

# CHIMIE ESSENTIA

MANUEL > SCIENCES DE BASE

5<sup>e</sup>  
ANNÉE

## PRÉSENTATION D'ESSENTIA CHIMIE, 5<sup>e</sup> ANNÉE – SCIENCES DE BASE

### 1. ORGANISATION DES MODULES

Chaque module reprend, sur la page de garde, les processus que l'élève sera capable de maîtriser ainsi que les ressources qui seront mobilisées.



**MODULE 6**  
**LES POLYMÈRES**

**Au terme de ce module, vous serez capable de maîtriser les processus suivants :**

- Décrire le principe d'une réaction de polymérisation sans oublier le mécanisme.
- Décrire les macromolécules synthétiques et naturelles (comme le vinyle) et leur polymérisation.
- Décrire la structure des polymères communs à partir des programmes de chimie.
- Mettre en évidence l'impact positif des polymères sur notre société.
- Expliquer un processus de recyclage des matières plastiques.

**Pour y parvenir, vous devez mobiliser les ressources suivantes :**

**Savoirs disciplinaires :**

- Mécanisme, polymère
- Programme de chimie
- Polymère...

Chaque module commence par une petite **introduction** qui présente le sujet qui va être abordé.



**MOD 6**  
**LES POLYMÈRES**

**INTRODUCTION**

Avez-vous déjà entendu parler de la formation du 7<sup>e</sup> continent (appelé aussi parfois le 8<sup>e</sup> continent) ? Ce continent de plastiques, formé à partir de milliers de tonnes de déchets de plastiques charriés par les courants océaniques se concentre en cinq bassins : Pacifique Nord et Sud, Atlantique Nord et Sud et Océan Indien. Il consiste en une véritable « soupe » de plastiques constituée de microdébris mais sur tout d'une multitude de petits fragments de dimensions inférieure à 5 mm. Ces derniers peuvent provenir des résidus de cosmétiques, d'abaissés ou de l'usage des fibres textiles et des pneumatiques. Ils peuvent résulter également de la fragmentation d'objets plus grands, dégradés sous l'effet des courants marins, des rayonnements UV et de l'action de bactéries.

En raison de leur taille réduite, les microplastiques sont ingérés par le zooplancton situé au bas de la chaîne alimentaire dont nous constituons un des derniers échelons. Il en résulte que les contaminants présents dans les déchets plastiques, parmi lesquels des perturbateurs endocriniens, remontent à la chaîne alimentaire jusqu'à nous.

Comment la formation et la concentration de telles quantités de déchets plastiques sont-elles possibles ? Dans ce dernier module, nous étudierons la nature chimique et les propriétés des matières plastiques afin de comprendre leur impact sur l'environnement.

**SITUATION-PROBLÈME 1**

Vous êtes un adepte inconditionnel des sports d'hiver ? Alors, chaque année dès les premières neiges, vous montez sur vos skis, sans vous soucier des petits bijoux de savoir-faire et de technologie que vous venez de chausser. Ils comportent différents matériaux – bois, verre, métaux, polymères – assemblés de manière complexe et étudiés dans les moindres détails afin d'en optimiser les performances en toute sécurité et pour un grand plaisir. Ainsi, la semelle est en **Polyéthylène Haute Densité (PEHD)**. Ce polymère de masse molaire élevée (2 500 000 g/mol) confère à vos skis un faible coefficient de friction mais une haute résistance mécanique à l'abrasion.

**Qu'est-ce qui caractérise ce polymère ? Comment obtient-on un tel composé ?**

Compétition de ski.

**SITUATION-PROBLÈME 2**

Xavier est content de lui, il a rincé les **pots en plastique** qui contenaient les yaourts que ses petits frères viennent de manger. Il s'apprête à les mettre dans le sac de recyclage des plastiques, mais sa mère le retient : « On ne l'apprend pas qu'il y a différents plastiques à l'école ? Tout n'est pas recyclé pas dit elle ».

