



# Exercices de la séquence 1

## Fiche de synthèse n°1.a Structure des molécules et des ions

### EXERCICE 1 : L'eau

Majoritairement observable sur Terre à l'état liquide, l'eau possède les propriétés d'un puissant solvant : elle dissout facilement et solubilise rapidement de nombreux corps sous forme d'ions, ainsi que de nombreuses autres molécules gazeuses, en particulier le dioxygène et le dioxyde de carbone.

- L'atome d'oxygène, de configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^4$ , possède :
  - 8 électrons de valence
  - 6 électrons de valence
  - 4 électrons de valence
- La structure électronique de l'atome d'oxygène a pour représentation :
  - $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$
  - $\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$
  - $\cdot\dot{\text{O}}\cdot$
- La molécule d'eau a pour schéma de Lewis :
  - $\text{H}-\overset{\curvearrowright}{\underset{\curvearrowleft}{\text{O}}}-\text{H}$
  - $\text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H}$
  - $\text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H}$
- Dans la théorie VSEPR, la molécule d'eau est du type :
  - $\text{AX}_2\text{E}_0$
  - $\text{AX}_2\text{E}_2$
  - $\text{AX}_4\text{E}_0$
- La géométrie autour de l'atome d'oxygène est :
  - linéaire
  - coudée
  - tétraédrique

### EXERCICE 2 : Le méthane

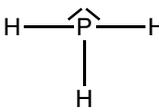
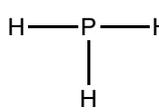
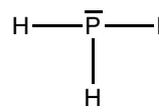
Le méthane, de formule brute  $\text{CH}_4$ , a été découvert et isolé par Alessandro Volta entre 1776 et 1778. Assez abondant dans le milieu naturel, le méthane est un combustible à fort potentiel.

- L'atome de carbone, de configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^2$ , possède :
  - 6 électrons de valence
  - 4 électrons de valence
  - 2 électrons de valence
- La structure électronique de l'atome de carbone a pour représentation :
  - $\cdot\ddot{\text{C}}\cdot$
  - $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$
  - $\cdot\text{C}\cdot$
- La molécule de méthane a pour schéma de Lewis :
  - $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
  - $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
  - $\text{H}-\text{H}-\text{C}-\text{H}-\text{H}$
- Dans la théorie VSEPR, la molécule de méthane est du type :
  - $\text{AX}_0\text{E}_4$
  - $\text{AX}_2\text{E}_2$
  - $\text{AX}_4\text{E}_0$
- La géométrie autour de l'atome de carbone est :
  - linéaire
  - coudée
  - tétraédrique



### EXERCICE 3 : La phosphine

La phosphine, de formule brute  $\text{PH}_3$ , est un gaz hautement toxique. Elle est notamment utilisée comme pesticide et serait le fumigant le plus utilisé dans le monde.

- L'atome de phosphore, de configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  possède :
  - 2 électrons de valence
  - 3 électrons de valence
  - 5 électrons de valence
- La structure électronique de l'atome de phosphore a pour représentation :
  - $\cdot\ddot{\text{P}}\cdot$
  - $\cdot\dot{\text{P}}\cdot$
  - $\cdot\text{P}\cdot$
- La molécule de phosphine a pour schéma de Lewis :
  - 
  - 
  - 
- Dans la théorie VSEPR, la molécule de phosphine est du type :
  - $\text{AX}_3\text{E}_0$
  - $\text{AX}_3\text{E}_1$
  - $\text{AX}_1\text{E}_3$
- La géométrie autour de l'atome de phosphore est :
  - trigonale
  - pyramidale
  - tétraédrique

### EXERCICE 4 : Les atomes de la 3<sup>ème</sup> période

- Pour chacun des atomes suivants, établir sa configuration électronique, déterminer son nombre d'électrons de valence et représenter sa structure électronique.
  - Si ( $Z = 14$ )
  - P ( $Z = 15$ )
  - S ( $Z = 16$ )
  - Cl ( $Z = 17$ )
- Représenter le schéma de Lewis des molécules suivantes :
  - $\text{SiH}_4$
  - $\text{PH}_3$
  - $\text{SH}_2$
  - HCl

### EXERCICE 5 : Le bore et l'aluminium

Le bore ( $Z = 5$ ) et l'aluminium ( $Z = 13$ ) appartiennent tous deux à la 13<sup>ème</sup> colonne du tableau périodique. Leurs propriétés chimiques diffèrent toutefois. Contrairement à l'aluminium, le bore est un élément non métallique et ne peut ainsi être dissous sous forme d'ions en solution aqueuse.

