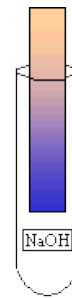
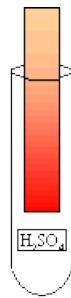
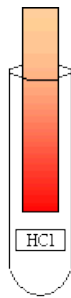


# La réaction acide-base

## I. Définitions acides, bases

### I.1. Définition historique

Mise en évidence des acides et des bases grâce aux indicateurs (papier indicateur).



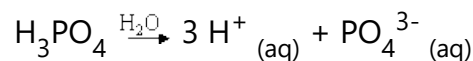
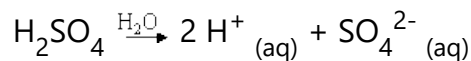
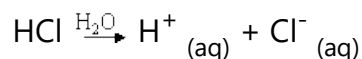
Les acides ont une saveur aigre, rougissent le papier indicateur (tournesol) et réagissent avec les bases pour former des sels.

Les bases sont caustiques, ont une saveur amère et bleuissent le tournesol.

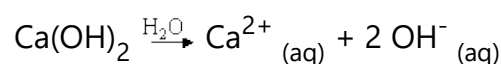
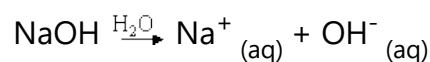
Les définitions historiques se contentent de décrire ce qu'il se passe, il s'agit de définitions opérationnelles.

### I.2. Définitions d'Arrhenius

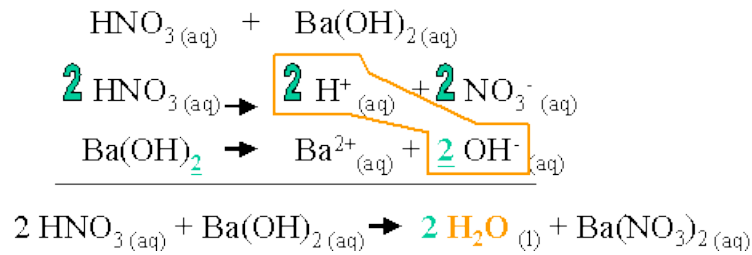
1. Un **acide** est une substance qui en solution aqueuse, libère un ou plusieurs protons ( $H^+$ ).



2. Une **base** est une substance qui en solution aqueuse libère un ou plusieurs ions  $OH^-$



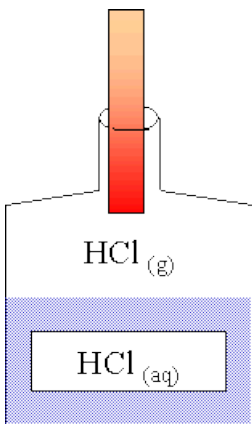
3. La réaction **Acide-base** est une réaction où il y a formation d'eau ( $H_2O$ ) et de sel.



Une mole de  $Ba(OH)_2$  libère 2 moles de  $OH^-$  en solution aqueuse. Une mole de  $HNO_3$  libère une mole de  $H^+$ .

Pour neutraliser les 2 moles de  $OH^-$  libérées par  $Ba(OH)_2$ , il faut deux moles de  $H^+$ . Par conséquent, il faut 2 moles de  $HNO_3$ . Lors de la réaction, il se formera deux moles d'eau et une mole de sel.

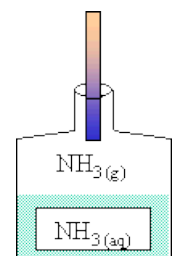
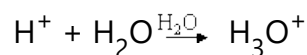
### I.3. Limites de la théorie d'Arrhenius



- Cette théorie ne prend en considération que les solutions aqueuses, alors que des réactions peuvent se faire en phase gazeuse ou dans d'autres solvants que  $H_2O$ . (le papier indicateur réagit même en contact avec de l' $HCl$  gazeux).

- Pour Arrhenius, les bases sont toujours des hydroxydes, alors qu'il peut en exister d'autres. (exemple :  $NH_3$ )

- $H^+$  en solution aqueuse réagit avec l'eau !



- Pour Arrhenius, un sel doit être neutre, or il existe des sels acides, basiques et neutres !

