

## 1 Les acides et les bases

### 1.1 Définitions de Brønsted

En 1923, le chimiste danois Johannes Brønsted propose une définition d'un acide et d'une base.

**Acide** : espèce capable de céder un ou plusieurs ions hydrogène  $H^+$  (ou proton).

**Base** : espèce capable de capter un ou plusieurs ions hydrogène  $H^+$ .

### 1.2 Couple acide/base

À tout acide noté  $AH(aq)$  est associé une base conjuguée notée  $A^-(aq)$ . Le **couple acido-basique** ainsi formé est noté  $AH/A^-$ . Le comportement d'un couple acide-base est décrit par cette **demi-équation** :



Cette écriture ne correspond pas à une équation de réaction car l'ion hydrogène n'existe pas à l'état libre en solution. Elle met en évidence la libération ou la capture d'un ion hydrogène.

## 2 Quelques couples acide-base

### 2.1 Couples de l'eau

L'eau appartient à deux couples :

- Le couple  $H_3O^+/H_2O$  où elle joue le rôle de la base ;
- Le couple  $H_2O/HO^-$  où elle joue le rôle de l'acide.

Suivant les espèces chimiques présentes, l'eau se comporte soit comme un acide, soit comme une base : on dit que l'eau est une **espèce amphotère**.



## 3 Réactions acide–base

### 3.1 Principe

L'acide d'un couple ( $A_1H/A_1^-$ ) réagit avec la base d'un autre ( $A_2H/A_2^-$ ) ; les produits sont les conjugués des réactifs.

L'acide du premier couple  $A_1H$  cède un ion hydrogène à la base du second couple  $A_2^-$ .

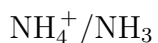
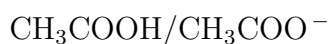
### 3.2 Méthode pour rédiger l'équation bilan

1. Identifier les deux couples.
2. Écrire les demi-équations en plaçant à gauche les réactifs.
3. Additionner et simplifier  $H^+$ .

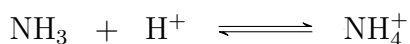
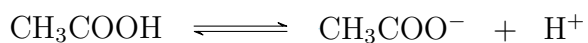
### 3.3 Exemple

Réaction entre l'acide éthanoïque  $CH_3COOH$  et l'ammoniaque  $NH_3$ .

— Les couples en jeu sont :



— Les demi équations sont :



— L'équation de la réaction est :