**Pourquoi seuls certains plastiques doivent aller dans les sacs bleus ?**

Si c'est possible, peut-être le recyclage des PNC.

**Deux situations-problèmes** de départ sont alors proposées aux élèves. Ces dernières sont en lien avec leurs centres d'intérêt. Elles permettent aux élèves de se poser des questions et de chercher les informations et les outils qui leur permettront de répondre à la problématique posée. Le fait d'en avoir deux permet, tant aux élèves qu'aux enseignants, d'avoir le choix.

Grâce aux multiples **documents** proposés, l'élève va progressivement découvrir la matière. Ces documents sont riches, complets et variés (articles, schémas, organigrammes, graphiques, photos...).



Les documents sont également régulièrement enrichis de **codes QR**. Ces derniers donnent accès, via une application, à des vidéos ou des documents proposant des informations complémentaires sur le sujet ou explicitant un point de matière de façon plus visuelle.

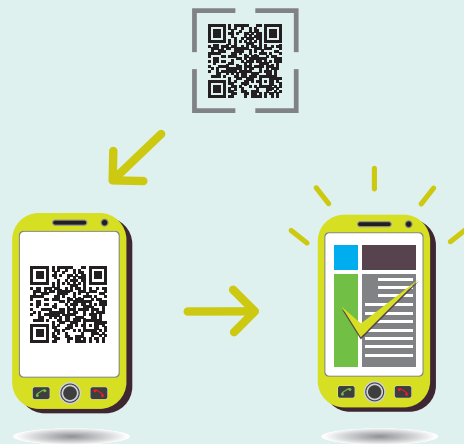
Des **activités** progressives, en lien avec les documents, sont ensuite proposées.

Une fois l'ensemble des activités réalisées, l'élève est désormais capable de **résoudre les situations-problèmes** proposées en début de module.

### Comment accéder aux codes QR ?

1. Téléchargez, sur votre smartphone ou votre tablette, une application qui lit les codes QR.
2. Ouvrez l'application et scannez le code QR.
3. Vous accédez alors directement à la vidéo ou au document proposé.

Pour ceux qui ne disposent pas d'une tablette ou d'un smartphone, ces vidéos sont également présentes dans les livres numériques.







**LEXIQUE**

<b>alcalino-terreux</b>	tout élément du tableau périodique appartenant au groupe 1A ou groupe 2A
<b>alcalins</b>	tout élément du tableau périodique appartenant au groupe 1A ou groupe 2A
<b>anion</b>	atome ou groupement qui porte une ou plusieurs charges électriques négatives
<b>apolaire</b>	se dit d'une molécule qui ne présente pas de dipôle électrique
<b>aromatique</b>	se dit d'un composé possédant un ensemble de propriétés physiques et chimiques comparables à celles du benzène
<b>asphalte</b>	ensemble de matériaux appartenant aux bitumes qui servent au recouvrement des chaussées
<b>azotés</b>	tout élément du tableau périodique appartenant à la colonne 15 ou groupe Va
<b>barcrambe</b>	analogue d'un centre de gravité où les charges électriques se substituent aux masses
<b>biochimique</b>	qualité des réactions chimiques qui se déroulent au sein des êtres vivants
<b>biomasse</b>	ensemble des matières organiques d'origine végétale ou animale
<b>carburant</b>	mélange combustible qui fournit l'énergie d'un moteur thermique
<b>caroténoïdes</b>	pigments plutôt orange et jaunes répandus chez de très nombreux organismes vivants
<b>catalyseur</b>	substance qui augmente la vitesse d'une réaction chimique sans être consommée par celle-ci
<b>cation</b>	atome ou groupement qui porte une ou plusieurs charges électriques positives
<b>charge partielle</b>	charge électrique portée par un atome qui est reliée à la charge de l'atome
<b>chlorophylle</b>	pigment des végétaux absorbant l'énergie d'une partie de l'énergie des rayons solaires, ce qui leur permet de réaliser la photosynthèse
<b>combustion</b>	substance qui réagit avec un combustible dans une réaction de combustion ; c'est le plus souvent le dioxygène de l'air
<b>combustible</b>	matière qui, par réaction de combustion, produit un dégagement de chaleur
<b>concentration</b>	grandeur caractérisant une solution
<b>concentration molaire</b>	lg rapport entre la masse de soluté dissout et le volume de solution ; elle s'exprime en mol/L
<b>configuration électronique</b>	organisation en couches des électrons autour du noyau atomique
<b>configuration spatiale</b>	disposition dans l'espace des atomes d'une molécule
<b>constante d'équilibre</b>	K <sub>c</sub> nombre caractérisant une réaction chimique à l'équilibre ; sa valeur dépend de la température

