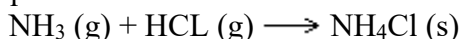


## Les réactions acido-basiques

### I. Exemple de réaction acido-basique.

#### 1. Réalisation de la transformation chimique.

On mélange de l'ammoniac ( $\text{NH}_3$  (g)) et du chlorure d'hydrogène ( $\text{HCl}$  (g)). Il se forme de chlorure d'ammonium solide ( $\text{NH}_4\text{Cl}$  (s)). L'équation de la réaction s'écrit donc:



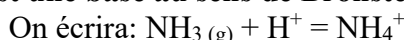
#### 2. Interprétation de la transformation chimique.

Au cours de cette transformation,

- Le chlorure d'hydrogène cède un proton. C'est un acide au sens de Brönsted.

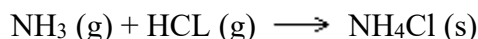


- L'ammoniac capte un proton. C'est une base au sens de Brönsted.



- Il apparaît donc que cette réaction mettant en jeu un acide et une base, ou réaction acido-basique, consiste en un transfert d'un proton de l'acide  $\text{HCl}$  à la base  $\text{NH}_3$ .

On écrira



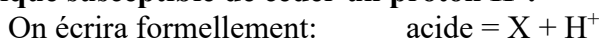
### II. Généralisation: théorie de Brönsted des acides et des bases.

Ce qui vient d'être vu sur un exemple peut être généralisé. Les exemples permettent d'assimiler et de maîtriser les écritures formelles.

#### 1. Définitions et exemples.

##### 1.1 Les acides.

Un acide est une espèce chimique susceptible de céder un proton  $\text{H}^+$ .



Les écritures formelles précédentes sont appelées demi-équations acido-basiques.

Les exemples suivants sont à connaître par coeur.

Acide	Nom	Demi-équation
$\text{HCl}$	Chlorure d'hydrogène	$\text{HCl} = \text{Cl}^- + \text{H}^+$
$\text{CH}_3\text{—COOH}$	Acide éthanoïque ou Acide acétique	$\text{CH}_3\text{—COOH} = \text{CH}_3\text{—COO}^- + \text{H}^+$
$\text{NH}_4^+$	Ion ammonium	$\text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}^+$
$\text{H}_3\text{O}^+$	Ion oxonium	$\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$
$\text{H}_2\text{O}$	Eau	$\text{H}_2\text{O} = \text{HO}^- + \text{H}^+$

##### 1.2 Les bases.

Une base est une espèce chimique capable de capter un proton  $\text{H}^+$ .



Les exemples suivants sont à connaître par coeur.

Base	Nom	Demi-équation
$\text{Cl}^-$	Ion chlorure	$\text{Cl}^- + \text{H}^+ = \text{HCl}$
$\text{CH}_3\text{—COO}^-$	Ion éthanoate ou ion acétate	$\text{CH}_3\text{—COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{—COOH}$
$\text{NH}_3$	Ammoniac	$\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$
$\text{HO}^-$	Ion hydroxyde	$\text{HO}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$
$\text{H}_2\text{O}$	Eau	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ = \text{H}_3\text{O}^+$

## 2. Notion de couple acide/base et de demi-équation acido-basique associée.

**Un couple acide/base est l'ensemble d'un acide et d'une base qui se correspondent dans les réactions acido-basiques.**

Conventionnellement dans un tel couple on représente l'acide à gauche et la base à droite. On écrira donc le couple sous la forme:  $\text{AH} / \text{A}^-$ .

Si l'on considère l'acide  $\text{AH}$ , la base  $\text{A}^-$  qui lui correspond est parfois appelée base conjuguée de l'acide  $\text{AH}$ .

Si l'on considère la base  $\text{A}^-$ , l'acide qui lui correspond est parfois appelé acide conjugué de la base  $\text{A}^-$ .

Par exemple on écrira:

Couple	Acide	Base
$\text{CH}_3\text{—COOH (aq)} / \text{CH}_3\text{—COO}^-\text{(aq)}$	Acide éthanoïque ou acide acétique	Ion éthanoate ou ion acétate
$\text{NH}_4^+\text{(aq)} / \text{NH}_3\text{(aq)}$	Ion ammonium	ammoniac
$\text{CO}_2\text{(g), H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-\text{(aq)}$	Dioxyde de carbone (dissous)	Ion hydrogénocarbonate
$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$	Ion oxonium	Eau
$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-\text{(aq)}$	Eau	Ion hydroxyde

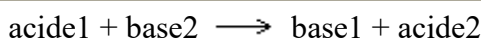
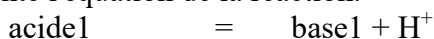
Remarque: On observera que l'eau peut intervenir grâce à deux couples. **On dit que l'eau est amphotère ou que l'eau est un ampholyte.**

## III. Réaction acido-basique.

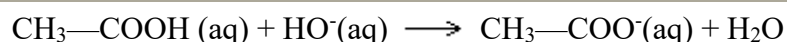
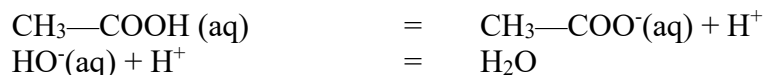
### 1.Écriture de l'équation de la réaction.

**Une réaction acido-basique est une transformation mettant en jeu deux couples acido-basiques, acide1/base1 et acide2/base2, qui échangent un proton  $\text{H}^+$ .**

On pourra écrire chaque demi-équation acido-basique correspondant à chaque couple mis en jeu puis leur somme membre à membre qui représente l'équation de la réaction.

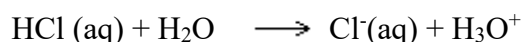
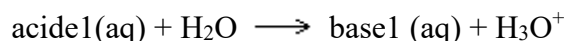


Par exemples:

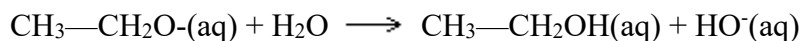
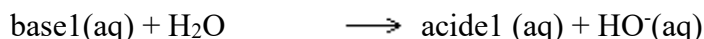


## 2. Cas particulier de l'eau.

### 2.1 L'eau se comporte comme une base vis à vis d'un acide.



### 2.2 L'eau se comporte comme un acide vis à vis d'une base.



On dit que l'eau est une espèce chimique amphotère : à la fois acide dans un couple et base dans un autre couple.

## 3. Les indicateurs colorés.

Un indicateur coloré est une solution contenant dont les deux formes conjuguées d'un couple acide/base qui n'ont pas la même couleur. On note en générale ce type de couple :  $\text{HIn}/\text{In}^-$

## IV. Le pH en solution aqueuse

### 1. Définition du pH

Le pH, ou potentiel hydrogène, est une grandeur sans unité comprise en 0 et 14 en solution aqueuse qui quantifie l'acidité de ce solution aqueuse.

Par définition le pH s'exprime comme :

$$\text{pH} = - \log \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ} \right)$$

avec pH la valeur du pH sans unité,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  la concentration molaire en ion oxonium (en  $\text{mol.L}^{-1}$ ) et  $c^\circ$  la concentration standard qui vaut  $1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

La concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  s'obtient par la relation :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$

### 2. Mesure du pH



Le papier -indicateur de pH



Une sonde pH-métrique et un pH-mètre étalonné

**Remarque :** La concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  déduite des mesures de pH sera toujours exprimée avec 2 chiffres significatif maximum.

