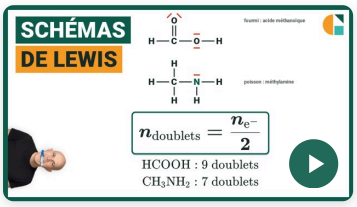
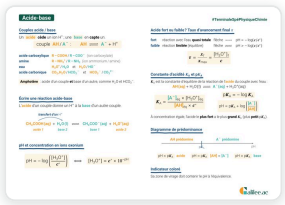
Schémas de Lewis : acide carboxylique, ion carboxylate, ions



Vidéo du cours et un exercice gratuit supplémentaire !

Exercices corrigés pas à pas, sur la page de la compétence.

galilee.ac/V/T1-2



La fiche de cours

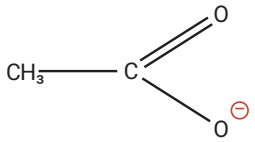
Tout le chapitre sur une page.

galilee.ac/F/acide-base

Exercice 1 — L'ion éthanoate

On veut représenter le schéma de Lewis de l'ion éthanoate, de formule semi-développée CH_3-COO^-. Numéros atomiques : H : 1 ; C : 6 ; O : 8. Une charge négative correspond à un électron de plus que ceux apportés par les atomes.

1) Calculer le nombre total d'électrons de valence de cet ion.
2) En déduire le nombre de doublets à placer sur le schéma.
3) Combien de doublets non liants les deux atomes d'oxygène portent-ils ensemble ? Justifier.

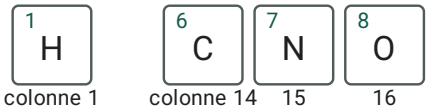


doublets non liants non représentés

Exercice 2 — L'éthylamine

On veut représenter le schéma de Lewis de l'éthylamine, une amine de formule semi-développée $CH_3-CH_2-NH_2$. La figure donne le numéro atomique et la colonne de la classification de chaque élément.

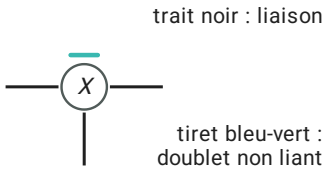
1) Calculer le nombre total d'électrons de valence de l'éthylamine, puis le nombre de doublets.
2) Compter les doublets liants du schéma.
3) Combien de doublets non liants l'atome d'azote porte-t-il ?



Exercice 3

L'ion oxonium

Dans le schéma de Lewis de l'ion oxonium H_3O^+, l'atome d'oxygène, noté X sur la figure, est entouré de 3 doublets liants et d'un doublet non liant. Numéro atomique de l'oxygène : 8.



1) Combien d'électrons de valence l'atome d'oxygène isolé possède-t-il ?

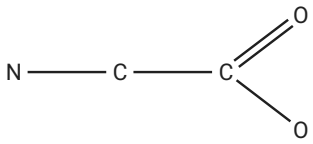
2) Calculer le nombre d'électrons que l'atome d'oxygène possède en propre dans l'ion (un par doublet liant, deux par doublet non liant).

3) En déduire la charge portée par l'atome d'oxygène.

Exercice 4

Type bac : la glycine en milieu acide

Selon le pH, la glycine, un acide α-aminé, existe sous plusieurs formes. On étudie la forme de formule semi-développée $H_3N^+-CH_2-COOH$. Numéros atomiques : H : 1 ; C : 6 ; N : 7 ; O : 8.



H et doublets non liants non représentés

1) Calculer le nombre total d'électrons de valence de cette forme.

2) Compter les doublets liants de son schéma de Lewis (une liaison double compte pour deux doublets).

3) En déduire le nombre de doublets non liants.

4) Quelle charge l'atome d'azote porte-t-il ? Justifier.

Schémas de Lewis : acide carboxylique, ion carboxylate, ions

Exercice 1 L'ion éthanoate

1) Électrons de valence : 1 pour H, 4 pour C, 6 pour O (une charge négative en ajoute un). Pour CH_3-COO^- : $2\times 4+3\times 1+2\times 6+1=24$.

