

Découvrir	<p>Les Ressources :</p> <p>Q1 : <a href="#">Vers des entités plus stables</a> </p>		
S'entraîner	<p>Les automatismes : </p> <p>Ex. 1, 2 et 4 Ex. 5, 8 et 10</p> <p>Quizlet Liens utiles</p>	<p>Pour en faire plus : </p> <p>Ex. 3, 6 et 7</p> <p>Vers l'oral : </p> <p>N°13 et N°14</p>	<p>Pour aller plus loin et préparer le DS : Ex. 9, 11, 12</p> <p>Vers la spécialité Physique : </p> <p>Ex. 13</p> <p>DS'Co : Des atomes aux molécules</p> <p>TP's : TP 11 : Les experts Bollène TP 12 : Schéma de Lewis d'une molécule</p>
S'autoévaluer	<p>Avant l'évaluation, suis-je capable de : </p> <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Exploiter l'électroneutralité de la matière pour associer des espèces ioniques et citer des formules de composés ioniques.</li> <li>○ Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.</li> <li>○ Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.</li> <li>○ Nommer les ions : <math>H^+</math>, <math>Na^+</math>, <math>K^+</math>, <math>Ca^{2+}</math>, <math>Mg^{2+}</math>, <math>Cl^-</math>, <math>F^-</math> ; écrire leur formule à partir de leur nom.</li> <li>○ Utiliser le terme adapté parmi atome, molécule, anion et cation pour qualifier une entité chimique à partir d'une formule chimique donnée.</li> <li>○ Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés (<math>Z \leq 18</math>).</li> <li>○ Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.</li> <li>○ Mettre en œuvre des tests chimiques, pour identifier une espèce chimique.</li> </ul>		

<p>Déterminer la charge électronique d'un ion monoatomique à partir de la place, dans le tableau périodique, de l'élément auquel il appartient</p>	<p><b>Réflexe 2</b> <span style="float: right;">➔ Ex. 16 p. 79</span></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Identifier le gaz noble le plus proche de l'élément dans le tableau périodique. Il peut être situé avant ou après l'élément dans le tableau.</li> <li>• Déterminer la charge électrique de l'ion : <ul style="list-style-type: none"> <li>– si le gaz noble précède l'atome X dans le tableau périodique, retirer le nombre <math>n</math> d'électrons nécessaires pour obtenir la configuration électronique d'un atome du gaz noble. Le cation obtenu est <math>X^{n+}</math> ;</li> <li>– si le gaz noble suit l'atome X dans le tableau périodique, ajouter le nombre <math>n</math> d'électrons nécessaires pour obtenir la configuration électronique d'un atome du gaz noble. L'anion obtenu est <math>X^{n-}</math>.</li> </ul> </li> </ul>
<p>Exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité</p>	<p><b>Réflexe 3</b> <span style="float: right;">➔ Ex. 24 p. 80</span></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• À partir du schéma de Lewis, compter le nombre total d'électrons entourant chaque atome de la molécule.</li> <li>• Justifier la stabilité de la molécule en montrant que chaque atome obtient une configuration électronique de valence en duet ou en octet : <ul style="list-style-type: none"> <li>– l'atome d'hydrogène H doit être entouré de 2 électrons ;</li> <li>– les autres atomes doivent être entourés de 8 électrons.</li> </ul> </li> </ul>
<p>Déterminer la composition d'un ion</p>	<p><b>Réflexe 2</b> <span style="float: right;">➔ Ex. 11 p. 61</span></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Déterminer le nombre de protons et de neutrons du noyau à l'aide du <b>réflexe 1</b>.</li> <li>• Déterminer le nombre d'électrons de l'ion : <ul style="list-style-type: none"> <li>– Pour un anion, ajouter au nombre d'électrons de l'atome le nombre de charge(s) de l'ion.</li> <li>– Pour un cation, soustraire au nombre d'électrons de l'atome le nombre de charge(s) de l'ion.</li> </ul> </li> </ul>
<p>Écrire la formule d'un solide ionique sous la forme <math>C_xA_y</math></p>	<p><b>Réflexe 3</b> <span style="float: right;">➔ Ex. 17 p. 61</span></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Déterminer ou repérer la formule <math>A^{n-}</math> de l'anion et la formule <math>C^{p+}</math> du cation.</li> <li>• Écrire la formule chimique du solide sous la forme <math>C_xA_y</math>; le cation apparaît en premier dans la formule.</li> <li>• Déterminer les plus petites valeurs de <math>x</math> et de <math>y</math> de telle sorte que le solide ionique ne soit pas chargé (<math>n \times x = p \times y</math>). Le chiffre 1 ne doit pas apparaître dans la formule chimique.</li> </ul>

