

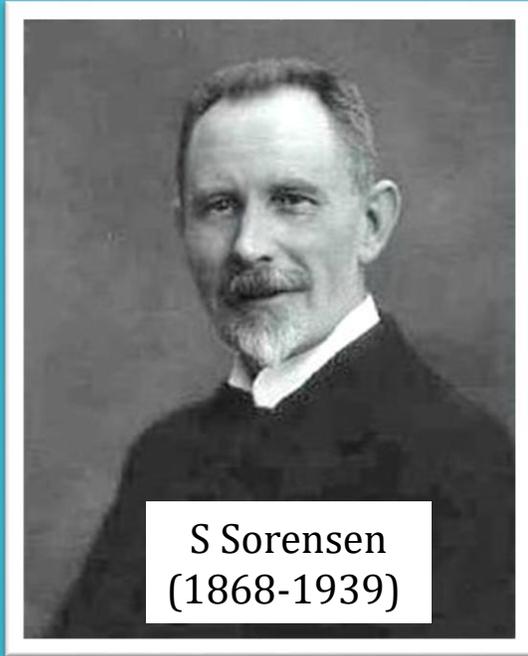
# Chimie analytique

*Dr Béatrice GARGADENNEC-LEGOUIN / UFR Pharmacie / Rennes*

*Dr Marylène CHOLLET-KRUGLER / UFR Pharmacie / Rennes*



UFR Pharmacie - Rennes



# Acide-base pH

# Acide-Base

pH = pKa : 50% forme acide - 50 % forme basique

pH < pKa : forme acide majoritaire

pH > pKa : forme basique majoritaire

Pour un polyacide ou une polybase, l'espèce amphotère est seule en solution si  $pK_{a2} - pK_{a1} > 4$

Distribution des espèces est fonction du pH

appartient à 2 couples acide base : joue le rôle d'acide dans un des 2 couples et de base dans l'autre. Ex  $H_2CO_3/HCO_3^-$  et  $HCO_3^-/CO_3^{2-}$ .  $HCO_3^-$  a le rôle de base et d'acide respectivement dans les 1er et 2è couples.

Amphotère ou ampholyte : présente à la fois un caractère acide et un caractère basique. Ex : ion monohydrogénocarbonate  $HCO_3^-$

Echelle de pKa entre 0 et 14 dans l'eau : plus le pKa d'un couple est faible, plus l'acide de ce couple est fort

Dans un couple, plus l'acide est fort, plus sa base conjuguée est faible

L'acide du couple 1 ( $pK_{a1}$ ) réagit avec la base du couple 2 ( $pK_{a2}$ ) si  $pK_{a2} > pK_{a1}$ . Si  $pK_{a2} - pK_{a1} > 4$ , cette réaction est totale, sinon elle est partielle.

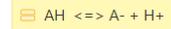
Force d'un couple acide-base dépend de son pKa. On parle d'acide ou base forte et d'acide ou base faible

$$pK_a = -\log K_a \text{ avec } K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$$

Un acide est associé à une base dite base conjuguée. Une base est associée à un acide conjugué. Ils forment des couples acide-base

## Acide / Base

acide : libère  $H^+$  dans l'eau



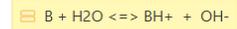
base : libère  $OH^-$  dans l'eau



acide : donneur de proton  $H^+$



base : accepteur de proton  $H^+$



Arrhénius

Bronsted et Lowry



Le logiciel utilisé ne permet pas de respecter la nomenclature d'écriture des espèces chimiques

# Calcul de pH

$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$  : produit ionique de l'eau

**pH**

indique le niveau d'acidité de la solution aqueuse

compris entre 0 et 14 dans l'eau

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

**pH acide**

pH < 7

Monoacide Fort de concentration C  $\Rightarrow$   $pH = -\log C$  si  $C > 0.00001$  mol/L

Diacide fort de concentration C  $\Rightarrow$   $pH = -\log 2C$

Monoacide faible (pKa) de concentration C  $\Rightarrow$

$pH = 1/2 pKa - 1/2 \log C$   $\Rightarrow$  limite de validité :  $pH < pKa - 1$  et  $[H_3O^+] > 10 [OH^-]$

Calcul de  $[H_3O^+]$  par résolution de équation :  $[H_3O^+]^2 + Ka [H_3O^+] - KaC = 0$  puis calcul du pH  $\Rightarrow$  limite de validité :  $[H_3O^+] > 10 [OH^-]$

**pH amphotère (pKa1 et pKa2) ou sel d'acide faible (pKa1) et base faible (pKa2)**

pH acide ou basique

$$pH = 1/2 pKa1 + 1/2 pKa2$$

**pH base**

pH > 7

Monobase forte de concentration C  $\Rightarrow$   $pH = 14 + \log C$  si  $C > 0.00001$  mol/L

Monobase faible (pKa) de concentration C  $\Rightarrow$

$pH = 7 + 1/2 pKa + 1/2 \log C$   $\Rightarrow$  limite de validité :  $pH > pKa + 1$  et  $[OH^-] > 10 [H_3O^+]$

Calcul de  $[H_3O^+]$  par résolution de équation :  $C[H_3O^+]^2 - Kw [H_3O^+] - KaKw = 0$  puis calcul du pH  $\Rightarrow$  limite de validité :  $[OH^-] > 10 [H_3O^+]$

**pH tampon**

$$pH = pK + \log [A^-] / [AH]$$

après addition de n(acide) :  $pH = pKa + \log (nA^- - nH_3O^+) / (nAH + nH_3O^+)$

après addition de n(base) :  $pH = pKa + \log (nA^- + nOH^-) / (nAH - nOH^-)$



Le logiciel utilisé ne permet pas de respecter la nomenclature d'écriture des espèces chimiques

# Une question... Une précision... RDV sur le forum

*Dr Béatrice GARGADENNEC-LEGOUIN / UFR Pharmacie / Rennes*

*Dr Marylène CHOLLET-KRUGLER / UFR Pharmacie / Rennes*

UNIVERSITÉ DE  
RENNES 1



UFR Pharmacie - Rennes