

CAPITOLO 16 - EQUILIBRI ACIDO-BASE

L'effetto **ione comune** è lo spostamento nell'equilibrio causato dall'aggiunta di un composto avente uno ione in comune con la sostanza disciolta. La presenza di uno ione comune diminuisce la ionizzazione di un acido debole o di una base debole.

Soluzioni tampone

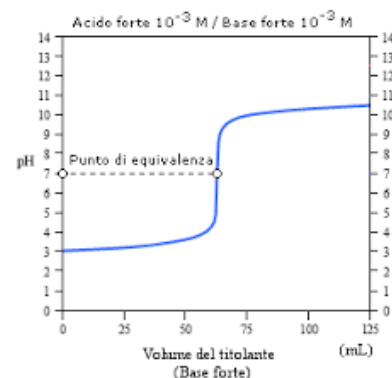
Una **soluzione tampone** è una soluzione di un **acido debole** o di una **base debole** e il suo **sale**; entrambi i componenti devono essere presenti. La soluzione ha la capacità di resistere a variazioni di pH a seguito dell'aggiunta di piccole quantità di acido o base.

Una soluzione tampone deve contenere una concentrazione piuttosto grande di acido per reagire con qualsiasi ione OH^- che possa essere aggiunto alla soluzione e deve contenere una concentrazione analoga di base. Inoltre i componenti acidi e basici non devono consumarsi reciprocamente per dar luogo ad una reazione di neutralizzazione. Tali requisiti sono soddisfatti da una coppia coniugata acido-base. La **capacità tamponante**, cioè l'efficacia di una soluzione tampone, dipende dalla quantità di acido e base coniugata che costituiscono il tampone. Maggiore è tale quantità, maggiore è il potere tamponante.

Titolazioni

In una **titolazione** una soluzione di concentrazione precisamente nota viene gradualmente aggiunta a un'altra soluzione di concentrazione sconosciuta finché la reazione chimica tra le due soluzioni è completa e si raggiunge dunque il **punto di equivalenza**. La fine della reazione è evidenziata dalla presenza di un **indicatore** che cambia di colore al punto di equivalenza o in sua prossimità.

In una titolazione che coinvolge un **acido forte** (es. HCl) e una **base forte** (es. NaOH), la cui reazione può essere descritta da $\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$, la curva del pH della titolazione mostra che vicino al punto di equivalenza il pH inizia a crescere velocemente e, al punto di equivalenza, la curva ha una pendenza quasi verticale. Il **pH al punto d'equilibrio è 7.00**.



Una titolazione che coinvolge una **base forte** e un **acido debole**, presenta al punto di equivalenza un **pH maggiore di 7** poiché si forma un eccesso di ioni OH^- .

Se una titolazione coinvolge invece una **base debole** ed un **acido forte**, il pH al punto di equivalenza sarà **minore di 7** a causa di un eccesso di ioni H^+ .

Non tutti gli **indicatori** usati nelle titolazioni cambiano colore (**punto finale**) allo stesso pH. Scegliendo il corretto indicatore per una titolazione è possibile utilizzare il punto finale per determinare il punto di equivalenza. Il punto finale di un indicatore non si verifica ad uno specifico pH: esso si verifica all'interno di un intervallo di valori di pH.

Equilibri di solubilità

Considerando una soluzione satura di cloruro di argento in equilibrio con il proprio corpo di fondo $\text{AgCl(aq)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, è possibile scrivere la costante di equilibrio per la dissociazione di AgCl come:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

In generale il **prodotto di solubilità** di un composto è il prodotto delle concentrazioni molari degli ioni costituenti, ognuno elevato alla potenza del suo coefficiente stechiometrico nell'equazione di equilibrio. È possibile usare il **prodotto ionico Q** (concentrazioni iniziali) per determinare se una soluzione è satura, non satura o soprassatura. Se il prodotto ionico è maggiore del prodotto di solubilità, si formerà un precipitato. È una costante di equilibrio.

Il valore di K_{ps} **indica la solubilità** di un composto ionico: minore è il suo valore, meno il composto è solubile in acqua.

La solubilità di una sostanza può essere misurata anche con altre due quantità: la **solubilità molare**, che è il numero di moli di soluto in 1 L di soluzione satura (moli per litro), e la **solubilità**, che è il numero di grammi di soluto in 1 L di soluzione satura (grammi per litro).

L'effetto di uno **ione in comune** fa decrescere la solubilità del sale in soluzione in quanto il prodotto ionico diventa maggiore del prodotto di solubilità.

Equilibri di ioni complessi e solubilità

Le reazioni acido-base di Lewis in cui un catione metallico reagisce con una base di Lewis portano alla formazione di ioni complessi. Uno **ione complesso** può dunque essere definito come uno ione che contiene un catione centrale metallico legato a una o più molecole o ioni. I metalli di transizione hanno una particolare tendenza a formare ioni complessi.

Una misura della tendenza di uno ione metallico a formare un particolare ione complesso è data dalla costante di formazione K_f (chiamata anche costante di stabilità), che è la costante di equilibrio della formazione di uno ione complesso. Più grande è il suo valore, più stabile è lo ione complesso.

Prendendo come esempio la reazione $Co^{2+}(aq) + 4Cl^{-}(aq) \rightleftharpoons CoCl_4^{2-}(aq)$, la sua costante di formazione è:

$$K_f = \frac{[CoCl_4^{2-}]}{[Co^{2+}][Cl^{-}]^4}$$

Analisi quantitativa dei cationi

Utilizzando il principio del prodotto di solubilità è possibile formulare un'**analisi quantitativa** ovvero la determinazione delle specie di ioni presenti in soluzione, la quale procede secondo il seguente schema:

Qualitative Analysis Scheme

