

CAPITOLO 4 - REAZIONI IN SOLUZIONI ACQUOSE

Una **soluzione** è una miscela omogenea di due o più sostanze: il **soluto** è la sostanza presente in minore quantità mentre il **solvente** è la sostanza presente in maggiore quantità. Tutti i soluti che si sciolgono in acqua si suddividono in due categorie: gli **elettroliti** e i **non elettroliti**. Gli elettroliti sono sostanze che quando si sciolgono in acqua danno luogo ad una soluzione in grado di condurre elettricità (vengono suddivisi in elettroliti deboli ed elettroliti forti). Un non elettrolita, al contrario, quando viene sciolto in acqua produce una soluzione che non è in grado di condurre elettricità.

Gli **elettroliti forti** hanno la caratteristica di avere il soluto considerato dissociato al 100% mentre negli **elettroliti deboli** il soluto non si dissocia completamente.

Il processo in cui uno ione viene circondato da molecole d'acqua disposte in un modo non casuale viene detto **idratazione**. L'idratazione aiuta a stabilizzare gli ioni in una soluzione ed evita che i cationi si combinino con gli anioni. Che acidi e basi sono elettroliti, in particolare HCl e HNO₃ sono elettroliti forti.

Quando in uno stato chimico non si può notare nessun cambiamento definito, sebbene a livello molecolare ci sia una continua attività, si chiama equilibrio chimico.

Reazioni di precipitazione

Un tipo di reazione che ha spesso luogo in soluzione acquosa è la **reazione di precipitazione** che si traduce nella formazione di un prodotto insolubile chiamato **precipitato**. Un precipitato è un solido insolubile che si separa dalla soluzione. Una reazione di precipitazione coinvolge solitamente composti ionici.

La **solubilità** del soluto è definita come la massima quantità di soluto che si scioglie in una certa quantità di solvente ad una data temperatura

Equazioni molecolari, equazioni ioniche ed equazioni ioniche nette

Un **equazione molecolare** presenta le formule dei composti scritte come se tutte le specie esistessero come molecole o come unità indissociate. Quando invece nella reazione sono presenti degli ioni è necessario scrivere l'equazione come **equazione ionica netta** (equazione ionica dalla quale vengono eliminati gli ioni spettatori ovvero gli ioni non coinvolti nella reazione complessiva).

Per poter scrivere l'equazione ionica netta bisogna seguire i seguenti passaggi:

1. Scrivere l'equazione molecolare bilanciata
2. Scrivere l'equazione ionica mostrano gli elettroliti forti dissociati completamente in cationi e anioni
3. Eliminare gli ioni spettatori da entrambi i lati dell'equazione ionica
4. Verificare che cariche e numeri di atomi siano bilanciati nell'equazione ionica netta

Reazioni acido-base

Secondo la classificazione di **Arrhenius** gli acidi sono sostanze che si ionizzano in acqua per produrre ioni H⁺ mentre le basi sono sostanze che in acqua si ionizzano per produrre ioni OH⁻.

Le caratteristiche degli **acidi** sono:

- Sapore aspro
- Reagiscono con certi metalli, come lo zinco, il magnesio ed il ferro, per produrre idrogeno gassoso
- Reagiscono con carbonati e bicarbonati per produrre diossido di carbonio gassoso
- Soluzioni acquose di acidi conducono l'elettricità (sono elettroliti).

Le caratteristiche delle **basi** sono:

- Sapore amaro
- Sono scivolose al tatto
- Soluzioni acquose di basi conducono l'elettricità

Sia le basi che gli acidi producono cambiamenti di colore nei coloranti delle piante, principio che sta alla base del funzionamento delle cartine tornasole.

Una classificazione più rigorosa di acidi e basi è data dalla classificazione di Brønsted: un **acido di Brønsted** è un donatore di protoni (deve quindi contenere almeno un protone ionizzabile) mentre una **base di Brønsted** è un accettore di protoni.

Si noti che lo ione H⁺ è un atomo di idrogeno che ha perso il suo elettrone ed è dunque ridotto ad un puro protone: questa particella piccolissima non può esistere dissociata perché in acqua ha una forte attrazione verso il polo negativo di H₂O. Di conseguenza il protone esiste nella sua forma idrata. Il protone idratato **H₃O⁺** si chiama **ione idronio** (l'acqua è quindi una base di Brønsted).

Gli acidi possono essere suddivisi in acidi **monoprotici**, ovvero che ogni unità di acido produce uno ione idrogeno per ionizzazione; acidi **diprotici** perché ogni unità di acido produce due ioni H^+ in due passaggi separati; acidi **triprotici** che producono tre ioni H^+ .