Un **lexique** reprenant les mots importants est également proposé.

Pour finir, l'élève trouvera, en fin d'ouvrage, une série d'**annexes** qui l'aideront dans ses différentes tâches.

**ANNEXE 4**

**FORMULES CHIMIQUES**

La molécule est symbolisée par une **formule moléculaire** ou une **formule chimique**. Les éléments constitutifs de la molécule sont associés dans la formule selon un ordre conventionnel. Chaque symbole est suivi d'un **indice** qui indique le nombre d'atomes de l'élément présent dans la molécule. Toutefois, l'indice 1 n'est jamais noté.

**Exemple :**

2 atomes d'hydrogène → 1 atome d'oxygène → H<sub>2</sub>O

Chaque atome d'élément est représenté par son symbole chimique.

Pour déterminer la formule moléculaire d'un corps composé, il faut tenir compte de la valence des atomes et des groupements. Il existe deux méthodes :

❖ **La méthode des bras de valence**

Cette méthode consiste à inscrire face à face les deux symboles des atomes puis à tracer à côté de chaque type d'atome le nombre de bras qui correspond à la valence de chacun. Ensuite, tous les bras de valence des atomes sont reliés en reliant les atomes au centre de leur valence.

Exemples :

H — O — H → Formule moléculaire : H<sub>2</sub>O

Fe — O — Fe → Formule moléculaire : Fe<sub>2</sub>O

❖ **La méthode du chapeau ou des valences croisées**

Cette méthode consiste à inscrire sous chaque atome la valence et à croiser les valences dont les valeurs seront écrites en indice. Si les valences se prêtent à une simplification, il faut l'opérer.

Exemples :

H — O — H → Formule moléculaire : H<sub>2</sub>O

Fe — O — Fe → Formule moléculaire : Fe<sub>2</sub>O

Remarque : les deux méthodes s'appliquent aussi pour les groupements qui ont leur propre valence. Nous montrons toujours des parenthèses aux groupements.

**Exemple :**

Méthode des bras de valence : Ca — OH — OH → Formule moléculaire : Ca(OH)<sub>2</sub>

Méthode du chapeau : Ca — OH — OH → Formule moléculaire : Ca(OH)<sub>2</sub>

## 2. LES OUTILS NUMÉRIQUES

Mais il ne s'agit-là que de la partie émergée de l'iceberg... Essentia propose également une multitude d'**outils numériques** pour rendre le cours plus interactif et simplifier la vie de l'élève et de l'enseignant.