*D'après Hachette éducation 2019.*

### Vers l'oral :

- N°13: Réaliser un support visuel permettant de présenter oralement en deux minutes maximum à l'ensemble de la classe comment décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule.
- N°14: Réaliser un support visuel permettant de présenter oralement en deux minutes maximum à l'ensemble de la classe les différents types d'ions qui existent, comment et pourquoi ils sont formés.

### Application directe du cours :

1- Recopier et compléter la phrase suivante :

L'ion Fer II  $Fe^{2+}$  a ..... électrons. Il s'agit d'un .....

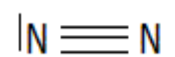
L'ion Fluorure  $F^-$  a ..... électrons. Il s'agit d'un .....

2- Quels ions sont susceptibles de former les atomes de lithium Li ( $Z = 3$ ), d'aluminium Al ( $Z = 13$ )?

3- A) Établir la configuration électronique du Soufre S ( $Z = 16$ ).

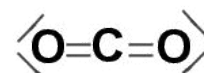
B) Combien de doublet liant forme-t-il ? Justifier.

C) Combien de doublet non liant forme-t-il ? Justifier.



4- Voici la configuration électronique de l'azote N :  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Le schéma de Lewis du diazote proposé est-il correct ? Justifier.

5- Choisir la bonne formule pour calculer l'énergie de liaison E du dioxyde de carbone :



a)  $E = 4 E_{C-O}$

b)  $E = 2 E_{O=O}$

c)  $E = 2 E_{C=O}$

### Atome, ion ou molécule ?

#### Exercice 1 :

Relier chacune des formules chimiques suivantes au terme adapté correspondant.

CH <sub>4</sub>	x	
Ca <sup>2+</sup>	x	
C	x	x Molécule
F <sup>-</sup>	x	x Anion
NH <sub>3</sub>	x	x Cation
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	x	x Atome
Cu	x	
Na <sup>+</sup>	x	

### Formation des ions :

#### Exercice 2 :

Soit les éléments suivants : Bore B, Béryllium Be, Sélénium Se, Iode I, Xénon Xe

- Rechercher leur position dans le tableau périodique (ligne et colonne).
- Indiquer, s'il existe, la formule de l'ion monoatomique associé à chacun des éléments. Justifier.

Atome	Configuration électronique	Formule de l'ion stable (s'il existe)
Li	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	
P	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	
Al	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	
He	1s <sup>2</sup>	

#### Exercice 3 :

Recopier et compléter le tableau suivant.

#### Exercice 4 :

Donner les noms des ions suivants : H<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Cl<sup>-</sup>, F<sup>-</sup>

#### Exercice 5 :

Les ions Magnésium Mg<sup>2+</sup> et chlorure Cl<sup>-</sup> s'associent pour former un solide ionique utilisé comme additif alimentaire. Donner la formule de ce solide ionique. Justifier en utilisant l'électroneutralité de la matière.

#### Exercice 6 :

- L'atome de brome Br gagne un électron pour former l'ion bromure. Donner la formule de cet ion.
- Expliquer la charge électrique positive de l'ion césium Cs<sup>+</sup>.
- Donner la formule du solide ionique formé par association des deux ions précédents. Justifier.

