

Réactions chimiques par échange de protons

I) Notion de pH

Le pH d'une solution aqueuse est défini par la relation :

$$pH = -\log[H_3O^+] \text{ et } [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

H_3O^+ est l'ion oxonium.

Le pH est une grandeur sans unité, les concentrations s'expriment en mol.L⁻¹.

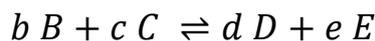
Remarques :

- $[H_3O^+]$ s'exprimera avec **au maximum avec deux chiffres significatifs** s'il est calculé à partir d'un pH mesuré, ceci car la mesure du pH est obtenue avec une précision absolue de l'ordre de 0,05.
- Plus une solution est acide plus son pH est petit et $[H_3O^+]$ est grand.
- Plus une solution est basique plus son pH est grand et $[H_3O^+]$ est petit.
- Le pH d'une solution est compris entre 0 et 14, une solution est neutre si son pH=7.

n° 8 p340

II) Equilibre chimique

Soit l'équation suivante correspondant à une transformation chimique :



$$K_r = \frac{[B]^b \times [C]^c}{[D]^d \times [E]^e}$$

La constante d'équilibre de cette réaction vaut :

On observera donc deux cas :

Réaction totale



$$x_F = x_{MAX}$$

$$K_r > 10^3$$

Réaction équilibrée



$$x_F < x_{MAX}$$

$$10^{-3} < K_r < 10^3$$

Exemple :

On dissout 0,1 mol d'acide éthanóique dans 100mL d'eau : on obtient une solution de pH égal à 3,4.

Remplir le tableau d'avancement afin de trouver les quantités de matières des réactifs et produits lorsque la réaction n'évolue plus. Conclure.

III) Acides et bases

1. Définition

Au sens de Brönsted, un **acide** est une espèce chimique capable de **céder** au moins **un proton H⁺**. Une **base** est une espèce chimique capable de **capter** au moins **un proton H⁺**.

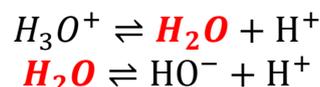
2. Couple acide/base

Un couple acide/base est défini par la demi-équation suivante :



Remarque :

La molécule d'eau est à la fois acide d'un couple et base d'un autre : on dit que c'est un **ampholyte**.



3. Force d'un acide

Un acide (ou une base) est dit **FORT** si sa dissociation dans l'eau est **TOTALE**.

Exemple :



Réaction totale, HCl est un acide FORT.



Réaction totale, CH₃COOH est un acide FAIBLE.

Remarque :

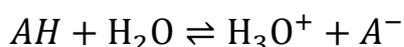
Les acides carboxyliques sont des acides faibles, les amines sont des bases faibles.

n°11 p340

IV) Constante d'acidité

1. Définition

La constante d'acidité d'un acide faible est la constante de dissociation de cet acide dans l'eau.

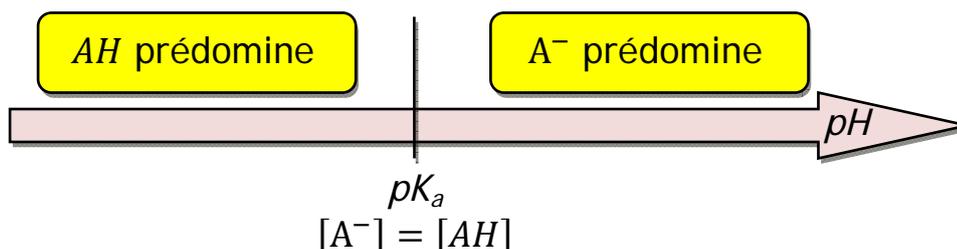


$$K_a = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[AH]} \text{ et } pK_a = -\log K_a$$

Un acide est d'autant plus fort que son K_a est petit

2. Domaines de prédominance

On dit que l'acide AH prédomine sur la base A⁻ si $[AH] > [A^-]$



3. Cas de l'eau

L'eau étant un ampholyte elle réagit sur elle-même selon la réaction suivante :



Cette réaction se nomme l'autoprotolyse de l'eau, sa constante d'équilibre vaut :

$$K_e = 10^{-14}$$

On voit que cette réaction est très limitée.

4. Solutions tampon

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par dilution ou par ajout de petites quantités d'acide ou de base.

On utilise ces solutions pour étalonner les pH-mètres.

n°17 p341

n°18 p342

n°23 p341