### OUTILS NUMÉRIQUES POUR L'ÉLÈVE

- Activités sous forme de cahier à compléter
- Exercices sous forme de cahier à compléter
- Manuel numérique
- Vidéos

### OUTILS NUMÉRIQUES POUR L'ENSEIGNANT

- Activités et exercices sous forme de cahier à compléter
- Corrigé des exercices et des activités
- Vidéos
- Manuel numérique
- Méthodologies
- Planification annuelle
- Réponses aux situations-problèmes de départ
- Évaluations
- Corrigé des évaluations

# BONNE DÉCOUVERTE !



UAA5

# LES LIAISONS CHIMIQUES








# MODULE 1

## LA REPRÉSENTATION DES MOLÉCULES

**Au terme de ce module, vous serez capable de maîtriser les processus énumérés ci-dessous :**

1. Décrire la structure électronique externe d'un atome à partir de sa position dans le tableau périodique des éléments et en déduire la valence. 
2. Construire une représentation d'une molécule à partir du modèle de Lewis des atomes constitutifs sur base des informations extraites du tableau périodique des éléments. 
3. Caractériser une liaison à partir de l'électronégativité des atomes constitutifs. 

**Pour y parvenir, vous devrez mobiliser les ressources suivantes :**

**Savoirs disciplinaires :** modèle de Lewis ; électron de valence ; liaison ionique ; liaison covalente et liaison covalente polarisée.

**Savoir-faire disciplinaires :**

- représenter la structure de Lewis d'un atome à l'aide du tableau périodique des éléments ;
- extraire les informations (valence, nombre d'oxydation, électronégativité) du tableau périodique des éléments.



## INTRODUCTION

La plupart des corps purs sont formés par l'union de plusieurs atomes ou ions. On appelle liaison chimique le phénomène qui permet de maintenir les atomes ou ions proches les uns des autres afin de former des structures moléculaires ou ioniques.

Ce module étudie la nature des liaisons chimiques qui relient les atomes et les ions entre eux au sein des molécules et des cristaux ioniques.



## SITUATION-PROBLÈME 1

Cheng a préparé des crêpes pour ses enfants. Au moment du repas, ceux-ci refusent d'en avaler plus d'une bouchée. Il se rend alors compte qu'il a utilisé du sel à la place du sucre.

**Outre le goût, qu'est-ce qui les distingue, en particulier au niveau de leur structure ?**



Sucre ou sel ?



## SITUATION-PROBLÈME 2

La formule chimique d'une substance indique sa composition élémentaire. Ainsi, l'octasoufre  $S_8$  est un corps pur simple dont la molécule est formée de l'union de huit atomes de soufre ; l'eau est un corps pur composé dont la molécule est formée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène ; un cristal de chlorure de sodium  $NaCl$  est une structure ordonnée formée de l'union d'ions  $Na^+$  et  $Cl^-$ . **Comment se forment les liaisons présentes dans ces trois substances ?**



Cristaux de soufre natif.



Eau.



Sel cristallisé.

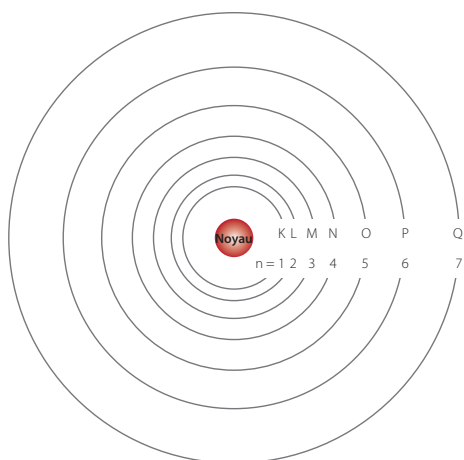


## DOC 1

## ÉLÉMENT CHIMIQUE ET CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE

Le tableau périodique comporte **92 éléments chimiques naturels** qui composent la matière présente dans tout l'univers, les autres éléments du tableau sont artificiels et instables.

Chaque élément est identifié par son **symbole chimique**, auquel est associé un nombre entier, le **nombre atomique**, représenté par Z. Il désigne le nombre de protons présents dans le noyau, égal au nombre d'électrons présents dans le nuage électronique de l'atome neutre.



Représentation des couches électroniques dans le modèle atomique de Bohr.