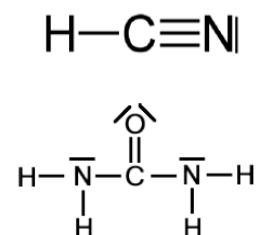
#### Exercice 7 :

- L'iodure de sodium est composé d'anions I<sup>-</sup> et de cation Na<sup>+</sup>. Donner la formule de ce composé ionique. Justifier.
- Écrire la formule du composé ionique résultant de l'association des ions bromures Br<sup>-</sup> et des ions
  - Li<sup>+</sup>
  - Mg<sup>2+</sup>
  - Fe<sup>3+</sup>

### Formation des molécules :

#### Exercice 8 :

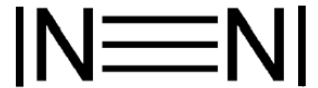
- Le schéma de Lewis de la molécule de d'acide cyanhydrique est le suivant :
  - Dénombrer pour chaque atome les doublets liants et non-liants.
  - En déduire le nombre d'électrons de valence de chaque atome.
  - Que peut-on dire de la stabilité de cette molécule ?
- Mêmes questions pour la molécule d'urée :



#### Exercice 9 :

L'élément azote se trouve naturellement dans la molécule de diazote, qui compose environ 80% de l'air et dont le schéma de Lewis s'écrit :

On le trouve également sous forme ionique associé à l'ion gallium  $\text{Ga}^{3+}$  dans le nitrite de gallium, solide ionique utilisé dans les diodes électroluminescentes bleues. Vous pouvez vous aider du tableau périodique.



- Déterminer la formule de l'ion nitrure associé à l'élément azote.
- Établir la formule du nitrure de gallium.
- Justifier la formule de la molécule de diazote.

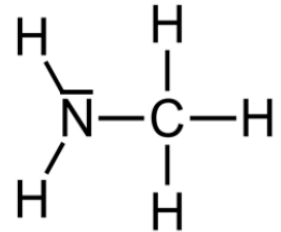
## Énergie de liaison :

### Exercice 10 : Une espèce mal odorante.

La méthanimine est une espèce chimique particulièrement odorante, que l'on retrouve notamment dans les poissons peu frais. Son schéma de Lewis est donné ci-contre.

#### Données :

- Pour dissocier une molécule de méthanimine en ses atomes constitutifs, il faut fournir une énergie  $E = 3,85 \cdot 10^{-18} \text{J}$ .
- Energies de liaison  $E_{\text{C-H}} = 6,84 \cdot 10^{-19} \text{J}$  et  $E_{\text{N-H}} = 6,48 \cdot 10^{-19} \text{J}$ .



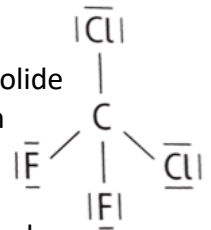
- Exprimer l'énergie  $E$  en fonction de  $E_{\text{C-H}}$ ,  $E_{\text{N-H}}$  et  $E_{\text{C-N}}$ .
- Exprimer puis calculer l'énergie de liaison  $E_{\text{C-N}}$  de la liaison C-N.

## Bilan

### Exercice 11 : Le fluor

Le fluor ( $Z = 9$ ) est un élément naturel dont la source première est le fluorure de calcium, solide ionique constitués d'ions calcium et d'ions fluorure. L'atome de fluor entre dans la composition de molécules telles que le difluor  $\text{F}_2$  ou l'acide fluorique  $\text{HF}$ . Les molécules fluorées les plus connues sont les chlorofluorocarbones, gaz propulseurs des aérosols, responsables en grande partie de la dégradation de la couche d'ozone. Le schéma de Lewis de l'une de ces molécules, de dichlorofluorocarbone, est donné ci-contre.

**Données :** Énergies de liaison



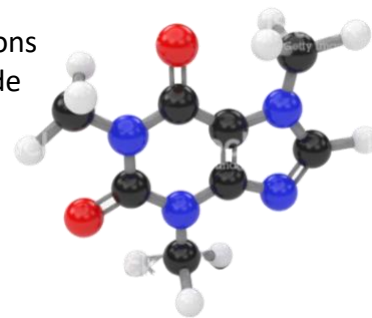
Liaison	H-F	C-F	F-F
Énergie ( $\times 10^{-19} \text{J}$ )	9,4	8,1	2,5

- Donner la formule des ions calcium et fluorure.
  - indiquer la charge électrique de ces ions en utilisant le tableau périodique.
- Déterminer la formule du fluorure de calcium.
- Justifier la stabilité de la molécule de dichlorofluorocarbone.
- Parmi les liaisons dans lesquelles est engagé l'atome de fluor, indiquer celle qui nécessite le plus d'énergie pour être rompue.

