Transformations de la matière
C6

Réactions acide-base

I Définitions

1 - Acide et base $\underbrace{AH}_{\text{acide}} = \underbrace{A^-}_{\text{base}} + H^+$

couple,
ampholyte, polyacide, ...

2 - Écriture de réactions acide-base

Entre deux couples $A_1H + A_2^- = A_1^- + A_2H$

3 - Le pH

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

4 - Autoprotolyse de l'eau

$2H_2O = H_3O^+ + HO^- \qquad K_e = 10^{-14}, \quad pKe = -\log K_e = 14$

II Forces des acides et des bases

1 - Ajout d'un acide dans l'eau

a/ Acide fort : réaction totale avec l'eau
b/ Acide faible : réaction non totale

$AH + H_2O = A^- + H_3O^+$

$K_A = \dfrac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$

$pKa = -\log K_A$

c/ K_A et pKa des couples de l'eau

2 - Ajout d'une base dans l'eau

a/ Base forte : réaction totale avec l'eau
b/ Base faible : réaction non totale

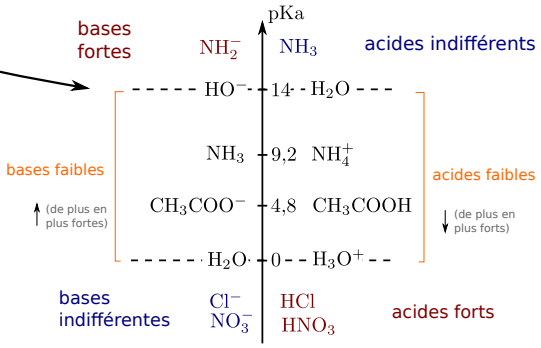
$A^- + H_2O = AH + HO^-$

3 - Relation de Henderson

$pH = pKa + \log \dfrac{[A^-]}{[AH]}$

4 - Constante d'une réaction acide-base et règle du gamma

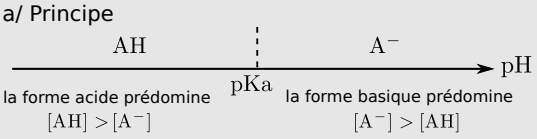
a/ Constante d'équilibre de $A_1H + A_2^- = A_1^- + A_2H$
b/ Règle du gamma
c/ Réaction prépondérante
- entourer les couples ; faire le plus grand gamma



III Distribution des espèces selon le pH

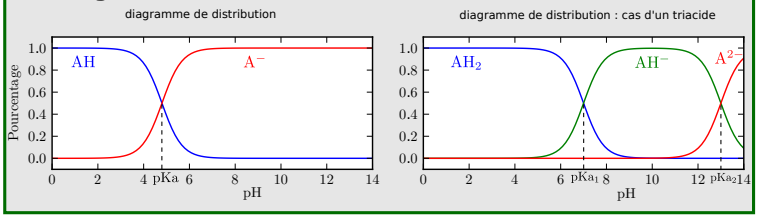
1 - Diagramme de prédominance

a/ Principe



b/ Superposition de diagrammes

2 - Diagramme de distribution



Ce qu'il faut connaître

►1 Quelle est la définition du pH ?

►2 Qu'est ce qu'un ampholyte ? Donner un exemple.

►3 Comment s'écrit la réaction d'autoprotolyse de l'eau ? Que vaut sa constante d'équilibre et comment s'appelle-t-elle ?

►4 Quelles sont les formules chimiques des espèces suivantes : acide chlorhydrique, acide nitrique, acide sulfurique, acide phosphorique, acide éthanoïque (ou acétique), soude, ion hydrogénocarbonate, ions hydroxyde, ammoniac.

Pour les acides, il faut connaître la nature forte ou faible.

Quels sont les couples acide-base où l'eau intervient ? Quel est le pKa associé ?

►5 Qu'elle est la propriété caractéristique d'un acide fort ? d'une base forte ?