Seules les réactions nucléaires sont susceptibles d'affecter le noyau de l'atome. Dans toute réaction chimique, ce sont les électrons du nuage électronique et, plus particulièrement, les électrons de la périphérie, appelés **électrons de valence**, qui conditionnent le comportement de l'atome et les propriétés chimiques propres à chaque élément.

En 1913, le physicien danois Niels Bohr a proposé un modèle de l'atome dans lequel les électrons sont disposés sur des couches concentriques autour du noyau. Le nombre d'électrons dans chaque couche est limité. Les couches sont identifiées par les lettres K, L, M, O, P et Q ou par un nombre entier n allant de 1 à 7.

Le nombre maximum d'électrons par couche est donné par la formule  $2n^2$ .



Couche électronique	Nombre maximum d'électrons
K (n=1)	2
L (n=2)	8
M (n=3)	18
N (n=4)	32
O (n=5)	...
P (n=6)	
Q (n=7)	

La **couche de valence** ou **couche valencielle** d'un élément chimique est la dernière couche occupée par un ou plusieurs électrons.

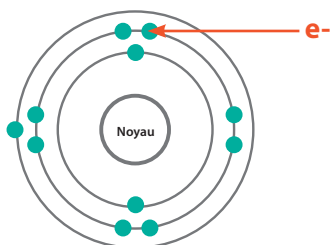
Le tableau périodique comporte sept lignes ou **périodes**. Tous les éléments d'une même période possèdent le même nombre de couches électroniques. Les éléments d'une même colonne appartiennent à la même **famille** ou **groupe**.

**Le modèle de Bohr permet de construire la configuration électronique des atomes dans leur état fondamental. Cet état correspond à la situation où l'énergie de l'atome est à son minimum : les électrons occupent alors les niveaux de plus basse énergie situés au plus près du noyau.**



**Configuration électronique  
du sodium Na (Z = 11) :**

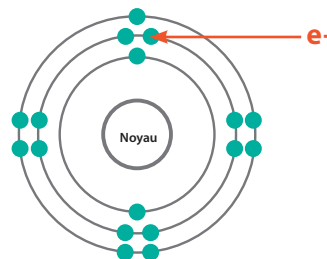
2 électrons ( $e^-$ ) dans la couche K,  
8 électrons dans la couche L et  
1 électron dans la couche M,  
ce qui peut s'écrire sous la forme :  $11 = 2 + 8 + 1$



Configuration électronique du sodium  
selon le modèle atomique de Bohr.

**Configuration électronique  
du chlore Cl (Z = 17) :**

2 électrons dans la couche K,  
8 électrons dans la couche L et  
7 électrons dans la couche M,  
ce qui peut s'écrire sous la forme :  $17 = 2 + 8 + 7$



Configuration électronique du chlore  
selon le modèle atomique de Bohr.

## DOC 2

**ÉLECTRONÉGATIVITÉ**

L'**électronégativité**, notée par la lettre grecque  $\chi$  (khi), est un nombre sans dimension de 0,7 à 4,0 dans l'échelle proposée par le chimiste américain Linus Pauling, qui exprime la capacité de l'atome d'un élément chimique à attirer à lui les électrons.

L'électronégativité permet la répartition des éléments du tableau périodique selon leurs propriétés communes en trois catégories : **métaux**, **non-métaux** et **gaz nobles**. On distingue parfois une catégorie supplémentaire : les métalloïdes, situés à la limite entre métaux et non-métaux.

