

①

Réactions acido-basiques

Intro : annies passées, ~~seul~~ produit acide
ou produit basique.

I / Acide et base

1) Définitions : slides

2) Couple acide-base

A chaque acide est associé une base. Un couple acido-basique est donc constitué d'un acide et de sa base conjuguée.

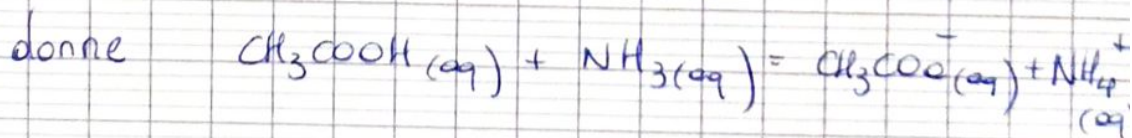
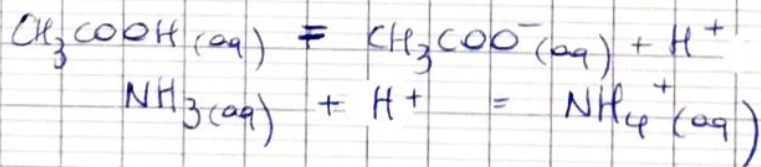
exemple : $(\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}))$

Ils sont associés par : $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) = \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}^+$

3) Réaction acido-basique

Une réaction acido-basique traduit un échange de proton entre l'acide d'un premier couple et la base d'un deuxième couple :

exemple : $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$
 $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq})$



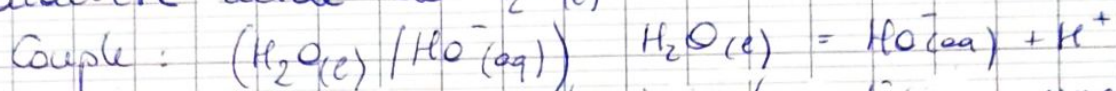
②

II/ pH en solution aqueuse.

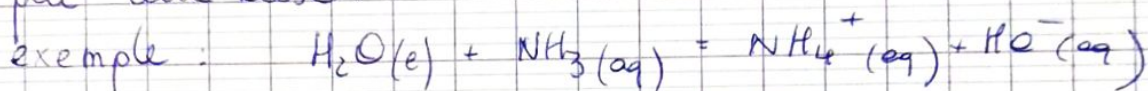
1) Caractère amphotère de l'eau.

H_2O fait partie de deux couples acide-base :

* Caractère acide de $H_2O(l)$:



lorsqu'une base est placée dans l'eau, une molécule d'eau peut libérer un H^+ qui sera capté par cette base :

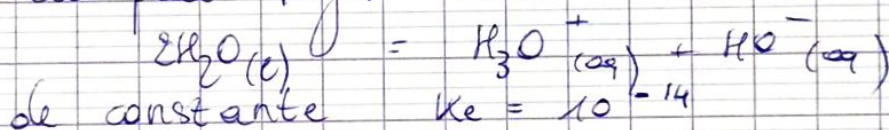


* Caractère basique de $H_2O(l)$:

slides

2) Produit ionique de l'eau :

l'eau étant à la fois un acide et une base, elle peut réagir avec elle-même :



on utilise habituellement l'opérateur $p \leftrightarrow -\log$:

$$pK_e = 14.$$

→ on peut montrer exp qu'il existe des ions dans ~~l'eau~~ l'eau pure.

3) Solution acide ou solution basique.

on définit $pH = -\log(a_{H_3O^+(aq)}) = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c}\right)$

Dans l'eau, $pH \in [0, 14]$.

→ pH de l'eau pure :

$$pK_e = \frac{[H_3O^+][HO^-]}{c^2} = \frac{[H_3O^+]^2}{c^2}$$

donc $pK_e = 2pH$, $pH = 7$ pour l'eau pure

* Solution acide / solution basique :

slides

exp : mesure du pH de HCl.

③

III/ Force des acides et des bases.

