

## LC15 : Réactions par échange de protons.

Niveau : Lycée.

Prérequis : -Tableau d'avancement.

-Quotient et constante de réaction.

-Milieu aqueux.

Manip préliminaire : trois béchers.

On remplit le premier de HO<sup>-</sup> (incolore).

Dans le second on met quelques gouttes de phénolphtaléine.

Dans le troisième, quelques gouttes de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentré.

En transvasant le HO<sup>-</sup> dans le deuxième et troisième bécher, la couleur de la solution change (incolore puis violet puis incolore).

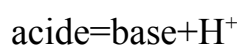
I/ Le couple acido-basique :

1) Définition :

Au sens de Bronsted :

Un acide est capable de céder un proton.

Une base est capable de capter un proton.



Couple acide-base : acide/base.

Rmq : Certaines espèces sont amphotères, comme H<sub>2</sub>O.

2) Constante d'acidité :

Réaction acido-basique : acide<sub>1</sub> + base<sub>2</sub> = acide<sub>2</sub> + base<sub>1</sub>      K

Attention : même s'il n'apparaît pas clairement, il y a échange de protons !

Réaction rapide.

Constante d'acidité : constante de la réaction de l'acide sur l'eau.



$$K_a = \frac{[\text{base}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{acide}]}$$

Réaction entre deux couples :



$$K = \frac{[\text{acide}_2][\text{base}_1]}{[\text{acide}_1][\text{base}_2]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$K = K_{a1}/K_{a2}$$

$K > 10000 \Rightarrow$  Réaction totale.

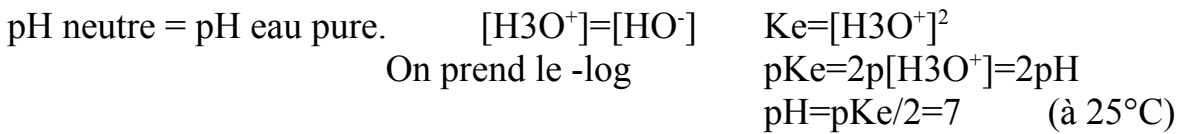
### II/ L'autoprotolyse de l'eau :

#### 1) Le couple AB de l'eau :



A 25°C, dans l'eau pure :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$  et  $K_e = 10^{-14}$ , d'où  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7}$ .

#### 2) Définition de l'échelle d'acidité :



Ajout  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , pH diminue.

Ajout  $[\text{HO}^-]$ , pH augmente.

Echelle de pH : -----|-----|-----|-----> pH  
0 7 14

Manip2 : mesures de quelques pH de produits quotidiens au papier pH.

Coca, javel, jus de citron...

Encore changement de couleur, comme dans la première manip.

### III/ Propriétés des couples A/B :

#### 1) Diagramme de prédominance :

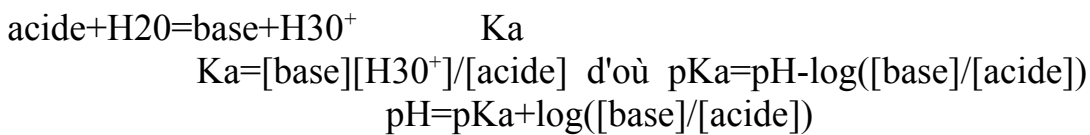


Diagramme de prédominance : -----|-----|-----> pH  
Forme acide prédomine pKa Forme basique prédomine

Diagramme de dominance : -----|-----|-----|-----> pH  
pKa-1 pKa pKa+1  
Forme acide domine Forme basique domine

Manip3 : Expérience du  $\alpha$  :

$\alpha(a) = [\text{acide}] / ([\text{acide}] + [\text{base}])$  Proportion d'acide.

$\alpha(b) = [\text{base}] / ([\text{acide}] + [\text{base}])$  Proportion de base.

Au point d'intersection :  $\text{pH} = \text{pKa}$ .

On utilise des mélanges d'acide éthanoïque et de sa base conjuguée (même concentration pour simplifier les calculs) à volume total constant (seules les proportions de base et d'acide changent), et on note le pH pour chaque solution.

## 2) Indicateurs colorés :

Couples dont l'acide et la base ont des couleurs différentes.

Explication de la première expérience.

Explication du cas général des indicateurs colorés par diagramme de dominance.

Papier pH = mélange de plusieurs indicateurs colorés différents.

Application pour dosage et titrage.

## IV/ Acide fort et acide faible :

### 1) Comparaison de solutions d'acide :

Réaction pas totale, équilibre :  $\text{acide} + \text{H}_2\text{O} = \text{base} + \text{H}_3\text{O}^+$

	$C_0$		
Si totale	0	$C_0$	$C_0$
Si équilibre	$C_0 - \tau$	$\tau$	$\tau$

$$\tau = x_{\text{éq}} / x_{\text{max}} = ([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V) / (C_0 \cdot V) = 10^{-\text{pH}} / C_0$$

Manip4 : On mesure le pH de solutions de HCl, acide acétique, acide méthanoïque.

Connaissant la concentration, on en déduit  $\tau$ .

$\tau$  dépend du pKa du couple.

Plusieurs classes d'acides : -Acides forts :  $\text{pKa} < 0$  Réaction totale avec l'eau

$$\text{pH} = \text{pC}$$

-Acides faibles :  $\text{pKa} > 0$

-Acides indifférents :  $\text{pKa} > 14$

## 2) Force des bases :

Base forte :  $pK_a > 14$  Réaction totale avec l'eau.

Base faible :  $pK_a < 14$

Base indifférente :  $pK_a < 0$

ODG : Echelle de  $pK_a$  de plusieurs couples faisant apparaître acides (et bases) forts, indifférents, faibles.

**Problèmes :** -Pas adapté au nouveau programme du lycée. Trop de calcul, pas assez expérimental.

-Trop de calcul.

-Ne pas écrire d'équation bilan avec « base » ou « acide ». Utiliser des couples comme exemple ( $CH_3COOH/CH_3COO^-$ ).

**Questions :** -Fonctionnement d'un pH-mètre.

-Ordres de grandeurs des  $pK$  sur plusieurs couples.

-Influence du pH sur couleurs des fleurs (expérience du chou rouge).

-Bon acide = stabilisation de la base conjuguée par délocalisation.

-Pluies acides à cause des rejets de dérivées d'azote et de soufre dans l'air par l'homme.

-Pouvoir nivelant de l'eau.

-Nom d'une base organique : caféine, cocaïne, ...

-Changement de couleur.

-Utilisation du papier-pH : pas directement dans la solution.