- Les éléments du groupe des **gaz nobles**, situés dans la colonne 18, groupe 0 du tableau périodique, sont particulièrement stables du point de vue chimique. Ils n'ont pas d'électronégativité. Ce sont des gaz monoatomiques à température et pression ordinaires, puisqu'ils ne forment aucune liaison entre eux, ni avec d'autres éléments. Leur couche valentielle est complète avec huit électrons – on dit qu'ils réalisent l'**octet** –, sauf l'hélium qui n'en comporte que deux, limite obligatoire du nombre d'électrons pour la couche K ( $n=1$ ).
- À la gauche et au centre du tableau périodique se situent les **métaux**. Ils sont en nombre majoritaire. Leur électronégativité est faible : ils ont tendance à perdre leurs électrons valentiels au profit d'éléments plus électronégatifs et à former facilement des ions positifs (**cations**).
- À la droite du tableau périodique se situent les **non-métaux**. Leur électronégativité est forte : ils ont tendance à compléter leur couche de valence jusqu'à huit électrons pour réaliser l'octet, en partageant ou en attirant vers eux les électrons valentiels d'autres atomes. Dans certaines circonstances, ils peuvent former des ions négatifs (**anions**) par capture des électrons de valence d'un métal moins électronégatif qu'eux.

**Exemple :** Lorsqu'un métal comme le sodium réagit avec un non-métal comme le dichlore, le composé binaire obtenu est le chlorure de sodium, formé d'ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ .

L'atome de sodium ( $\chi(\text{Na}) = 0,9$ ) perd l'unique électron de sa couche de valence et devient l'ion positif (cation)  $\text{Na}^+$ .  
L'élément chlore ( $\chi(\text{Cl}) = 3,0$ ) capte l'électron perdu par le sodium et devient l'ion négatif (anion) chlorure  $\text{Cl}^-$  dont la couche de valence réalise l'octet.

On admet généralement que les métaux ont une électronégativité inférieure à 2,1 alors que les non-métaux ont une électronégativité supérieure à 2,1. Cette limite arbitraire est associée à l'élément hydrogène, un non-métal qui a tendance à donner son électron.

**ACTIVITÉ 1**    **DOC 1 ET 2**

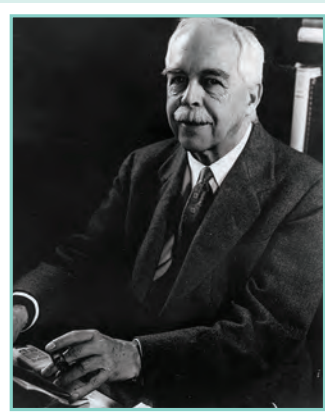
1. Montrez que la couche de valence des éléments de la troisième période ne contient que 1 à 8 électrons.
2. Montrez que les cinq premiers éléments de la famille IIIa possèdent le même nombre d'électrons de valence.
3. Comment évolue l'électronégativité des éléments dans une période ? Comment évolue-t-elle dans une famille ou un groupe ?

**2**    **SCHÉMA, MODÈLE ET REPRÉSENTATION DE LEWIS**

**DOC 3**

**SCHÉMA ET REPRÉSENTATION DE LEWIS**

En 1904, bien avant que Niels Bohr ne présente son modèle atomique (1913), le physicien et chimiste américain Gilbert Newton Lewis (1875-1946) propose une représentation symbolique simplifiée de la couche valentielle.



**Gilbert Newton Lewis,**  
chimiste américain  
(1875-1946).

◆ **Le schéma de Lewis**

Le **schéma de Lewis** est générique et est associé aux éléments d'une famille ou groupe principal du tableau périodique. On adopte les conventions suivantes :

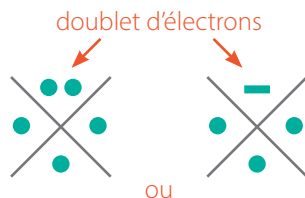
1. La couche valentielle est représentée par une croix qui la partage fictivement en quatre quartiers :
2. Les électrons de valence au nombre de 1 à 4 occupent chacun un des quartiers et sont représentés par un point. Ce sont des **électrons célibataires**.

*Exemple :* groupe IVa ayant donc 4 électrons valentiels



3. Au-delà de 4, les électrons de valence supplémentaires doivent s'associer par deux. Ils forment une **paire** ou un **douplet d'électrons**. Le doublet est représenté par deux points ou par un tiret.