►6 Pour un couple acide base AH/A^-, écrire la demi-équation associée. Savoir que la base est du côté du H^+. Comment est reliée la constante d'acidité K_A aux différentes concentrations à l'équilibre ? Comment est défini le pKa ?

Ce qu'il faut savoir faire

►7 Identifier une réaction acide-base (échange de H^+).

►8 Savoir écrire la réaction acide-base entre deux couples. →

►9 Savoir démontrer rapidement la relation de Henderson $pH = pKa + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$.

►10 Savoir exprimer la constante d'équilibre d'une réaction entre deux couples en fonction des pKa.

►11 Construire une échelle de pKa, et utiliser la règle du gamma pour déterminer la réaction prépondérante.

►12 Déterminer la composition finale d'un système.

►13 Savoir construire et exploiter un diagramme de prédominance (gradué en pH), incluant des cas de superposition de deux diagrammes.

►14 Savoir exploiter un diagramme de distribution.

Noms	Couple
Acide chlorhydrique *Ion chlorure*	HCl/Cl^-
Acide nitrique *Ion nitrate*	HNO_3/NO_3^-
Acide sulfurique *Ion hydrogénosulfate*	H_2SO_4/HSO_4^-
Ion hydrogénosulfate *Ion sulfate*	HSO_4^-/SO_4^{2-}
Acide phosphorique *Ion dihydrogénophosphate*	$H_3PO_4/H_2PO_4^-$
Ion dihydrogénophosphate *Ion hydrogénophosphate*	$H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$
Ion hydrogénophosphate *Ion phosphate*	HPO_4^{2-}/PO_4^{3-}
Acide acétique (ou éthanoïque) **Ion acétate (éthanoate)**	CH_3COOH/CH_3COO^-
Ion oxonium Eau	H_3O^+/H_2O
Eau **Ion hydroxyde**	H_2O/HO^-
Dioxyde de carbone Ion hydrogénocarbonate	CO_2/HCO_3^-
Ion hydrogénocarbonate *Ion carbonate*	HCO_3^-/CO_3^{2-}
Ion ammonium Ammoniaque	NH_4^+/NH_3

Remarque : Le couple avec le dioxyde de carbone est ici noté CO_2/HCO_3^-. Il s'agit en réalité de CO_2 dissous dans l'eau, qui s'associe toujours avec une molécule d'eau. On peut donc aussi le noter H_2O, CO_2, ou bien H_2CO_3 (parfois appelé acide carbonique). Ceci permet de bien écrire la demi-équation :

$$H_2CO_3 = HCO_3^- + H^+.$$

Écriture de réactions acide-base

Les demi-équations $AH = A^- + H^+$ sont symboliques. En réalité, le proton H^+ ne se promène jamais ainsi librement. Il faut donc toujours associer deux demi-équations pour obtenir une équation de réaction complète.

Réaction acide-base

Une réaction acide-base, ou acidobasique, est une réaction d'échange de proton H^+ de l'acide d'un couple vers la base d'un autre couple.
De façon générale on associe les demi-équation pour *éliminer les* H^+ :

$$\begin{aligned} \text{couple 1} &: \quad A_1H = {A_1}^- + H^+ \\ \text{couple 2} &: \quad {A_2}^- + H^+ = A_2H \end{aligned}$$

$$\Rightarrow \text{ réation acide-base } : \ A_1H + {A_2}^- = {A_1}^- + A_2H.$$

Exemple : Réaction entre l'acide chlorydrique et l'ion hydroxyde :

$$\left.\begin{aligned} \text{couple 1} &: \quad HCl = Cl^- + H^+ \\ \text{couple 2} &: \quad HO^- + H^+ = H_2O \end{aligned}\right\} \Rightarrow \text{ réation acide-base } : \ HCl + HO^- = Cl^- + H_2O.$$

On vérifiera bien que la réaction finale est équilibrée, (éléments et charges) et qu'il n'y a plus de H^+.

Auteur: Raoul Follereau