## Exercice 12 : D'une représentation à l'autre



La caféine, présente dans de nombreuses boissons énergisantes, se trouve à l'état naturel dans les grains de caféier. Son modèle moléculaire est donné ci-contre.



### Données :

- Énergies de liaison :

Liaison	C=C	C=O	C=N
Énergie ( $\times 10^{-19}$ J)	10,0	12,2	10,2

- Définition formule brute : La formule brute est la représentation la plus simple d'une molécule, connue depuis le collège. Elle indique :
  - ✓ La nature chimique des atomes qui composent la molécule. Leur symbole atomique est alors utilisé (par exemple : O pour Oxygène, C pour Carbone, H pour Hydrogène etc.)
  - ✓ Le nombre de chaque atome, qui est précisé en indice de chaque symbole atomique.

**Exemple :** Eau :  $H_2O$ . Cette molécule contient deux atomes d'Hydrogène et un atome d'Oxygène.

- Modèle moléculaire :

Atome	Carbone	Oxygène	Hydrogène	Azote
Couleur de la boule	Noire	Rouge	Blanche	Bleue

- 1- Donner la formule brute de la molécule de caféine.
- 2- Indiquer le nombre d'électrons de valence des atomes présents dans la molécule.
- 3- Donner le nombre d'électrons de valence nécessaires à chacun pour saturer leur couche de valence.
- 4- En déduire le nombre de doublets liants et non liants entourant chaque atome.
- 5- Établir le schéma de Lewis de la molécule de caféine en s'aidant du modèle moléculaire.
- 6- Indiquer quelle liaison double nécessite le plus d'énergie pour être rompue.

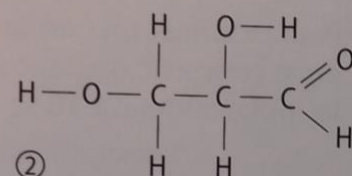
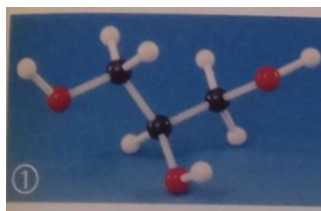
## Exercice 13 : Les saveurs sucrées

La saveur sucrée est réputée comme étant l'une des plus agréables. Cependant, la consommation de sucre doit être contrôlée en particulier pour les diabétiques. C'est pourquoi sont apparues dans l'agroalimentaire, des molécules pouvant se substituer au sucre : les édulcorants.

### Doc. 1 : Molécules naturelles à la saveur sucrée.

Parmi les molécules naturelles donnant la saveur sucrée, on trouve les oses. Ce sont des molécules comme le saccharose, qui contiennent un groupe carbonyle et plusieurs groupes hydroxyles.

Les polyphénols sont aussi des produits sucrant naturels, ne contenant que des groupes hydroxyles. Leur pouvoir sucrant est comparable à celui des oses.



### Doc. 2 : Représentation de molécules à la saveur sucrée.

### Doc. 3 : Aspartame, édulcorant naturel.

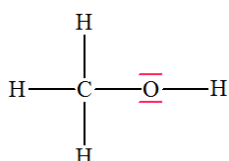


Schéma de Lewis Méthanol

L'aspartame  $C_{14}H_{18}N_2O_5$  est un édulcorant artificiel synthétisé en 1965, qui a un pouvoir sucrant 200 fois supérieur à celui du saccharose malgré un apport énergétique faible.

Une fois dans l'estomac, l'aspartame se dissocie en trois molécules dont le méthanol, une molécule toxique. C'est pourquoi, l'organisme mondial de la santé a fixé la dose journalière admissible (DJA) d'aspartame à 40 mg par kg de masse corporelle.

