

pH

La concentrazione molare di H^+ in una soluzione acquosa è di solito molto bassa.

Pertanto, $[H^+]$ è espressa in termini di

$$pH = -\log [H^+]$$

pH di soluzioni di acidi forti

Abbiamo detto che gli acidi e le basi forti in soluzione acquosa sono completamente dissociati in ioni (elettroliti forti).

Nelle soluzioni acquose di un acido forte, l'acido è la sola fonte significativa di H^+ , di conseguenza la $[H^+]$ è uguale alla concentrazione iniziale dell'acido.

Per esempio, in una soluzione 0,20 M di HNO_3 (aq)

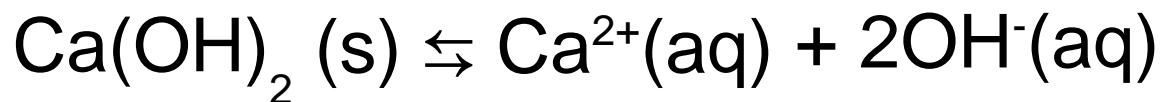
$[H^+] = [NO_3^-] = 0,20$ M; quindi

$$pH = -\log 0,20 = 2$$

pH di soluzioni di basi forti

Gli idrossidi degli elementi del I e II gruppo sono basi forti.

E' da tener presente che gli idrossidi degli elementi del IIA forniscono due moli di ioni idrossido per ogni mole di base:



Inoltre le soluzioni di basi forti si formano anche quando gli ossidi degli ioni metallici, come Na_2O , reagiscono con l'acqua: $\text{O}^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$

Calcolo del pH di soluzioni di acidi o basi forti

Calcolo del pH di una soluzione acquosa 0,60 M di KOH.

KOH è una base forte, quindi si dissocia completamente:



$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,60 = 0,22$$

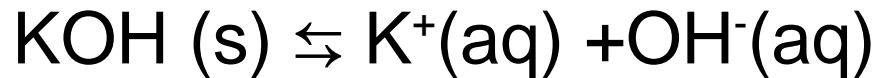
$$\text{quindi il pH} = 14 - 0,22 = 13,78$$

Il pH è basico, così come atteso

Calcolo del pH di soluzioni di acidi o basi forti

Calcolal pH di una soluzione acquosa 0,60 M di KOH.

KOH è una base forte, quindi si dissocia completamente:



$$[\text{OH}^-] = 0,60 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,60 = 0,22,$$

$$\text{quindi il pH} = 14 - 0,22 = 13,78$$

Il pH è basico, così come atteso

Il pH di acidi e basi deboli

Gli acidi e le basi deboli sono parzialmente dissociati in ioni in soluzione acquosa, quindi utilizziamo la costante di equilibrio K della reazione dissociazione per quantizzare il grado di dissociazione

Se HA è un generico acido debole, possiamo scrivere



$$\text{quindi } K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Inglobando $[\text{H}_2\text{O}]$ in quanto solvente, quindi a concentrazione costante

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_a \text{ (costante di dissociazione acida)}$$

Principali Acidi e Basi forti

Acido nitrico HNO_3

Ac. solforico H_2SO_4

Ac. perclorico HClO_4

Acidi alogenidrici

HCl , HBr , HI ,

ma non HF

Idrossidi del gr. I

NaOH , KOH , RbOH ,
 CsOH

Idrossidi del gr. II

$\text{Sr}(\text{OH})_2$ e $\text{Ba}(\text{OH})_2$

ma non $\text{Ca}(\text{OH})_2$

e $\text{Mg}(\text{OH})_2$ perchè si

sciogliono poco in H_2O

-
- Titolazioni acido-base
 - Indicatori acido-base
 - Curve di titolazione

Titolazioni acido base

E' una tecnica analitica per identificare il punto di equivalenza

Il punto di equivalenza corrisponde alla situazione in cui la quantità di equivalenti basici (OH^-) aggiunti/presenti in soluzione corrisponde a quella quantità di equivalenti acidi (H^+) presenti/aggiunti alla soluzione

Es.: ad una **base da titolare** è stato aggiunto una **quantità equivalente di acido** (o viceversa)

Osservazioni

- Il pH del punto di equivalenza varia con la forza dei reagenti
- È istruttivo valutare come varia il pH con l'aggiunta del titolante: curve di pH.

