del potenziale di ciascuna semicella. Una semicella isolata non produce nessuna reazione chimica e se collegata a una seconda semicella, può fungere sia da catodo che da anodo. Per tale motivo è stata scelta per convenzione una semicella alla quale è stato assegnato il valore di potenziale uguale a zero. La semicella presa come riferimento è nota come elettrodo standard a idrogeno e corrisponde alla coppia redox  $H^+ / H_2$ .

Tutte le coppie redox che si riducono rispetto all'idrogeno assumono un potenziale positivo mentre, tutte le coppie redox che si ossidano rispetto all'idrogeno, assumono un potenziale negativo.

**Corrosione galvanica e passivazione:**

La corrosione è il meccanismo di deterioramento dei metalli attraverso reazioni di ossido-riduzione. Il meccanismo della corrosione galvanica s'innescia quando due materiali, esposti a condizioni differenti, vengono posti a diretto contatto. In queste circostanze si forma una cella galvanica nella quale gli elettrodi sono costituiti dai due materiali accoppiati. Il metallo che si corrode è quello che si ossida, denominato anodo.

L'entità della corrosione dipende:

- dalla differenza di potenziale che si crea tra i due elementi, che è tanto più grande quanto più distanti sono gli elementi stessi nella scala dei potenziali standard (o scala galvanica);
- dalla quantità di ossigeno presente nell'ambiente;
- dal rapporto tra la superficie complessiva dei due metalli e quella del metallo meno nobile.

La passivazione è un fenomeno di natura elettrochimica che può rallentare o impedire completamente, condizione di passività, la reazione di corrosione dei materiali metallici. Tale fenomeno consiste nella formazione di una pellicola sottile che aderisce perfettamente alla parte della superficie del pezzo a contatto con l'ambiente aggressivo, solitamente acqua o aria. Perché possa avvenire il fenomeno della passivazione, tale pellicola deve ostacolare la diffusione dell'agente ossidante, generalmente ossigeno, per cui deve essere compatto.

## Chimica organica

### Carbonio:

L'atomo di carbonio può raggiungere l'ottetto di elettroni in vari modi a seconda della sua ibridazione, può essere ibridato  $sp^3$ , formando 4 legami singoli,  $sp^2$ , formando legami doppi, e  $sp$ , formando tripli legami. A seconda del numero di atomi di carbonio a cui si lega, inoltre può essere definito primario, secondario o terziario.

### Isomeria:

L'isomeria è il fenomeno in base al quale alla medesima formula bruta possono corrispondere due o più composti diversi. Esistono diverse tipi di isomerie tra cui l'isomeria conformazionale, strutturale e geometrica.

- Gli isomeri conformazionali si differenziano per l'orientamento spaziale relativo dei gruppi di atomi. Possono trasformarsi l'uno dell'altro per rotazione intorno a un legame semplice senza rottura di alcun legame chimico. I composti contenenti legami multipli non permettono questo tipo di rotazione e perciò non presentano tale isomeria. Due conformazioni fondamentali sono:
  1. Conformazione eclissata: i legami  $C - H$  dei due atomi di carbonio sono allineati.
  2. Conformazione sfalsata: si ottiene facendo ruotare di  $60^\circ$  un atomo di carbonio rispetto all'altro.
- L'isomeria di struttura è relativa alla forma della catena carboniosa che può essere lineare, ramificata o ciclica. Gli isomeri di struttura sono composti che hanno la stessa composizione elementare ma gli atomi sono legati tra loro in modo diverso.
- L'isomeria geometrica, detta anche isomeria *cis - trans*, prevede la presenza di atomi legati nello stesso ordine ma disposti in modo diverso nello spazio. Affinché ci sia questo tipo di isomeria sono necessarie due condizioni:
  1. Non deve esserci rotazione attorno al legame tra i due atomi di carbonio.
  2. Ciascuno dei due atomi di carbonio deve essere legato a due gruppi diversi.

L'isomeria geometrica è perciò causata unicamente dalla presenza di un doppio legame. L'isomero è definito *cis* se ha i due gruppi uguali dalla stessa parte di un legame doppio, *trans* se li ha da parti opposte.