*Exemple :* groupe Va ayant donc 5 électrons valenciels répartis en 1 doublet et 3 célibataires



4. Avec 8 électrons de valence, disposés en 4 doublets, la couche valentielle est complète. On dit qu'elle réalise l'octet.

C'est le cas pour tous les éléments du groupe 0 :



◆ La **représentation de Lewis** est associée à un **élément chimique**. Elle s'obtient en substituant à la croix le symbole de l'élément considéré autour duquel se disposent les électrons de valence.

*Exemples :* a. atome de carbone



b. atome d'azote



c. atome de néon



ou

**Remarque :**

Pour les éléments hydrogène et hélium, la première couche ne pouvant contenir plus de 2 électrons, le schéma et la représentation de Lewis n'admettent qu'un seul quartier occupé respectivement par 1 et 2 électrons.

On a :

Hydrogène



Hélium



ou

◆ **Le modèle de Lewis**

Le **modèle de Lewis** propose une représentation **moléculaire** à partir des représentations atomiques de Lewis et de l'hypothèse selon laquelle la liaison chimique résulte de la mise en commun d'un doublet électronique entre deux atomes. C'est une représentation **topologique**, c'est-à-dire qu'elle prend en compte uniquement les liens entre les atomes de la molécule sans considérer ni les angles ni les longueurs de liaison. En aucun cas, le modèle de Lewis ne représente la molécule dans l'espace.

Le modèle de Lewis fait l'objet de la suite de ce module, tandis que la configuration spatiale des atomes d'une molécule sera développée dans le module 2.

## ACTIVITÉ 2 DOC 1 À 3

1. À partir des informations présentes dans le tableau périodique, montrez que les éléments d'une même famille principale ont le même schéma de Lewis. Illustrez votre propos à partir des éléments de la famille IIa (les alcalino-terreux) des périodes 4 et 5.
2. Donnez le nombre d'électrons de valence et la représentation de Lewis de l'élément oxygène.



## DOC 4



## LA MOLÉCULE DE DIHYDROGÈNE

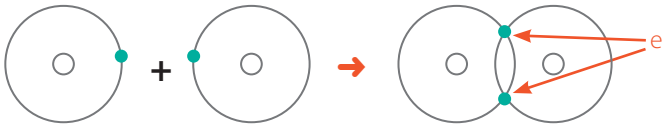
Pour former une molécule de dihydrogène, deux atomes d'hydrogène mettent chacun en commun leur électron célibataire pour former un **doublet liant**.

Ce type de liaison porte le nom de **liaison covalente**.

La formation d'une telle liaison compense les forces répulsives agissant entre les deux noyaux et les stabilise dans un état d'énergie inférieur à celui des deux atomes séparés.

On représente la liaison covalente :

- selon le modèle de Bohr :



- selon le modèle de Lewis :



Le trait entre les deux atomes représente le doublet d'électrons liants ou **doublet liant**.

- selon d'autres représentations :



Dans la formation de la molécule d'un corps pur simple, la mise en commun des deux électrons se fait de manière parfaitement équilibrée car les deux atomes appartenant au même élément chimique ont la **même électronégativité** : la covalence est **pure** ou **parfaite**.

**La liaison covalente pure ou parfaite** résulte de la mise en commun de deux électrons célibataires appartenant à deux atomes de même électronégativité.



## LA MOLÉCULE DE DIAZOTE

Le diazote, ( $N_2$ ), est le gaz qui constitue en volume les quatre cinquièmes de l'air atmosphérique.

Quel est le modèle de Lewis correspondant à cette substance ?

L'élément azote a le nombre atomique  $Z = 7$ . Selon le modèle de Bohr, ses électrons se répartissent suivant  $7 = 2 + 5$ .

Les électrons de valence sont donc au nombre de 5 et se répartissent en un doublet d'électrons et 3 électrons célibataires selon la représentation de Lewis suivante :



Les trois électrons de valence célibataires de chaque atome d'azote vont se lier deux par deux pour former trois liaisons covalentes appelées aussi **liaison triple**. Ces trois liaisons sont des covalences parfaites.



