

# Représenter les couples acide-base



## Quand on ne sait pas !

- Une réaction acido-basique correspond à un transfert de protons entre deux espèces chimiques.
- Un acide, selon Brønsted, est une espèce chimique capable de céder au moins un proton.
- Une base, selon Brønsted, est une espèce chimique capable d'accepter au moins un proton.
- Un acide noté  $AH$  et une base notée  $A^-$  forment un couple acide-base noté  $AH / A^-$ . L'équation du transfert de proton s'écrit :  $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$ .
- Une espèce amphotère est une espèce qui peut être à la fois acide dans un couple et base dans un autre couple.
- La formule semi-développée n'indique que les liaisons qui constituent le squelette d'une molécule.
- Le schéma de Lewis d'une molécule se construit à partir de la couche de valence (couche externe) des atomes qui la constituent.
- Le schéma de Lewis d'une molécule consiste à représenter tous les doublets présents dans celle-ci.
- Il existe deux types de doublet. Ils sont représentés par des segments de droite.
  - ▶ **Les doublets liants** : ils correspondent aux liaisons covalentes entre deux atomes. Chaque atome engagé dans la liaison apporte un électron. Le segment relie les deux atomes.
  - ▶ **Les doublets non liants** : les deux électrons appartiennent à un seul atome. Un doublet non liant est représenté par un segment ou deux points placé(s) à proximité de l'atome.

- On considère qu'un élément dans une molécule respecte la règle de l'octet lorsqu'il est entouré de quatre doublets.
- Dans le cas d'un ion moléculaire, la charge est portée par l'atome de la molécule qui ne possède pas le même nombre d'électrons que celui de sa couche de valence.

### Que faire ?

- Pour représenter une molécule selon le schéma de Lewis, il faut faire la somme de tous les électrons de valence de chaque atome qui la constitue.  
À cette somme, on ajoute ou retranche autant d'électrons que la charge totale de l'ion moléculaire. Le nombre total de doublets est donné par :

$$N_{\text{doublet}} = \frac{\text{somme totale des électrons de valence}}{2}$$

- Les doublets se répartissent de telle sorte que chaque atome respecte la règle de l'octet.

### Conseils

Il faut parfaitement maîtriser la notion de couche de valence des éléments. Faire attention à la répartition des doublets autour de chaque atome qui constitue la molécule.

Bien connaître les familles et les fonctions des molécules organiques.

### Exemple traité

On considère les éléments H et O qui possèdent respectivement 1 et 6 électrons sur leur couche de valence.

- 1 Représenter la formule développée et le schéma de Lewis des molécules suivantes :  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{HO}^-$ .
- 2 Montrer que l'oxygène porte la charge des ions moléculaires  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{HO}^-$ .

- 3 H<sub>2</sub>O est une espèce amphotère. Que signifie ce terme ? Préciser les couples acide-base auxquels appartient cette molécule.

► **Solution**

1 Représentation de Lewis de H<sub>2</sub>O

Cette molécule est constituée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène ce qui donne  $2 \times 1 + 1 \times 6 = 8$  électrons.

Il faut donc représenter sur le schéma de Lewis 8 électrons, soit 4 doublets.

Sachant qu'un atome d'oxygène ne peut faire que deux liaisons et que l'hydrogène ne peut en faire qu'une, nous obtenons les représentations ci-dessous.

Formule semi-développée	Schéma de Lewis
H—O—H	H— $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}$ —H

Même principe pour H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et HO<sup>-</sup> dont les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

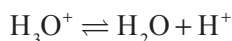
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	HO <sup>-</sup>
<b>Nombre d'électrons</b>	
$3 \times 1 + 1 \times 6 - 1 = 8$	$1 \times 1 + 1 \times 6 + 1 = 8$
L'ion est chargé positivement donc il y a perte d'une charge négative.	L'ion est chargé négativement il y a une charge négative de plus.
<b>Nombre de doublets</b>	
4	4
<b>Formule semi-développée</b>	
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{O}^+ - \text{H} \end{array}$	O <sup>-</sup> —H
<b>Schéma de Lewis</b>	
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}^+} - \text{H} \end{array}$	$\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}^-} - \text{H}$

2 La couche de valence de l'hydrogène est composée d'un électron, on constate que chaque hydrogène de  $\text{H}_3\text{O}^+$  est engagé dans une seule liaison covalente. La règle du duet est vérifiée. La liaison covalente se traduit par un partage du doublet, chaque hydrogène possède réellement seul un électron.

Pour l'oxygène la couche de valence est composée de six électrons. Dans  $\text{H}_3\text{O}^+$ , l'oxygène est entouré d'un doublet non liant et de trois doublets liants. La règle de l'octet est vérifiée. Cinq électrons entourent l'oxygène, un par liaison donc trois et deux pour le doublet non liant. Finalement, il manque un électron autour de l'oxygène, on place donc la charge plus au niveau de l'oxygène.

Un raisonnement identique sur  $\text{HO}^-$  nous permet de vérifier que l'atome d'oxygène vérifie la règle de l'octet et l'hydrogène vérifie la règle du duet. Pour la répartition des électrons autour de l'oxygène, il y a une liaison associée à un électron et trois doublets non liants donc sept électrons. L'oxygène est entouré de sept électrons dans  $\text{HO}^-$  donc un de plus. La charge négative est donc portée par l'atome d'oxygène.