- Déterminer les configurations électroniques des atomes de bore et d'aluminium.
- En déduire leur nombre d'électrons de valence.
- Représenter les schémas de Lewis du borane  $\text{BH}_3$  et de l'alane  $\text{AlH}_3$ .
- Les règles du duet et de l'octet sont-elles respectées pour l'ensemble des atomes des deux molécules précédentes ? Justifier.

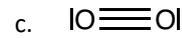
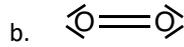
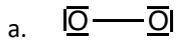
Dans une molécule ou un ion, lorsqu'il manque un doublet d'électrons à un atome pour respecter la règle du duet ou la règle de l'octet, on dit qu'il possède une lacune électronique. La lacune électronique est modélisée par un petit rectangle vide à proximité de l'atome correspondant.

- Compléter les schémas de Lewis de l'alane et du borane si nécessaire.



## EXERCICE 6 : Quel schéma de Lewis pour le dioxygène ?

- L'oxygène a pour numéro atomique ( $Z = 8$ ). Identifier le schéma de Lewis du dioxygène parmi les représentations ci-dessous :



## EXERCICE 7 : Les ions halogénures

Le fluor F, le chlore Cl, le brome Br et l'iode I appartiennent à la 17<sup>ème</sup> colonne du tableau périodique. On les nomme les halogènes.

- Déterminer la configuration électronique de l'atome de fluor.  
Donnée :  $Z(\text{F}) = 9$
- En déduire le nombre d'électrons de valence de l'atome de fluor, mais aussi celui des atomes de chlore, de brome et d'iode. Justifier.
- Justifier la charge portée par les ions fluorure, chlorure, bromure et iodure à partir de leurs schémas de Lewis.



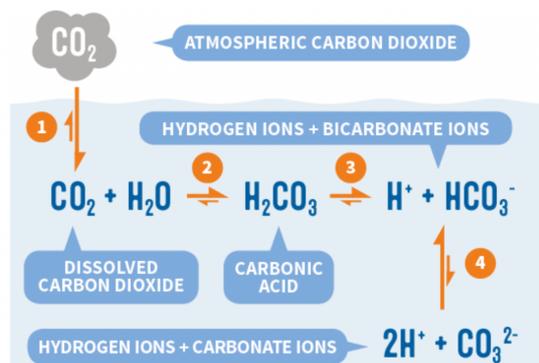
## EXERCICE 8 : Retour sur les atomes de la 3<sup>ème</sup> période

- À partir des schémas de Lewis des molécules d'alane  $\text{AlH}_3$ , de silane  $\text{SiH}_4$ , de phosphine  $\text{PH}_3$  et de sulfure d'hydrogène  $\text{H}_2\text{S}$ , déterminés dans les exercices 4 et 5, compléter le tableau ci-dessous :

Molécules	Notation $\text{AX}_n\text{E}_m$	Géométrie
$\text{AlH}_3$		
$\text{SiH}_4$		
$\text{PH}_3$		
$\text{H}_2\text{S}$		

## EXERCICE 9 : L'acidification des océans

Le dioxyde de carbone rejeté dans l'atmosphère est en partie dissous dans les océans. Dans l'eau, sa transformation en acide carbonique, puis en ions hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-$  et carbonate  $\text{CO}_3^{2-}$ , s'accompagne de la libération de protons  $\text{H}^+$ . Plus la quantité de dioxyde de carbone rejeté est élevée et plus la quantité de protons libérés l'est également, ce qui provoque l'acidification des océans. Cette augmentation de l'acidité a pour conséquence directe la dissolution des coquilles des crustacés et des mollusques, ainsi que celle des squelettes coralliens, perturbant fortement l'écosystème marin.