Doc. 4: Un groupe caractéristique est un ensemble d'atomes donnant des propriétés chimique particulières à une molécule.

Nom	Groupe caractéristique
Hydroxyle	$\text{---OH}$
Carbonyle	$\begin{array}{c} \text{---C---} \\    \\ \text{O} \end{array}$
Carboxyle	$\begin{array}{c} \text{---C---OH} \\    \\ \text{O} \end{array}$
Amine	$\text{---NH}_2$
Ester	$\begin{array}{c} \text{---C---O---C---} \\    \\ \text{O} \end{array}$
Amide	$\begin{array}{c} \text{---NH---C---} \\    \\ \text{O} \end{array}$

- 1- Déterminer le type de molécules sucrées à laquelle appartiennent des molécules 1 et 2.
- 2- Reproduire et compléter la représentation de la molécule 2 pour donner son schéma de Lewis complet.
- 3- Justifier la stabilité de la molécule de méthanol.
- 4- Déterminer le nombre de sucrées contenant 60 mg d'aspartame qu'un homme de 80 kg peut consommer quotidiennement sans craindre pour sa santé.



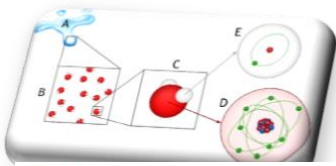
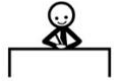
# Devoir collaboratif (30min)

## Des atomes aux molécules

### Le principe :



- **1<sup>ère</sup> mi-temps pour préparer le devoir en ilot**
  - ⚡ Attention il ne faut pas tout rédiger - répondre au brouillon - traiter toutes les questions en s'assurant que chacun à bien compris ⚡
- **2<sup>ème</sup> mi-temps rédiger le devoir seul**
  - ⚡ Attention il faut tout rédiger et traiter toutes les questions ⚡
- **Prolongations :**
  - ⚡ Si deux membres d'un groupe ont fini avant le coup de sifflet final, il peuvent échanger leurs copies pour corriger les erreurs ⚡



**A** Extrait du tableau périodique simplifié

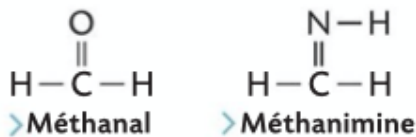
1							18
H		13	14	15	16	17	He
	Be	B	C		O	F	
Na			Si	P			

### Comprendre le tableau périodique des éléments.

- 1- A l'aide du texte du document B compléter l'extrait du tableau périodique simplifié du document A.
- 2- Pourquoi la première période du tableau périodique ne comporte-t-elle que deux éléments ?
- 3- Donner la formule et nommer les ions formés par les atomes de symbole Na, F, H, Cl.

### Formation des molécules.

#### Document 1 : Schéma de Lewis incomplet de deux molécules contenant des liaisons doubles.



#### Document 2 : Énergies de liaison .

##### Données

- $E_{\text{liaison}}(\text{C}-\text{H}) = 413 \text{ USI}$ .
- $E_{\text{liaison}}(\text{N}-\text{H}) = 391 \text{ USI}$ .
- $E_{\text{atomisation}}(\text{méthanal}) = 1567 \text{ USI}$ .
- $E_{\text{atomisation}}(\text{méthanimine}) = 1564 \text{ USI}$ .

4- Remplir le tableau suivant :

Atome	Configuration électronique	Nombre d'électrons sur la dernière couche	Nombre de liaisons covalentes possibles ou nombre d'électron manquant pour être stable	Nombre de doublets non liants	Représentation de Lewis de l'atome
Hydrogène H (Z=1)					
Oxygène O (Z=8)					
Azote N (Z=7)					
Carbone C (Z=6)					

- 5- Compléter les schémas de Lewis incomplets des molécules du documents 1. En ajoutant le (ou les) doublet(s) liant(s) ou non liant(s).
- 6- Calculer les énergies de liaisons C=O et C=N et en déduire parmi ces deux liaisons celle qui est la plus stable.