1) Acide fort

Un acide est fort lorsque sa réaction avec l'eau peut être considérée comme totale. Un acide fort n'existe pas dans l'eau. Il s'est entièrement transformé en sa base conjuguée et en H_3O^+

exemple : HCl, solution d'acide chlorhydrique
($H_3O^+(aq)$, $Cl^-(aq)$).

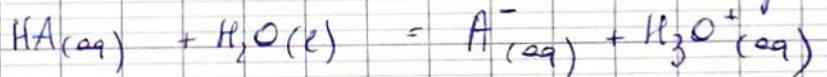
2) Acide faible

Un acide est faible quand sa réaction avec l'eau donne lieu à un équilibre.

exemple : $CH_3COOH(aq)$ / $NH_4^+(aq)$

3) Constante d'acidité d'un couple acide-base :

K_a est la constante de réaction de l'acide faible avec l'eau



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]C^0}$$

Remarque :

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

les K_a sont tabulés avec leur $pK_a = -\log K_a$.

exemple : $CH_3COOH(aq) + H_2O(l) = CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$

$$pK_a = 4,8.$$

4) Comparaison des acides

Un acide faible est de plus en plus fort quand sa réaction avec l'eau est de plus en plus favorable. Plus son pK_a est faible, plus l'acide est fort.

→ slides comparaison tableau

⊕ exp pK_a acide acétique.

4

IV Diagrammes de prédominance

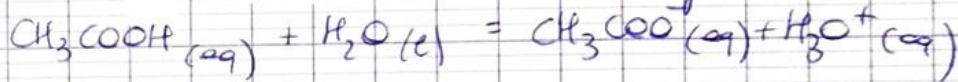
1) objectif

Dans une solution d'acide faible à l'équilibre, la base faible est présente et inversement.

Ce diagramme va permettre de déterminer à l'équilibre, les zones de pH pour lesquelles un acide faible prédomine sur sa base et inversement.

2) Prédominance et pKa.

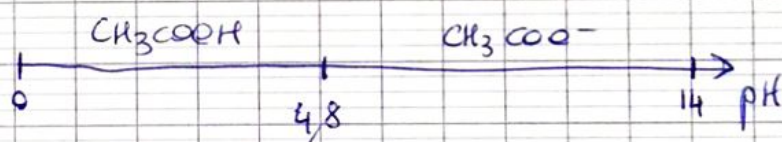
On considère la réaction de l'acide faible sur l'eau :



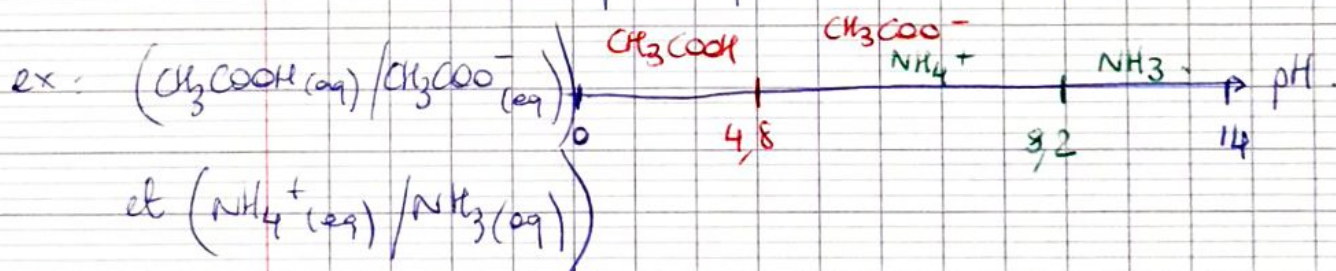
$$\text{pH} = \text{pKa} + \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right)$$

* prédominance de la base : $[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] > [\text{CH}_3\text{COOH}]$
 $\text{pH} > \text{pKa}$

* prédominance de l'acide : $[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] < [\text{CH}_3\text{COOH}]$
 $\text{pH} < \text{pKa}$



⇒ Utilité pour plusieurs couples



Ouverture : titrages