

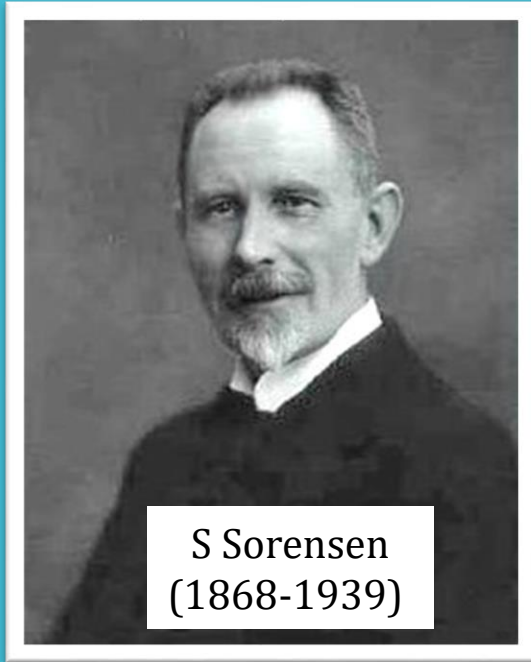
Chimie analytique

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 monohydrogénécarbonate 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.

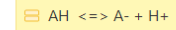
Force d'un couple acide-base dépend de son pKa. On parle d'acide ou base forte et d'acide ou base faible

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

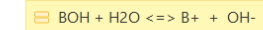
Un acide est associé à une base dite base conjuguée. Une base est associée à un acide conjugué. Ils forment des couples acide-base

Acide / Base

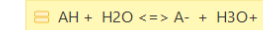
acide : libère H^+ dans l'eau



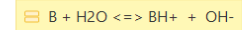
base : libère OH^- dans l'eau



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