

# Acides et bases



Chimie

## Pré-requis

Etre capable de :

- ❖ Calculer le nombre de moles d'atomes (de molécules, d'ions, ...) contenus dans une masse donnée de corps pur ;
- ❖ Déterminer la concentration molaire ou massique d'une espèce chimique dans une solution.

## Objectifs

Etre capable de :

- Reconnaître le caractère acide, basique ou neutre d'une solution par une mesure appropriée ;
- Décrire l'évolution du pH par dilutions successives d'une solution donnée.

## I. pH, solutions acides et solutions aqueuses

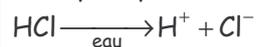
### A. Le pH

L'acidité d'une solution est caractérisée par le **pH** (*potentiel hydrogène*).

Le pH est lié à la concentration en ions  $H_3O^+$  (ions hydronium) dans la solution par les relations :

$$\begin{cases} \text{pH} = -\log[H_3O^+] \\ [H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} \end{cases}$$

Exemple : pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $10^{-2}$  mol/L.



$$\text{donc } [H^+] = [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = -\log(10^{-2}) = 2$$

Une solution est qualifiée :

- d'**acide** si son pH est inférieur à 7 ;
- de **basique** si son pH est supérieur à 7 ;
- de **neutre** si son pH est égal à 7.

Exercices 1 et 2

### B. Le produit ionique de l'eau

En solution aqueuse, à  $25^\circ\text{C}$ , on montre que les concentrations en ions  $H_3O^+$  et  $HO^-$  sont liées par :

$$[H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14} = K_e$$

$K_e$  est appelé **produit ionique de l'eau**.

Par conséquent :

- dans une solution neutre, les ions  $H_3O^+$  sont en quantité *égale* aux ions  $HO^-$  ;
- dans une solution acide, les ions  $H_3O^+$  sont en quantité *supérieure* aux ions  $HO^-$  ;
- dans une solution basique, les ions  $H_3O^+$  sont en quantité *inférieure* aux ions  $HO^-$ .

Exemple :

Déterminer la concentration en ions hydroxyde  $HO^-$  dans l'exemple précédent.

$$[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Exercices 3 et 4

### C. La mesure du pH

TP : Evaluation de l'acidité

## II. Exemples d'utilisation des acides et des bases

### A. Les détartrants

Le tartre est un dépôt de **carbonate de calcium**  $CaCO_3$ , laissé par l'eau sur les parois internes des chaudières, des tuyaux, etc...

Le carbonate de calcium, pratiquement insoluble dans l'eau, provient des ions hydrogénocarbonates  $HCO_3^-$  dissous qui se décomposent sous l'action de la chaleur (cf exercice 6 sur les solutions aqueuses).

Les produits **détartrants** sont à base d'acide. Ils transforment le carbonate de calcium en un composé soluble dans l'eau.

Exercice 5

### B. Les solutions tampon

Une **solution tampon** est une solution dans laquelle l'addition d'une faible quantité de base ou d'acide ne fait pratiquement pas varier le pH.

En biologie, de nombreux milieux sont **tamponnés**, leur pH étant toujours constant.

Exemples :

sang : pH=7,3 ;

salive : pH=7 ;

suc pancréatique : pH=8 ;

aspirine UPSA : pH=5,8.