Titolazioni acidimetriche

moli di base aggiunte = moli di acido presenti

$$\text{moli di base} = V_{\text{base}} [M]_{\text{base}}$$

$$\text{moli di acido} = V_{\text{acido}} [M]_{\text{acido}}$$

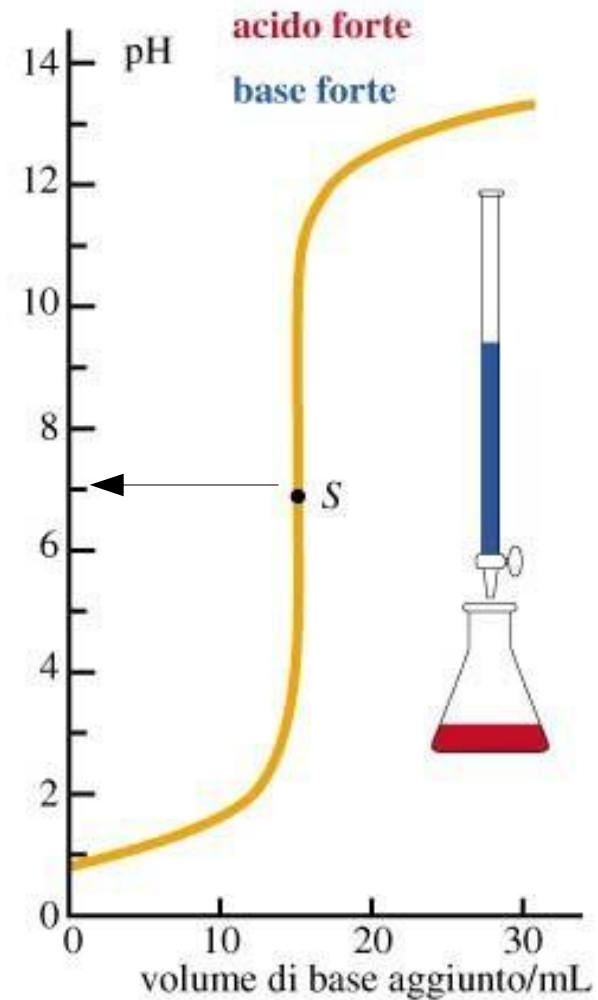
$$V_{\text{base}} [M]_{\text{base}} = V_{\text{acido}} [M]_{\text{acido}}$$

se $[M]_{\text{acido}}$ non è nota \Rightarrow

$$[M]_{\text{acido}} = V_{\text{base}} [M]_{\text{base}} / V_{\text{acidofinale}}$$

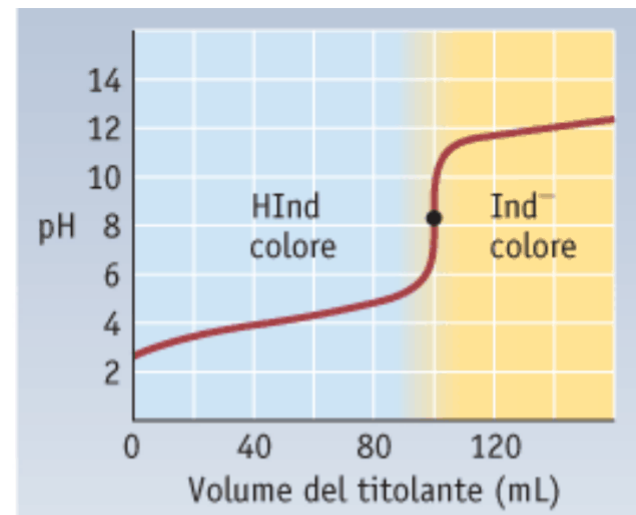
Curva di titolazione acidimetrica

HA titolato con **BOH**



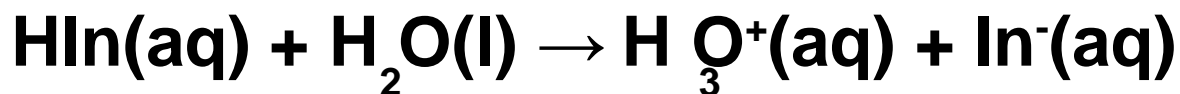
Indicatori di pH

- Il punto di equivalenza può essere riconosciuto dal brusco cambiamento di pH che può essere visualizzato con un indicatore
- Indicatore: una molecola che cambia di colore al variare del pH



Indicatori

La forma acida e quella della base coniugata hanno **colore** diverso



$$K_{ai} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \text{ ovvero}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_{ai} \times \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]}$$

Il **colore** varia secondo il rapporto $[\text{H}_3\text{O}^+]/K_{ai}$

$$\text{pH} = \text{p}K_{ai} + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

Indicatori acido base.

Indicatore	pK_a	Intervallo di viraggio	Colore della forma	
			acida	basica
Blu di timolo	1,6	1,2 ÷ 2,8	Rosso	Giallo
Metilarancio	3,4	3,2 ÷ 4,4	Rosso	Arancione
Blu di bromofenolo	3,9	3,0 ÷ 4,6	Giallo	Blu
Rosso di metile	5,0	4,3 ÷ 6,0	Rosso	Giallo
Blu di bromotimolo	7,1	6,0 ÷ 7,7	Giallo	Blu
Rosso fenolo	7,8	6,4 ÷ 8,2	Giallo	Rosso
Blu timolo	8,9	8,0 ÷ 9,6	Giallo	Blu
Fenofaleina	9,4	8,3 ÷ 9,8	Incolore	Rosso
Giallo di alizarina	11,0	10,1 ÷ 12,1	Giallo	Rosso

SALI


I Sali in acqua possono dar luogo a idrolisi acida o basica

E' possibile prevedere il pH di un soluzione di sale esaminando la costituzione ionica del sale e quindi la capacità di produrre H_3O^+ o OH^- reagendo in acqua

IDROLISI ACIDA

(Sali formati da acido forte + base debole)



 NH_4^+ è l'acido coniugato di NH_3 , e quest'ultimo è una base debole quindi...

Reazione di Idrolisi acida:



$$K_{\text{idrolisi}} = K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = K_w / K_b$$

IDROLISI BASICA

(Sali formati da acido debole + base forte)



NO₂⁻ è la base coniugata di HNO₂, e quest'ultimo è un acido debole quindi...

Reazione di Idrolisi **basica**:



$$K_{\text{idrolisi}} = K_b = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} = K_w / K_a$$