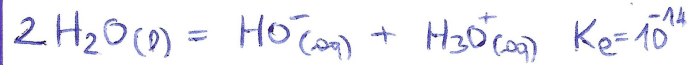


Acide / base de Brönsted

Solutions aqueuses :

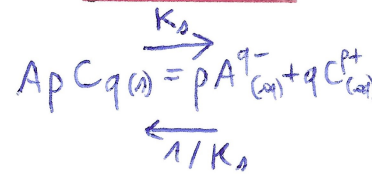
Expérimental

Dosage



$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{c}$$

Précipitation et dissolution :



Absorbance

$$A = \epsilon l c$$

$$\beta_m = \prod_{i=1}^m K_{li}$$

Étalonnage

Potentiométrie

- électrode indicatrice
- électrode référence (ECS)

Titrage

- rapide
- unique
- quantitative

Conductimétrie Kohlrausch

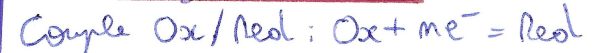
$$\sigma = \sum_{ions} |z_i| \lambda_i c_i$$

$$\sigma_{cor} = \sigma \frac{V+V_0}{V_0}$$

pH-mètre

indicatrice = verre

Oxydoréduction :



Nernst : $E = E^\circ + \frac{0,059}{m} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$

$$K^\circ = 10^{\frac{m}{0,059} (E^\circ_{Ox} - E^\circ_{Red})}$$

Nombre d'oxydation :
Charge si les e⁻ vont
ou plus électro-négatif

Règle du γ :

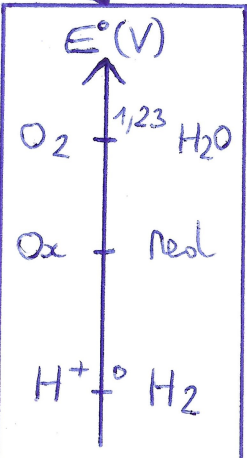
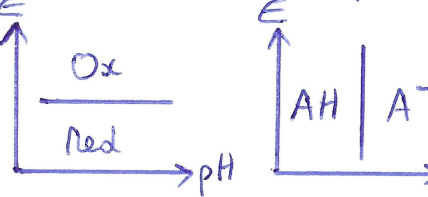
$$K^\circ = 10^{+\Delta pK_a} \quad K^\circ = 10^{-\Delta pK_a}$$

Électrode :

Conducteur électronique + ionique

- ① métal red + solution ox
- ② (métal réducteur) cation métal + solution anion (AgCl / Ag)
- ③ métal inerte + solution ox / red

Diagramme E - pH :



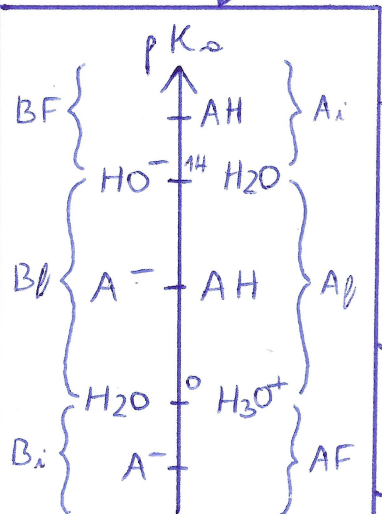
Loi d'Ostwald :
Un acide dilué se
comporte comme un
acide fort

Solution tampon :
Mélange A⁻ / B⁻
équimolaire



Complexation :

- centre métallique (cation, AH Lewis)
- ligands (A⁻ Lewis)



Calculer le pH :

Henderson : $pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$

	Acide	Base
Fort	$pH = -\log c$	$pH = 14 + \log c$
Faible	$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log c$	$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log c$