## I.4. Définition de Bronsted-Lowry

### I.4.1. Expérience

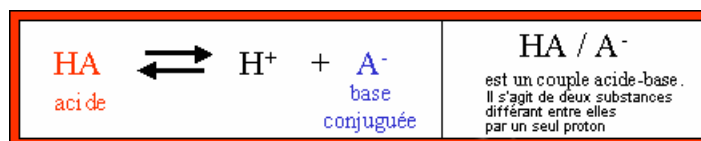
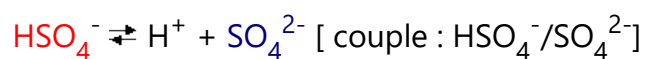
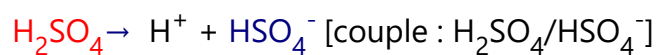
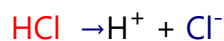


Réaction entre un acide (HCl) et une base (NH<sub>3</sub>) en phase gazeuse. Formation d'une fumée de NH<sub>4</sub>Cl. -

<http://www.chem.leeds.ac.uk/delights/photos/HCl+NH3/>

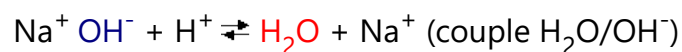
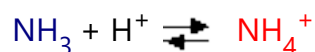
### I.4.2. Définition d'un acide :

Un acide est une substance, qui peut être une molécule ou un ion, capable de libérer un H<sup>+</sup> (proton).



### I.4.3. Définition d'une base :

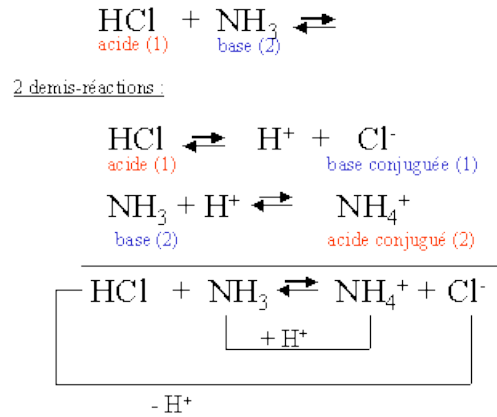
Une base est une substance (molécule ou ion) capable de capter (fixer) un H<sup>+</sup> (proton).



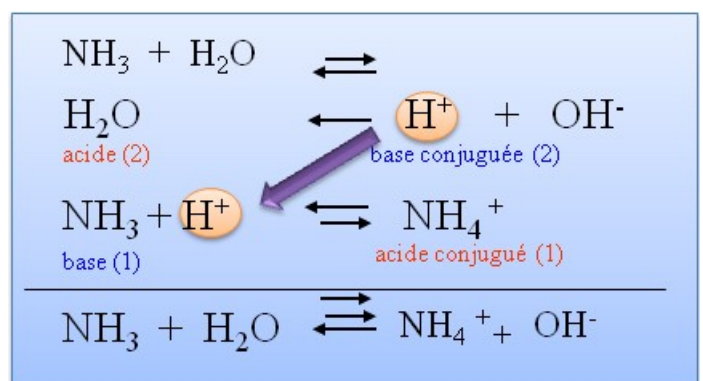
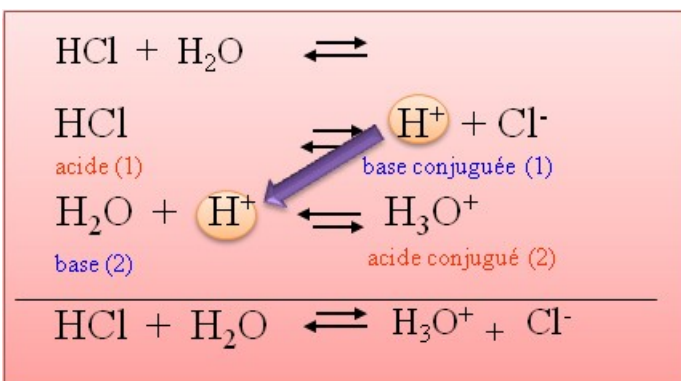


#### 1.4.4. La réaction acide base :

c'est un transfert de H<sup>+</sup> (proton) entre deux couples Acides-bases.



La théorie de Bronsted-Lowry permet d'expliquer également la formation des espèces H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et OH<sup>-</sup> dans un milieu selon que l'on rajoute à de l'eau un acide ou une base. Et permet donc d'expliquer ce qu'Arrhenius avait découvert. La théorie d'Arrhenius est un cas particulier qui implique les couples H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>O (où l'eau est alors une base conjuguée de l'acide) et H<sub>2</sub>O/OH<sup>-</sup> (où l'eau joue cette fois le rôle de l'acide).



