

## Chapitre 5 : Les réactions acido-basiques

### Introduction :

Vous connaissez la grandeur pH : elle permet de savoir dans quelle mesure une solution est acide ( $\text{pH} < 7$ ) ou basique ( $\text{pH} > 7$ ).

Ces solutions généralement possèdent ces propriétés car elles contiennent des espèces acides, ou des espèces basiques.

On va dans ce chapitre rencontrer quelques unes de ces espèces, voir qu'elles se trouvent souvent par deux et voir également qu'elles sont capables de réagir les unes avec les autres en suivant des règles précises.

### I Exemples de réactions chimiques :

#### 1) Réaction entre le chlorure d'ammonium et la solution d'hydroxyde de sodium :

Fiche élève

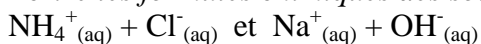
#### ➤ Expérience :

- On dissout du chlorure d'ammonium dans de l'eau dans le bécher 1 et on verse de l'hydroxyde de sodium dans le bécher 2. On mesure le pH respectif de chaque bécher.  
*Les élèves notent leurs observations.*
- On mélange les 2 solutions dans un 3<sup>ème</sup> bécher et on place un papier imbibé de sulfate de cuivre. On prépare un témoin en mettant sur un papier filtre du sulfate de cuivre et de l'ammoniac.  
On mesure alors le pH de cette troisième solution.  
*Les élèves notent leurs observations.*

#### ➤ Interprétation :

*Questions élèves :*

*Ecrire les formules chimiques des solutions que nous avons mélangé ?*



*Ecrire la formule de l'espèce chimique que nous avons obtenu ?*



*Qu'a-t-il pu se passer ? quels ions ne participent pas à la réaction ?*

Les ions qui ne participent pas à la réaction sont les ions spectateurs :  $\text{Na}^+(\text{aq})$  et  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ .

Il se passe :  $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \dots$

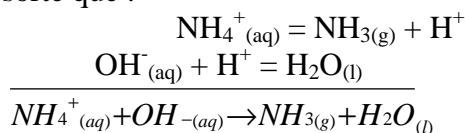
*Qu'est-il nécessaire d'ajouter pour avoir la conservation des atomes d'oxygène et d'hydrogène ?*

On montre que le second produit est  $\text{H}_2\text{O}$

#### ➤ Ce qui se passe au niveau microscopique :

*Poser la question aux élèves*

- On dit que les ions  $\text{NH}_4^+(\text{aq})$  ont **fourni un proton** :  $\text{NH}_4^+(\text{aq}) = \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}^+$   
On dit alors que l'ion ammonium est un **acide**.
- Les ions hydroxydes  $\text{OH}^-(\text{aq})$  vont eux **capter un proton** :  $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$   
On dit alors que l'ion hydroxyde est une **base**.
- La réaction observée est donc un transfert de proton entre l'ion ammonium et l'ion hydroxyde, de telle sorte que :



**C'est une réaction  
acido-basique**

2) Un indicateur coloré : le BBT (bleu de bromothymol) :

*Intro : vidéo tour de magie Hatier*

➤ Définition :

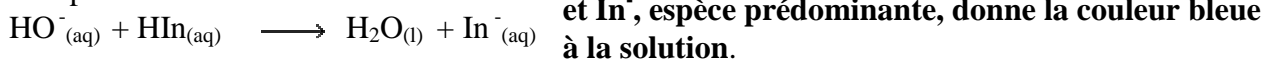
- Un indicateur coloré est une **espèce chimique qui existe sous deux formes de couleur différente** (on appellera HIn la forme acide et In<sup>-</sup> la forme basique).
- Le flacon d'indicateur contient le mélange des deux espèces.
- La couleur que l'on observe donc l'existence d'une des formes dépend du pH de la solution.

➤ Réaction en milieu acide et en milieu basique : *avec expériences*

- Si on mets une goutte de BBT dans une solution d'acide chlorhydrique (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + Cl<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>), il se produit la réaction :



- Si on mets une goutte de BBT dans une solution d'hydroxyde de sodium (Na<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> + OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>), il se produit la réaction :



➤ Conclusion :

L'indicateur coloré permet de caractériser l'acido-basicité de la solution dans lequel il est ajouté.