### Idrocarburi:

I composti binari costituiti da carbonio e idrogeno prendono il nome di idrocarburi. Essi si dividono in

- Aromatici
- Alifatici

Gli idrocarburi alifatici in base al tipo di legame  $C - C$  possono essere suddivisi in

- Saturi → contenuti solo legami semplici  $C - C$ . Ne fanno parte gli alcani ( $C_nH_{2n+2}$ ), i cui atomi di carbonio sono ibridizzati  $sp^3$
- Insaturi → contenuti uno o più legami multipli. Ne fanno parte gli alcheni ( $C_nH_{2n}$ ), i cui atomi di carbonio sono ibridizzati  $sp^2$  e perciò sono legati da un doppio legame  $C = C$ , e gli alchini ( $C_nH_{2n-2}$ ), con ibridazione  $sp$  presentano un triplo legame  $C \equiv C$
- Ciclici

Il nome degli idrocarburi si ottiene dal prefisso che indica il numero di atomi di carbonio che costituiscono la molecola (es met-, prop-, but-, pent-, ecc.) e dalla desinenza che indica la classe di appartenenza ( -ano per gli alcani, - ene per gli alcheni, - ino per gli alchini).

**Benzene:**

Il benzene ( $C_6H_6$ ) è un composto aromatico ciclico a sei atomi di carbonio in cui l'alternanza di legami semplici e doppi fa sì che si realizzi una delocalizzazione degli elettroni di legami  $\pi$  su tutta la molecola; la sua struttura è perciò un ibrido di due strutture di risonanza.

La nomenclatura del benzene, in presenza di diversi isomeri, consiste nell'elencare i sostituenti e nell'identificare la loro posizione sull'anello numerando i sei atomi di carbonio. Un altro metodo è quello di indicare la posizione del secondo sostituente rispetto al primo tramite i prefissi *orto* – (posizione 1-2), *meta* – (posizione 1-3) e *para* – (posizione 1-4).

**Fenoli:**

Il fenolo è un composto aromatico derivato dal benzene, recante un gruppo ossidrilico direttamente legato all'anello benzenico e con formula chimica  $C_6H_5OH$ . Tale composto appartiene alla classe dei fenoli. I fenoli sono alcoli aromatici contenenti uno o più gruppi  $-OH$ . Hanno formula generale  $Ar - OH$ . Il fenolo può reagire come un alcol e formare, con gli acidi carbossilici, i corrispondenti esteri.

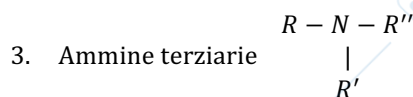
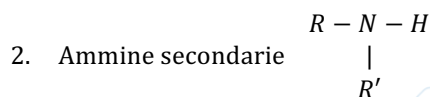
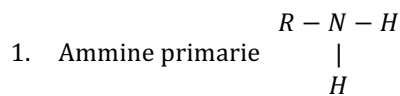
**Derivati degli idrocarburi:**• **Alcoli**

L'alcol è un derivato di un alcano ottenuto per sostituzione di un atomo di idrogeno con il gruppo ossidrilico  $-OH$ . La sua formula generale è pertanto  $R - OH$ . La polarità del gruppo ossidrilico conferisce all'alcol numerose proprietà fisiche come l'alto punto di ebollizione. Inoltre la polarità della molecola intensifica le forze attrattive intermolecolari nell'acqua rendendo la molecola solubile. La solubilità dell'alcol diminuisce all'aumentare del numero di atomi di carbonio della catena.

Dal punto di vista chimico l'atomo di ossigeno è molto più elettronegativo dell'atomo di carbonio, ciò provoca una separazione di cariche nella molecola, rendendola più reattiva di quella degli idrocarburi. Sono inoltre sostanze anfotere che possono comportarsi come acidi o basi molto deboli. La reazione più caratteristica degli alcoli è l'ossidazione, gli alcoli primari possono essere ossidati ad aldeidi mentre quelli secondari a chetoni. A seconda del numero di gruppi alchilici legati al carbonio che porta il gruppo ossidrilico, gli alcoli possono essere classificati come primari, secondari e terziari.

