



## Chapitre 2 : Réactions acido-basiques

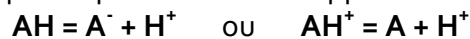
### I. Notion d'acide et de base

#### a) Définition d'un acide, d'une base

Une **espèce chimique** qui a la propriété de céder un proton  $H^+$  est appelée « **espèces acides** » et une **espèce chimique** capable de fixer un proton « **espèces basiques** ».

#### b) Couple, demi-équation et espèce amphotère

Un **couple acide/base** est l'ensemble d'une espèce acide  $AH$  (ou  $AH^+$ ) et de l'espèce basique  $A^-$  (ou  $A$ ) qui lui est associée par l'équation formelle appelée **demi-équation acido-basique**.



Un **amphotère (ou ampholyte)** est une espèce chimique qui peut intervenir dans **deux couples acide/base** en tant que **forme acide** ou **forme basique**.

#### c) Équation de réaction

Une **réaction acide/base** résulte de l'action de l'espèce acide  $A_1H$  d'un couple sur l'espèce basique d'un autre couple  $A_2^-$ . Cette réaction met en jeu le **transfert d'un ion  $H^+$**  (proton).

### II. Acidité et mesure

#### a) pH d'une solution aqueuse

Le **pH** est une grandeur sans unité qui permet de **quantifier l'acidité d'une solution**. Il est défini par la relation :

$$pH = -\log \left( \frac{[H_3O^+]}{c^0} \right)$$

$[H_3O^+]$  est la concentration molaire en ion oxonium

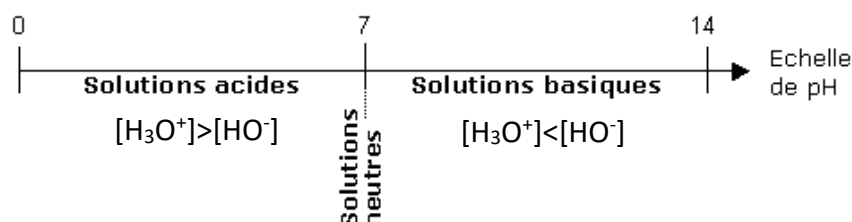
$c^0 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$  une valeur de référence exacte

Cette relation n'est valable que pour :  $10^{-13} \text{ mol.L}^{-1} < [H_3O^+] < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

En dehors le pH existe mais il n'est plus défini par cette relation.

Par déduction :  $[H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH}$

Échelle des pH :





## b) Mesure du pH

Le pH se mesure :

- De façon peu précise avec un indicateur coloré
- À l'unité près avec du papier pH
- Au 1/10 ou au 1/100 avec un pH-mètre étalonné

## c) pH et dilution

Évolution du pH quand on ajoute de l'acide ou de la base à de l'eau : plus une solution est diluée et plus son pH se rapproche de 7.

## III. Structure et caractère acide

Rappel : L'électronégativité  $\chi$  d'un élément quantifie sa capacité à attirer à lui les éléments d'une liaison. Si les atomes liés par une liaison covalente ont une différence d'électronégativité supérieure à 0,4 la liaison est dite polarisée : l'atome le plus électronégatif porte une charge partielle négative  $\delta^-$  et l'autre une charge partielle positive  $\delta^+$ .

### a) Libération d'un ion $H^+$

Afin de permettre la libération d'un ion  $H^+$  lors d'une réaction, la liaison entre un atome d'hydrogène et un autre atome doit être fortement polarisée. Elle ne peut donc se produire qu'entre un atome d'hydrogène et un atome plus électronégatif.

Exemples : H-O ; H-N ; H-Cl ; H-Br...

### b) Cas des acides carboxyliques

Définition : Dérivé d'alcane possédant un groupe carboxyle en bout de chaîne -COOH.

Exemple :  $CH_3COOH_{(aq)}/CH_3COO^-_{(aq)}$  (acide éthanoïque / ion éthanoate)

### c) Cas des amines

Définition : Composé organique dérivé de l'ammoniac dont au moins un atome d'hydrogène a été remplacé par une chaîne carbonée.

La liaison NH est polarisée : les amines peuvent être acides. Or, cet aspect acide est peu prononcé. En revanche, l'atome d'azote possède un doublet non-liant susceptible de capter un ion  $H^+$  pour former un ion ammonium. Les atomes sont donc surtout des bases.

Exemple :