3 Nous pouvons écrire les deux équations suivantes.



$\text{H}_2\text{O}$  est une base pour la première réaction puisqu'elle accepte un proton pour donner  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Dans la seconde réaction c'est un acide puisque  $\text{H}_2\text{O}$  cède un proton pour donner  $\text{HO}^-$ . Ainsi,  $\text{H}_2\text{O}$  est une espèce amphotère.

## Exercices

**EXERCICE 1.1** On considère les formules semi-développées des molécules suivantes.

Nom de la molécule	Formule semi-développée
Acide méthanoïque	$\text{H} - \text{COOH}$
Méthanamine	$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$
Acide propanoïque	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
Propan-1-amine	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$

Pour chaque molécule, en vous aidant de la fiche 36, indiquer la famille de cette molécule et représenter son schéma de Lewis.

**EXERCICE 1.2** L'éthanamine de formule semi-développée  $C_2H_5 - NH_2$  est la base du couple ion éthylammonium/éthanamine.

- 1 Écrire l'équation de transfert de proton entre les deux espèces de ce couple. En déduire la formule semi-développée de l'ion éthylammonium.
- 2 En déduire le schéma de Lewis de l'ion éthylammonium. Montrer que l'atome d'azote porte la charge positive de cet ion.

**EXERCICE 1.3** On considère le couple acide éthanoïque/ion éthanoate.

La formule semi-développée de l'acide éthanoïque est  $CH_3 - COOH$  et celle de l'ion éthanoate  $CH_3 - COO^-$ .

- 1 Écrire l'équation de transfert de proton entre les deux espèces de ce couple.
- 2 Représenter les schémas de Lewis de ces deux molécules.

### Pour vous aider à démarrer

**EXERCICE 1.1** Utiliser la fiche 36 pour identifier le groupe caractéristique de la molécule.

**EXERCICE 1.2** L'équation du transfert de proton peut s'écrire dans les deux sens.  
Commencer par préciser le nombre d'électrons de la couche de valence de l'azote N.

**EXERCICE 1.3** Faire attention à la règle de l'octet pour les deux atomes d'oxygène.



### EXERCICE 1.1

Nom de la molécule	Famille	Schéma de Lewis
Acide méthanoïque	Acide carboxylique	
Méthanamine	Amine	
Acide propanoïque	Acide carboxylique	
Propan-1-amine	Amine	

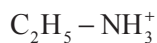
### EXERCICE 1.2

- 1 La molécule dont nous connaissons la formule semi-développée correspond à la base du couple. Nous pouvons écrire :



**REMARQUE** Le proton ne peut pas se lier qu'avec l'azote, les atomes de carbone sont tous engagés dans quatre liaisons.

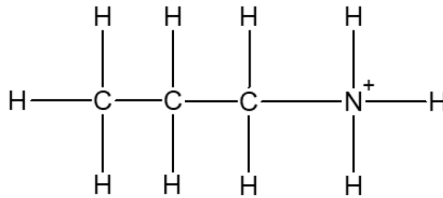
La formule semi-développée de l'ion éthylammonium s'écrit :



- 2 Déterminons le nombre total d'électrons de valence. Complétons le tableau suivant :

Élément	C	N	H
Couche de valence	4	5	1
Total dans la molécule	$4 \times 2 = 8$	$5 \times 1 = 5$	$1 \times 8 = 8$
Somme de tous les électrons de valence	$8 + 5 + 8 = 21$		
Charge de l'ion	+1		
Nombre total d'électrons	$21 - 1 = 20$		
Nombre de doublets	$N = \frac{20}{2} = 10$		
Détermination de l'atome porteur de la charge			
Élément	C	H	N
Couche de valence	4	1	5
Environnement dans la molécule	4	1	4
Porteur de la charge	0	0	+1

Le porteur de charge est donc l'azote. Voici le schéma de Lewis qui correspond :



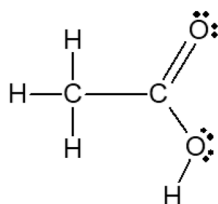
### EXERCICE 1.3

- 1 Nous pouvons écrire :  $\text{CH}_3 - \text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{COO}^- + \text{H}^+$ .
- 2 Pour la molécule  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$  complétons le tableau suivant :

Élément	C	O	H
Couche de valence	4	6	1
Total dans la molécule	$4 \times 2 = 8$	$6 \times 2 = 12$	$1 \times 4 = 4$
Somme de tous les électrons de valence	$8 + 12 + 4 = 24$		
Charge de l'ion	0		

Nombre total d'électrons	$24 - 0 = 24$			
Nombre de doublets	$N = \frac{24}{2} = 12$			
Détermination de l'atome porteur de la charge				
Élément	C	O	O	H
Couche de valence	4	6	6	1
Environnement dans la molécule	4	$2 \times 2 + 2 \times 1$	$2 \times 2 + 2 \times 1$	1
Porteur de la charge	0	0	0	0

Voici le schéma de Lewis qui correspond :



Pour la molécule  $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$  complétons le tableau suivant :

Élément	C	O	H	
Couche de valence	4	6	1	
Total dans la molécule	$4 \times 2 = 8$	$6 \times 2 = 12$	$1 \times 3 = 3$	
Somme de tous les électrons de valence	$8 + 12 + 3 = 23$			
Charge de l'ion	-1			
Nombre total d'électrons	$23 + 1 = 24$			
Nombre de doublets	$N = \frac{24}{2} = 12$			
Détermination de l'atome porteur de la charge				
Élément	C	O	O	H
Couche de valence	4	6	6	1
Environnement dans la molécule	4	$2 \times 2 + 2 \times 1$	$3 \times 2 + 1 \times 1$	1
Porteur de la charge	0	0	-1	0