• **Ammine**

Le ammine sono derivati organici dell'ammoniaca ( $NH_3$ ) ottenuti sostituendo uno o più idrogeni con gruppi alchilici. Si possono avere tre gruppi di ammine a seconda del numero di sostituenti organici:



La struttura delle ammine è simile a quella dell'ammoniaca, ovvero la geometria intorno all'atomo di azoto è a piramide trigonale. Sono molecole polari che possono formare legami a idrogeno con se stesse e con l'acqua e sono solubili quando la catena carboniosa non supera i 5 atomi di carbonio. Il doppietto elettronico libero sull'azoto conferisce le proprietà basiche alle ammine.

– **Anilina**

L'anilina è un composto aromatico avente formula bruta  $C_6H_7N$ . È un'ammina primaria la cui struttura è quella di un benzene in cui un atomo di idrogeno è stato sostituito da un gruppo  $NH_2$

- **Aldeidi e chetoni**

Le aldeidi e i chetoni sono i prodotti di ossidazione rispettivamente degli alcoli primari e secondari. Le aldeidi e i chetoni fanno parte di una classe di composti chiamati composti carbonilici che presentano una caratteristica strutturale, infatti ognuno contiene un carbonio trigonale planare legato con un doppio legame a un atomo di ossigeno.

La loro formula generale è  $\begin{array}{c} R - C = O \\ | \\ H \end{array}$  per gli aldeidi, e  $\begin{array}{c} R - C = O \\ | \\ R \end{array}$  per i chetoni.

Il gruppo funzionale  $C = O$  è detto gruppo carbonilico. La presenza dell'atomo di ossigeno, molto elettronegativo, fa sì che il gruppo carbonilico sia fortemente polarizzato e quindi reattivo. Nonostante siano composti polari non possono formare legami a idrogeno intermolecolari.

- **Acidi carbossilici**

Gli acidi carbossilici sono composti carbonilici ottenuti per ossidazione delle aldeidi. La loro formula

generale è  $\begin{array}{c} R - C = O \\ | \\ OH \end{array}$ , indicata anche come  $RCOOH$  e il gruppo funzionale

è il gruppo carbossilico  $\begin{array}{c} -C = O \\ | \\ OH \end{array}$  formato da un gruppo carbonilico e uno ossidrilico.

Sono molecole polari che possono formare legami a idrogeno intermolecolari e con l'acqua e che sono facilmente solubili. La distribuzione di cariche, per cui gli atomi di ossigeno del gruppo carbossilico sono leggermente negativi mentre l'atomo di idrogeno del gruppo ossidrilico leggermente positivo, rende gli acidi carbossilici in acqua degli acidi deboli.

- **Esteri**

Gli esterri sono derivati dagli acidi per sostituzione del gruppo  $-OH$  con gruppo  $-OR'$ , si ottengono attraverso una reazione di esterificazione in cui gli acidi carbossilici reagiscono con gli alcoli. La reazione di esterificazione è una reazione di condensazione tra due composti con eliminazione di una molecola d'acqua. La reazione inversa è l'idrolisi, idrolizzando un estere si ottengono perciò l'acido e l'alcol di partenza.

La formula generale è  $\begin{array}{c} R - C = O \\ | \\ OR' \end{array}$ , indicata anche come  $RCOOR'$ .

Il gruppo funzionale è il gruppo alcossidico  $-OR'$ .

- **Ammidi**

Le ammidi sono derivate degli acidi per sostituzione del gruppo  $-OH$  di un acido carbossilico con il gruppo amminico  $-NH_2$ . Si ottengono da una reazione reversibile di condensazione tra un acido carbossilico e l'ammoniaca. Idrolizzate in ambiente basico o acido liberano l'acido carbossilico corrispondente e ammoniaca, o ione ammonio.

La formula generale è  $\begin{array}{c} R - C = O \\ | \\ NH_2 \end{array}$ , o  $RCNH_2$ .



www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari