

LES REACTIONS ACIDO-BASIQUES

I. Théorie de Brønsted des acides et des bases

1. Les acides

Définition : Un acide est une espèce chimique capable de céder un proton H^+ .



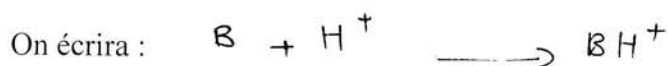
cette écriture est appelée demi-équation acido-basique

Exemples :

| Acide | Nom | Demi-équation |
|------------|----------------------|--|
| HCl | Chlorure d'hydrogène | $HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$ |
| CH_3COOH | Acide éthanoïque | $CH_3COOH \longrightarrow H^+ + CH_3COO^-$ |
| NH_4^+ | Ion ammonium | $NH_4^+ \longrightarrow H^+ + NH_3$ |

2. Les bases.

Définition : Une base est une espèce chimique capable de capter un proton H^+ .

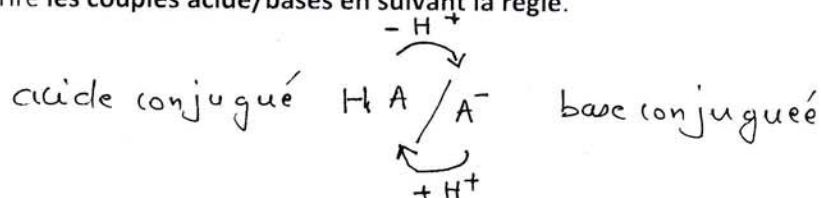


Exemples :

| Base | Nom | Demi-équation |
|-------------|---------------|--|
| CH_3COO^- | Ion éthanoate | $CH_3COO^- + H^+ \longrightarrow CH_3COOH$ |
| NH_3 | Ammoniac | $NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$ |
| HO^- | Ion hydroxyde | $HO^- + H^+ \longrightarrow H_2O$ |

3. Notion de couple acide/base

Définition : Pour obtenir la **formule brute** de la base conjuguée d'un acide, il suffit de retirer H^+ à la formule brute de l'acide; pour obtenir la formule brute de l'acide, il suffit de rajouter H^+ à la formule brute de sa base conjuguée. On peut alors écrire **les couples acide/bases en suivant la règle**.



Exemples:

| Couple | Acide | Base |
|------------------------|------------|-------------|
| CH_3COOH / CH_3COO^- | CH_3COOH | CH_3COO^- |
| NH_4^+ / NH_3 | NH_4^+ | NH_3 |
| H_3O^+ / H_2O | H_3O^+ | H_2O |
| H_2O / HO^- | H_2O | HO^- |

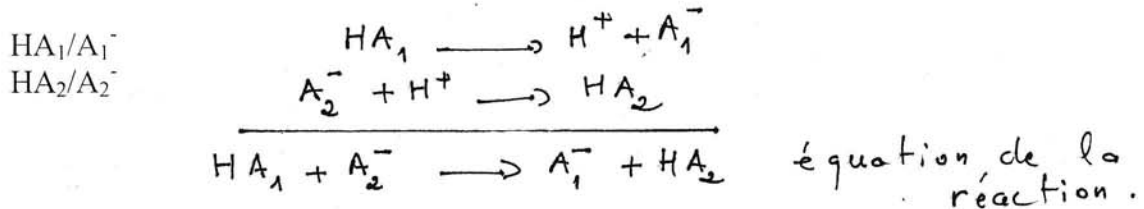
Remarque

L'eau peut être un acide ou une base de BRONSTED
c'est un ampholyte. (H_3O/HO^- ou H_3O^+/H_2O)

II. Réaction acido-basique

Le proton H^+ n'existe pas libre en solution et par conséquent l'acide ne peut céder son proton que s'il existe une base d'un autre couple capable de le capter ; une réaction acido-basique est une transformation mettant en jeu deux couples acido-basiques, qui échangent un proton H^+ .

D'une façon générale, soient les couples :



Exemple: Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac



III Notion de pH

1- Définition

Le **pH** est un nombre dont la valeur est comprise entre 0 et 14. Il évalue l'**acidité** ou la **basicité** d'une solution.

Il est relié à $[H_3O^+]$ par la relation :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \iff pH = -\log [H_3O^+]$$

Il existe différentes techniques pour évaluer l'acidité ou le pH d'une solution :

- le papier indicateur ou **papier pH** (papier qui se colore différemment selon le pH) ;
- le **pH-mètre** (instrument qui mesure le pH de façon précise).

2- Produit ionique de l'eau : Dans une solution aqueuse diluée, quelle que soit sa nature (acide, basique ou neutre) le produit :

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_e \quad (\text{constante appelée produit ionique de l'eau})$$

à 25°C $K_e = 10^{-14}$

Exercice : Calculer le pH d'une solution dont $[HO^-] = 100 [H_3O^+]$

3- Solution acide, basique ou neutre (à 25°C)

- une solution est acide si : $[H_3O^+] > [HO^-] \Rightarrow [H_3O^+] > K_e \Rightarrow [H_3O^+] > 10^{-7} \Rightarrow pH < 7$.
Exemple : acide chlorhydrique - le citron

- une solution est basique si $[H_3O^+] < [HO^-] \Rightarrow [H_3O^+] < 10^{-7}$
et $pH > 7$

Exemple : solution d'hydroxyde de sodium - eau de javel

- une solution est neutre si : $[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7} \Rightarrow pH = 7$

Exemple : solution de sodium.