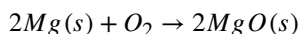
Una reazione di neutralizzazione è una reazione tra un acido e una base: in generale, in ambiente acquoso una reazione acido-base produce acqua e un sale che è a sua volta un composto ionico formato da un catione diverso da H^+ e un anione diverso da OH^- o O^{2-} . Se si scrive l'equazione ionica netta di una reazione di neutralizzazione questa sarà nella forma $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$.

Alcuni sali tra cui i carbonati, i bicarbonati, i solfiti e i solfuri reagiscono con gli acidi per formare prodotti gassosi come ad esempio l'anidride carbonica.

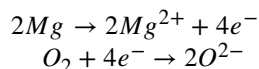
Reazioni di ossido-riduzione

Mentre le reazioni acido-base possono essere viste come trasferimenti del protone, le reazioni **redox** sono considerate reazioni di **trasferimento elettronico**. Molte reazioni di questo tipo avvengono in soluzione acquosa.

Un esempio di reazione di ossido-riduzione è la formazione dell'ossido di magnesio



La quale può essere suddivisa in due **semireazioni** che evidenziano la perdita di elettroni da parte del magnesio e l'acquisto di questi elettroni da parte dell'ossigeno



Il termine **reazione di ossidazione** si riferisce alla semireazione che è caratterizzata dalla **perdita** di elettroni mentre la **reazione di riduzione** è la semireazione caratterizzata dall'**acquisto** di elettroni. Nel caso della formazione di ossido di magnesio, il magnesio si è ossidato ed ha dunque agito da *agente riducente* perché ha donato elettroni all'ossigeno causandone la riduzione. L'ossigeno ha dunque agito da *agente ossidante* perché accetta elettroni dal magnesio causandone la ossidazione.

Il **numero di ossidazione** di un atomo, chiama anche **stato di ossidazione**, rappresenta il numero di cariche che l'atomo avrebbe in una molecola (o in un composto ionico) se gli elettroni venissero trasferiti completamente. Nelle reazioni redox gli elementi che presentano un **aumento del numero di ossidazione** sono **ossidati**, mentre se il numero di ossidazione **diminuisce** allora l'elemento è **ridotto**. In una molecola la somma di numeri di ossidazione è zero per mantenerla neutra. Per assegnare i numeri di ossidazione seguiamo le seguenti regole:

1. Negli elementi puri ogni atomo ha numero di ossidazione zero
2. Per gli ioni monoatomici il numero di ossidazione è uguale alla carica dello ione
3. Il numero di ossidazione dell'ossigeno nella maggior parte dei composti è -2 ma nel perossido di idrogeno H_2O_2 e nello ione perossido O_2^{2-} è -1
4. Il numero di ossidazione dell'idrogeno è +1 tranne quando è legato a metalli in composti binari (LiH , NaH , CaH_2). In questi casi il suo numero di ossidazione è +1
5. Il fluoro ha numero di ossidazione -1 in tutti i suoi composti
6. La somma dei numeri di ossidazione in una molecola o ione deve essere uguale alla sua carica (se elettricamente neutro deve essere zero)
7. I numeri di ossidazione possono essere non interi. Per esempio il numero di ossidazione dell'ossigeno nello ione superossido (O_2^-) è uguale a -1/2

Inoltre gli elementi metallici hanno solamente numeri di ossidazione positivi mentre i non metalli possono averli sia positivi che negativi.

Esistono varie tipologie di reazioni di ossido-riduzione:

Reazioni di **combinazione**

Una reazione di combinazione è una reazione in cui due o più sostanze si combinano per formare un solo prodotto, per esempio $S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$ in cui i reagenti hanno entrambi numero di ossidazione zero, essendo elementi pure, mentre nel prodotto lo zolfo ha numero di ossidazione +4 e l'ossigeno -2.

Reazioni di **decomposizione**

Sono l'opposto delle reazioni di combinazione e rappresentano la scissione di un composto in uno o più componenti come ad esempio $2HgO(s) \rightarrow 2Hg(l) + O_2(g)$.