*Vidéo : réversibilité d'un indicateur coloré (Hatier)*

**II Théorie de Brönsted des acides et des bases :**

1) Définitions et exemples :

➤ D'un acide selon Brönsted :

Un acide (noté HA) est une espèce chimique susceptible de **céder un proton H<sup>+</sup>**.

On peut symboliser cette transformation par une **demi-équation acido-basique** :



Ex : acide chlorhydrique HCl, acide éthanoïque CH<sub>3</sub>COOH, ions ammonium NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, acide citrique C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>7</sub>, vitamine C ou acide ascorbique C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub>.

➤ D'une base selon Brönsted :

Une base (noté A<sup>-</sup>) est une espèce chimique susceptible de **capter un proton H<sup>+</sup>**.

On peut symboliser cette transformation par une **demi-équation acido-basique** :



Ex : Ammoniac NH<sub>3</sub>, ion éthanoate CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, ion hydroxyde HO<sup>-</sup>, ion hydrogénocarbonate HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> et la potasse KOH.

Exercices n°7 et 8 p78

2) Les couples acides bases :

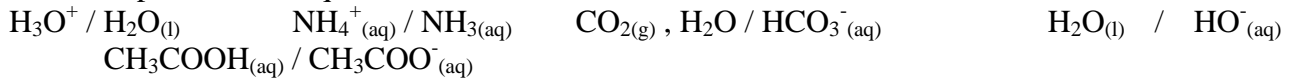
Dans les 2 demies-équations vu précédemment apparaît un « couple » : HA / A<sup>-</sup>, dans lequel on passe d'un membre du couple à l'autre par un échange d'un proton H<sup>+</sup>.

Ce couple sera appelé **couple acide/base** est sera toujours noté : HA / A<sup>-</sup>.  
Acide / base



On dira que  $H_a$  est l'**acide conjugué** de la base  $A^-$ .  
On dira que  $A^-$  est la **base conjuguée** de l'acide  $HA$ .

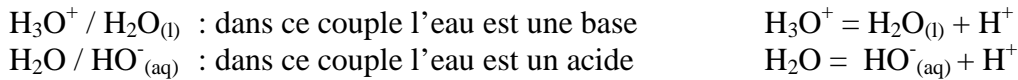
Ex de couple acido-basique :



### 3) Les couples de l'eau :

L'eau participe à deux couples acido-basiques.

*Questions élèves : trouver les ainsi que les demies-équations correspondantes.*



L'eau peut être un acide ou une base. On dit que l'eau est un **ampholyte** ou une **espèce amphotère**.

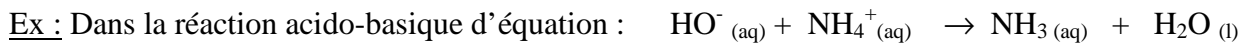
Exercices n°13 p78

### III Les réactions acido-basiques :

Celles-ci s'effectuent **entre un acide et une base** mais jamais entre deux acides entre eux, ni deux bases entre elles.

Comme nous l'avons vu dans le premier paragraphe, une réaction acide base est une « interaction » entre deux couples acido-basiques :

L'acide du premier couple réagit avec la base du deuxième.



Les produits obtenus sont  $H_2O$  acide conjugué de  $HO^-$   
et  $NH_3$  base conjuguée de  $NH_4^+$ .

Définition :

**Toute réaction acido-basique résulte du transfert de protons  $H^+$  entre l'acide d'un couple acido-basique et la base d'un autre couple acido-basique.**

Exercices n°16, 19 et 20 p79 et 80

### Matériel :

- |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                |                                                                                                                                                                                           |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Solution de chlorure d'ammonium à <math>1.0 \cdot 10^{-2}</math> mol/L</li> <li>Solution de soude à 1.0 mol/L</li> <li>Un ph-mètre</li> <li>3 béchers</li> <li>Papier filtre imbibé de sulfate de cuivre</li> <li>Témoin : papier filtre imbibé de sulfate</li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li>de cuivre + ammoniac</li> <li>➤ Solution d'acide chlorhydrique à 1 mol/L</li> <li>Solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol/L</li> <li>BBT</li> </ul> |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|