

CHAPITRE 5 : pH DES SOLUTIONS ET RÉACTIONS ACIDE-BASE

Pierre-André LABOLLE

Lycée International des Pontonniers

Octobre 2019

I. pH des solutions aqueuses

1. Définition

- Le caractère acide ou basique d'une solution est lié à sa concentration en ions oxonium H_3O^+ : plus leur concentration est élevée, plus la solution est acide et plus le pH est faible (solutions acides : $\text{pH} < 7$).
- Inversement, plus la concentration des ions oxonium est faible, plus la solution est basique et plus le pH est élevé (solutions basiques : $\text{pH} > 7$).
- Les solutions neutres présentent un pH égal à 7.
- **Définition** : le pH d'une solution est une grandeur adimensionnée (donc sans unité) qui mesure l'acidité de la solution. Le pH est défini par la relation suivante où la concentration est exprimée en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

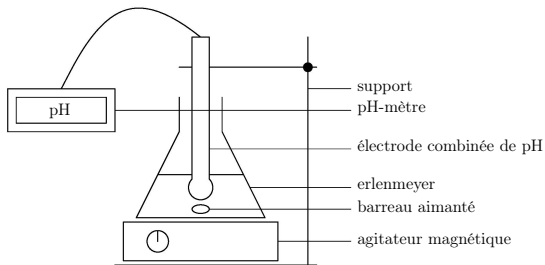
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

- Réciproquement, la connaissance du pH d'une solution permet de connaître sa concentration en ions oxonium : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

I. pH des solutions aqueuses

2. Mesure

- Le pH peut être mesuré de façon approximative avec un papier pH ou de façon précise à l'aide d'un **pH-mètre** convenablement étalonné et sous agitation magnétique.
- Le montage utilisé pour une mesure de pH à l'aide d'un pH-mètre est le suivant :



II. Réactions acido-basiques

1. Acides et bases au sens de Brönsted

- **Définition** : un acide est une espèce chimique capable de céder un (ou plusieurs) protons H^+ . On le note AH .
- **Définition** : une base est une espèce chimique capable de capter un (ou plusieurs) protons H^+ . On la note A^- .
- Remarque : lorsque l'acide AH perd un proton, il engendre une base A^- et lorsqu'une base A^- capte un proton, elle engendre un acide AH .
- Ainsi, les acides et les bases sont conjugués au sein de **couples acide/base** notés AH/A^- ou encore $\text{AH} = \text{A}^- + \text{H}^+$.

II. Réactions acido-basiques

2. Exemples de couples acide/base

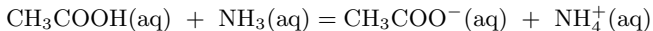
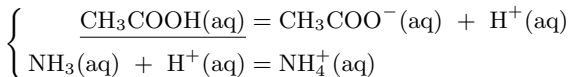
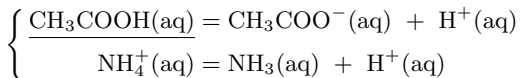
- Les couples de l'eau : $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\ell)$ et $\text{H}_2\text{O}(\ell)/\text{HO}^-(\text{aq})$
- ➡ Remarque : dans le premier couple, l'eau joue le rôle de base alors qu'elle joue le rôle d'acide dans le second. Une telle espèce chimique, pouvant jouer le rôle d'acide dans un couple et de base dans un autre couple est appelée une espèce **amphotère**. On dit aussi que c'est **un ampholyte**.
- Couple de l'acide éthanoïque : $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})/\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$
- Couple de l'acide nitrique : $\text{HNO}_3(\text{aq})/\text{NO}_3^-(\text{aq})$
- Couple de l'ammoniac : $\text{NH}_4^+(\text{aq})/\text{NH}_3(\text{aq}) \dots$

II. Réactions acido-basiques

3. Réaction acido-basique

- **Définition** : une réaction acido-basique consiste en un transfert de proton de l'acide d'un couple vers la base d'un autre couple.

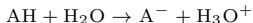
➡ Exemple : réaction entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac



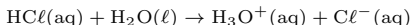
III. Acides forts et bases fortes

1. Les acides forts

- **Définition** : un acide fort est un acide qui réagit totalement avec l'eau lors de sa dissolution : l'acide AH n'existe donc pas en solution aqueuse :



- **Exemple** : le chlorure d'hydrogène est un acide fort et n'existe pas dans une solution d'acide chlorhydrique :



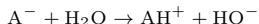
- **Conséquence** : il en résulte que la concentration effective en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est égale à la concentration c en soluté apporté dans le cas d'un acide fort. Ainsi, on peut aisément connaître le pH de la solution :

$$\boxed{pH = -\log c} \quad (\text{ACIDE FORT})$$

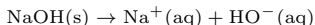
III. Acides forts et bases fortes

2. Les bases fortes

- **Définition** : une base forte est une base qui libère des ions hydroxyde HO^- au cours d'une réaction totale avec l'eau lors de sa dissolution : la base A^- n'existe donc pas en solution aqueuse :



- **Exemple** : la soude (ou hydroxyde de sodium) NaOH n'existe pas en solution aqueuse :



- **Conséquence** : il en résulte que la concentration effective en ions hydroxyde $[\text{HO}^-]$ est égale à la concentration c en soluté apporté dans le cas d'une base forte. Ainsi, on peut aisément connaître le pH de la solution à 25°C :

$$\boxed{pH = 14 + \log c} \quad (\text{BASE FORTE À } 25^\circ\text{C})$$