Une substance qui, comme H<sub>2</sub>O, réagit tantôt en acide, tantôt en base selon le partenaire est appelée **AMPHOLYTE**.

## e) Définition de Lewis\* :

La définition de Bronsted-Lowry, bien que résolvant une partie des problèmes qui se posaient avec la théorie d'Arrhenius, ne permet pas encore de caractériser tous les acides et toutes les bases. En effet, dans le tableau périodique, certains éléments peuvent agir tantôt comme acide, tantôt comme base.

Voici quelques acides et bases de Lewis courants :

		H <sub>2</sub>				He	
LiH	BeH <sub>2</sub>	BH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	HF	Ne
NaH	MgH <sub>2</sub>	AlH <sub>3</sub>	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl	Ar
KH	CaH <sub>2</sub>	GaH <sub>3</sub>	GeH <sub>4</sub>	AsH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> Se	HBr	Kr
RbH	SrH <sub>2</sub>	InH <sub>3</sub>	SnH <sub>4</sub>	SbH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> Te	HI	Xe
CsH	BaH <sub>2</sub>						

Legend: ■ Lewis acid    ■ Lewis base  
■ Lewis acid/base complex

© Mark R. Leach 1999-2009 | <http://www.meta-synthesis.com/>

- Un acide est toute espèce qui peut accepter une paire d'électrons offerte par une autre espèce chimique lors d'une réaction. Un acide de Lewis est un **accepteur d'électrons** (électrophile)

Un acide de Lewis est caractérisé par :

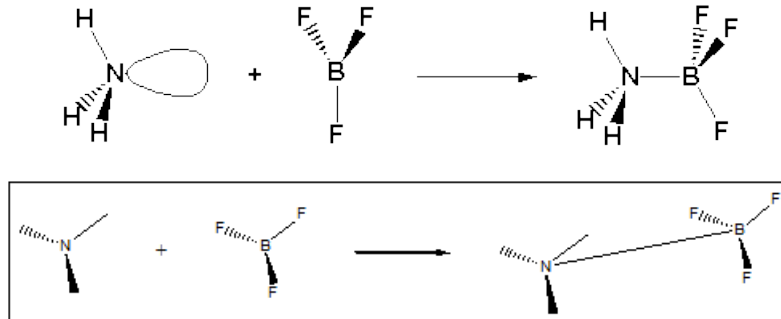
- 1) une fraction de charge positive sur l'atome central (due à la forte électronégativité des atomes liés à ce centre)
- 2) la capacité d'accepter une paire d'électron supplémentaire.

*Exemples :* BF<sub>3</sub>, H<sup>+</sup>, AlH<sub>3</sub>

- Une base est toute espèce qui possède une paire d'électron non-liante et qui peut offrir une paire d'électrons à une autre espèce chimique lors d'une réaction. Une base de Lewis est donc un **donneur d'électrons** . (nucléophile)

*Exemples :* NH<sub>3</sub> (1 paire non-liante), H<sub>2</sub>O (2 paires non-liantes), OH<sup>-</sup> (1 paire non-liante)

Réaction de  $\text{BF}_3$  dans un autre solvant que l'eau : (acide de Lewis, le Bore porte une charge partielle positive à cause de la très grande électronégativité des fluorures qui captent vers eux les électrons du bore et  $\text{NH}_3$  est la base, car l'atome d'azote porte une paire d'électrons non-liants).



### Remarques

1. Le solvant joue souvent le rôle de l'acide ou de la base, ou à la fois de l'acide et de la base.
2. L'eau et les solvants polaires peuvent agir soit comme base ou comme acide parce qu'ils ont des sites acides et basiques dans leur structure moléculaire: L'eau peut agir comme base en offrant le partage d'une paire d'électrons libres que l'on y trouvait sur l'atome  $\text{O}$ , et comme acide par le biais d'éventuelles liaisons hydrogènes..
3. Le modèle proposé par Brönsted apparaît ici comme un cas particulier de la théorie de Lewis. En effet,  $\text{H}^+$  sera l'électrophile et  $\text{OH}^-$  le nucléophile