Source : <https://www.compoundchem.com/2017/01/18/ocean-acidification-co2/>



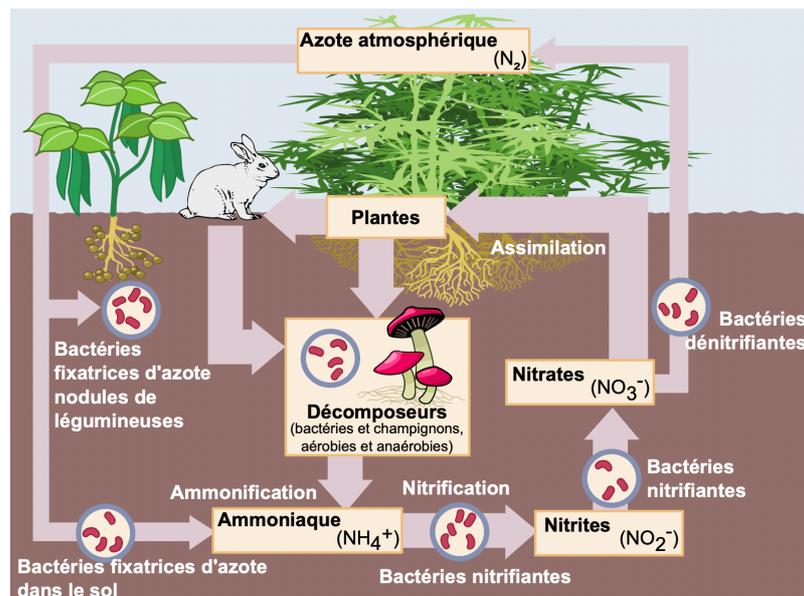
1. Déterminer les configurations électroniques des atomes de carbone et d'oxygène et en déduire leurs nombres d'électrons de valence.  
Données :  $Z(C) = 6$  et  $Z(O) = 8$
2. Représenter les structures électroniques de l'ensemble des atomes constituant la molécule d'acide carbonique.
3. En déduire son schéma de Lewis.
4. Déterminer la géométrie prévue par la théorie VSEPR autour de l'atome de carbone.
5. L'ion carbonate possède la même géométrie que l'acide carbonique autour de l'atome de carbone central. Déduire des réponses aux questions précédentes et du document fourni, un schéma de Lewis pour l'ion carbonate.

L'ion carbonate est en réalité décrit par trois formes mésomères.

6. Représenter deux autres formes mésomères de l'ion carbonate.

## EXERCICE 10 : Le cycle de l'azote

L'azote est un élément essentiel des acides aminés constitutifs des protéines. Il est donc indispensable à tout être vivant. Bien que constituant 75 % du volume de l'atmosphère, très peu d'êtres vivants savent l'utiliser directement pour biosynthétiser leurs acides aminés. Seuls quelques microbes, notamment les cyanobactéries et les protéobactéries l'extraitent directement de l'air.



Source : <https://fr.wikipedia.org/wiki/Ammoniac>

1. L'azote est présent dans l'air sous forme de diazote  $N_2$ .
  - a. Représenter le schéma de Lewis de la molécule de diazote.
  - b. Indiquer le nombre de doublets liants constituant la liaison covalente entre les deux atomes d'azote.
2. Lorsqu'il est extrait de l'air, le diazote (gazeux) est transformé en ion ammonium  $NH_4^+$  par les bactéries. Cette étape permet de fixer l'azote dans le sol.
  - a. Représenter le schéma de Lewis de l'ion ammonium.
  - b. Justifier la charge positive portée par l'atome d'azote.
  - c. Déterminer la géométrie prévue par la théorie VSEPR pour l'ion ammonium.
3. L'ion ammonium  $NH_4^+$  est ensuite transformé, durant l'étape de nitrification, en ion nitrite  $NO_2^-$  puis en ion nitrate  $NO_3^-$ . Ce dernier constitue la principale voie d'assimilation de l'azote par les plantes.



- a. Deux formes mésomères permettent de décrire l'ion nitrite. Les représenter en sachant que dans chacune de ces deux formes, l'un des deux atomes d'oxygène est chargé négativement.
  - b. Déterminer la géométrie prévue par la théorie VSEPR pour l'ion nitrite.
  - c. L'ion nitrate possède une géométrie trigonale autour de l'atome d'azote. Représenter trois formes mésomères de l'ion nitrate en vous aidant de celles de l'ion nitrite.
4. L'ion ammonium  $\text{NH}_4^+$  peut être issu de la transformation du diazote, ou de la décomposition de l'urée. L'urée, de formule brute  $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$ , est le produit ultime de déjection azotée du métabolisme cellulaire animal.
- a. Représenter le schéma de Lewis de l'urée, les atomes d'hydrogène étant exclusivement liés aux atomes d'azote.
  - b. Déterminer la géométrie prévue par la théorie VSEPR autour de l'atome de carbone.

Données :  $Z(\text{C}) = 6$ ,  $Z(\text{N}) = 7$  et  $Z(\text{O}) = 8$ .

## EXERCICE 11 : Hypervalence

Certains atomes peuvent s'entourer de plus de 4 doublets d'électrons de valence et ainsi ne pas respecter la règle de l'octet. Ces atomes sont dits hypervalents.

- Proposer un schéma de Lewis pour le pentachlorure de phosphore  $\text{PCl}_5$ .

Données :  $Z(\text{P}) = 15$  et  $Z(\text{Cl}) = 17$