$\boxed{24 \text{ électrons de valence}}$

2) Les électrons de valence se groupent par deux :

$\boxed{\frac{24}{2}=12 \text{ doublets}}$

3) Chaque atome d'oxygène est entouré de quatre doublets. L'oxygène de la double liaison en a deux liants et deux non liants. L'autre oxygène, lié par une liaison simple, porte la charge négative : il a trois doublets non liants. En tout : 5 doublets non liants.

$\boxed{5 \text{ doublets non liants}}$

Exercice 2 L'éthylamine

1) Électrons de valence : 1 pour H, 4 pour C, 5 pour N. Pour $CH_3-CH_2-NH_2$, le total vaut $2\times 4+7\times 1+5=20$, soit 10 doublets.

$\boxed{20 \text{ électrons, } 10 \text{ doublets}}$

2) Toutes les liaisons sont simples : chaque atome d'hydrogène est relié par une liaison, et les atomes de carbone et d'azote sont reliés entre eux. On compte 9 doublets liants.

$\boxed{9 \text{ doublets liants}}$

3) Il reste 10 − 9 = 1 doublet. Dans une amine, l'azote fait trois liaisons et porte un doublet non liant. Dans un ion ammonium, ce doublet a servi à fixer un ion hydrogène : l'azote fait quatre liaisons et n'a plus de doublet non liant.

$\boxed{1 \text{ doublet non liant}}$

Exercice 3 L'ion oxonium

1) Les électrons de valence sont ceux de la couche externe : 4 pour le carbone (Z = 6), 5 pour l'azote (Z = 7), 6 pour l'oxygène (Z = 8). Ici : 6.

$\boxed{6 \text{ électrons de valence}}$

2) Un doublet liant est partagé (un électron pour l'atome), un doublet non liant lui appartient en entier :

$\boxed{3\times 1+1\times 2=5}$

3) On compare à l'atome isolé : $6-5=1$ électron en moins, donc une charge positive. Un électron en trop donne une charge négative, un électron en moins une charge positive, l'égalité aucune charge. C'est l'oxygène qui porte la charge de l'ion oxonium.

$\boxed{\text{charge } +e}$

Exercice 4 Type bac : la glycine en milieu acide

1) 1 électron par H, 4 par C, 5 par N, 6 par O, en tenant compte de la charge globale. Total : $6 \times 1 + 2 \times 4 + 5 + 2 \times 6 - 1 = 30$. Un ion hydrogène capté ou cédé n'apporte et n'emporte aucun électron : toutes les formes ont le même nombre d'électrons de valence.

$\boxed{30 \text{ électrons de valence}}$

2) Une liaison par atome d'hydrogène, les liaisons du squelette, et deux doublets pour $\mathrm{C=O}$: 11 doublets liants.

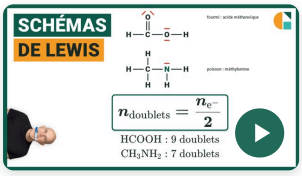
$\boxed{11 \text{ doublets liants}}$

3) Les 30 électrons forment 15 doublets ; ceux qui ne sont pas liants sont non liants :

$\boxed{15 - 11 = 4}$

4) L'azote d'un groupe $-\mathrm{NH_2}$ fait trois liaisons et garde un doublet non liant : il est neutre. L'azote d'un groupe $-\mathrm{NH_3^+}$ fait quatre liaisons : il porte une charge positive. Ici : charge positive.

$\boxed{\text{charge positive}}$



Vidéo du cours et un exercice gratuit supplémentaire !

Exercices corrigés pas à pas, sur la page de la compétence.

galilee.ac/V/T1-2

Schéma de Lewis d'un acide, d'une base, d'un ion : exercices PDF (Terminale spécialité physique-chimie). Schémas de Lewis des espèces acides et basiques : compter les électrons de valence en tenant compte de la charge, en déduire le nombre de doublets, répartir doublets liants et non liants, et trouver l'atome qui porte la charge dans un ion carboxylate, l'ion oxonium ou la forme cationique d'un acide alpha-aminé. Méthode en vidéo et exercices interactifs corrigés sur galilee.ac.