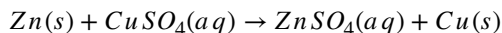
Reazioni di **combustione**

Rappresentano reazioni in cui una sostanza reagisce con l'ossigeno, generalmente con il rilascio di calore e luce per produrre una fiamma. Un esempio di reazione di combustione è la combustione del propano (C_3H_8): $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O$

Reazioni di spostamento

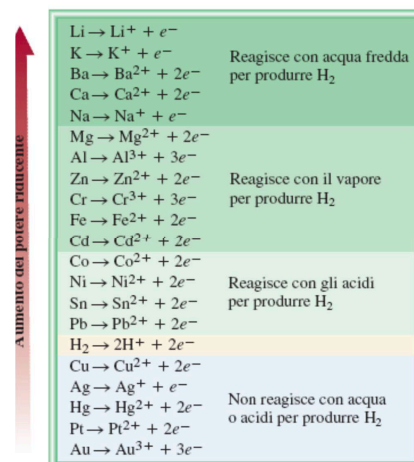
In una reazione di spostamento un atomo o uno ione in un composto viene rimpiazzato da un atomo o ione di un altro elemento. Si possono suddividere in tre categorie: spostamento di idrogeno, spostamento di un metallo, spostamento di un alogeno. [sono del tipo $A + BC \rightarrow AC + B$]

Lo spostamento del metallo si ha ad esempio nella reazione:



Un modo per prevedere se una reazione di spostamento di un metallo o dell'idrogeno abbia effettivamente luogo è quello di far riferimento ad una **serie di attività** (o **serie elettrochimica**) che è essenzialmente una summa dei risultati di molte reazioni di spostamento.

Secondo questa serie qualsiasi metallo che si trova più in alto rispetto all'idrogeno lo sposterà dall'acqua o da un acido, ma i metalli più in basso dell'idrogeno non reagiranno né con l'acqua né con un acido. Di conseguenza un qualsiasi metallo della serie non reagirà con qualsiasi metallo posto al di sotto di lui. Per esempio Zn si trova più in alto di Cu per cui lo zaino metallico sposterà gli ioni di rame dal solfato di rame.



$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$	Reagisce con acqua fredda per produrre H_2
$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$	
$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$	
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$	Reagisce con il vapore per produrre H_2
$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$	Reagisce con gli acidi per produrre H_2
$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$	
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$	Non reagisce con acqua o acidi per produrre H_2
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$	
$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3e^-$	

Si ha una **serie di attività anche per gli alogeni** riassumibile in $\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$.

Concentrazione delle soluzioni

La **concentrazione** di una soluzione è la quantità di soluto presente in una data quantità di soluzione. Una delle unità di misura più utilizzate è la **molarità** (M) o concentrazione molare, che è il numero di moli di soluto per litro di soluzione. Essa è definita quindi come $M = \frac{n}{V}$ dove n è il numero di moli di soluto e V è il volume in litri di soluzione.

La **diluizione** è il procedimento che si utilizza per preparare una soluzione meno concentrata a partire da una soluzione più concentrata di data molarità. Nell'effettuare il processo di diluizione è utile ricordare che aggiungendo più solvente a un dato quantitativo della soluzione di partenza la concentrazione della soluzione cambia senza che cambino il numero di moli di soluto presenti in soluzione (quindi moli di soluto prima della diluizione = moli di soluto dopo della diluizione).

Analisi gravimetrica

L'analisi gravimetrica è una tecnica analitica basata sulla misura della massa in generale applicata a composti ionici. Conoscendo la massa e la formula chimica di un precipitato formatosi dopo la reazione della sostanza in esame con la sostanza conosciuta, si può ricavare la massa della sostanza in esame.

Il procedimento si può riassumere nei seguenti punti:

1. Sciogliere la sostanza incognita in acqua (ad es. Ag^+)
2. Far reagire la sostanza incognita (Ag^+) con quella conosciuta (ad es. Cl^-) per formare un precipitato
3. Filtrare ed asciugare il precipitato
4. Pesare il precipitato
5. Usare l'equazione chimica e la massa del precipitato per determinare la quantità dello ione incognito

Titolazioni acido-base

In una titolazione una soluzione di concentrazione accuratamente nota, detta **soluzione standard**, viene aggiunta gradualmente ad un'altra soluzione di concentrazione incognita fino a che la reazione chimica tra le due soluzioni non sia completa. Se conosciamo il volume della soluzione standard e della soluzione sconosciuta usati nella titolazione, nonché la concentrazione della soluzione standard possiamo calcolare la concentrazione della soluzione incognita.

La soluzione a concentrazione note viene aggiunta a quella incognita attraverso una buretta sino al raggiungimento del **punto di equivalenza**, ovvero il punto in cui l'acido ha completamente reagito ed è dunque stato totalmente neutralizzato dalla base. Il punto di equivalenza viene solitamente evidenziato dal netto cambio di colore di un **indicatore**, ovvero di una sostanza che ha colori distintamente differenti a seconda che si trovino in ambiente acido o in ambiente basico (es. fenolftaleina). Un esempio di titolazione è la reazione $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{KNaC}_8\text{H}_4\text{O}_4(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$. Il numero totale di ioni H^+ che hanno reagito deve essere uguale al numero di ioni OH^- che hanno reagito.