La représentation de Lewis de la molécule reprend tous les doublets liants (au nombre de 3) et non liants (au nombre de 2) soit au total 10 électrons puisque chaque atome d'azote a apporté 5 électrons de valence.

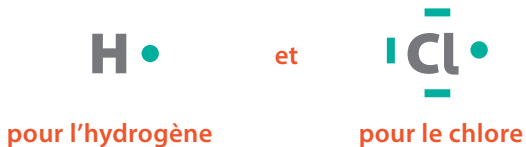
Deux atomes d'un même élément chimique possédant 1, 2 ou 3 électrons célibataires dans leur couche de valence ont tendance à se lier pour former une **liaison simple** ( $H_2$ ), **double** ( $O_2$ ) ou **triple** ( $N_2$ ).

Le nombre maximum de liaisons covalentes entre deux atomes est de trois.

## LA MOLÉCULE DE CHLORURE D'HYDROGÈNE

Le chlorure d'hydrogène est un gaz de formule HCl.

La représentation de Lewis de chaque élément est :



La molécule de chlorure d'hydrogène se forme par la mise en commun des électrons célibataires du chlore et de l'hydrogène dans un doublet liant.

Le modèle de Lewis de la molécule, qui peut être proposé à ce stade, est :



Les électrons des doublets liants unissant les atomes d'hydrogène dans la molécule  $H_2$  ou les atomes d'azote dans la molécule  $N_2$  sont partagés symétriquement entre les deux atomes; il n'en est pas de même dans la molécule HCl.

En effet, dans le composé covalent HCl, **les atomes H et Cl n'ont pas la même électronégativité** et n'ont donc pas la même affinité pour les électrons de liaison.

Même lorsque la liaison est ionique, il subsiste un peu du caractère de la liaison covalente.

En résumé :

La nature de la liaison entre A et B dépend de leur différence d'électronégativité :

Si $ \chi(A) - \chi(B)  = 0$	→	liaison covalente pure (ou parfaite)
Si $0 <  \chi(A) - \chi(B)  \leq 1,7$	→	liaison covalente polarisée
Si $ \chi(A) - \chi(B)  > 1,7$	→	liaison ionique



DOC 9

LA VALENCE D'UN ÉLÉMENT CHIMIQUE

La liaison chimique, qu'elle soit covalente ou ionique, met en jeu un électron célibataire sur chaque atome participant.

a. Liaison covalente :



b. Liaison ionique :



La **valence** d'un élément chimique est égale au nombre de liaisons que cet élément peut former ou au nombre de charges que peut prendre son ion. Elle est caractérisée par le nombre d'électrons célibataires présents dans sa couche de valence, identifiés au moyen du schéma de Lewis et de sa colonne correspondante du tableau périodique.

Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	0

Valence : I      II      III      IV      III      II      I      0

ACTIVITÉ 4      DOC 1 À 9



- En consultant le tableau périodique des éléments pour les éléments calcium et chlore,
  - Donnez leur représentation de Lewis ainsi que leur valence.
  - Établissez la formule du composé binaire.
  - Déterminez le caractère ionique ou covalent de ce composé et prédissez en conséquence ses principales propriétés physiques. Vérifiez-les par une recherche extérieure.
- Quelle est la nature des liaisons présentes dans l'oxyde de sodium ? Représentez le modèle de Lewis associé à ce composé.
- Indiquez si la substance  $Al_2O_3$  est moléculaire ou ionique. Justifiez votre réponse.



**Échantillon de bauxite :** minéral à forte teneur en oxyde d'aluminium et en oxyde de fer, utilisé pour la production d'aluminium.



**VOUS AVEZ Désormais EN MAIN TOUS LES OUTILS POUR Résoudre LES SITUATIONS-PROBLÈMES DE DÉPART...**



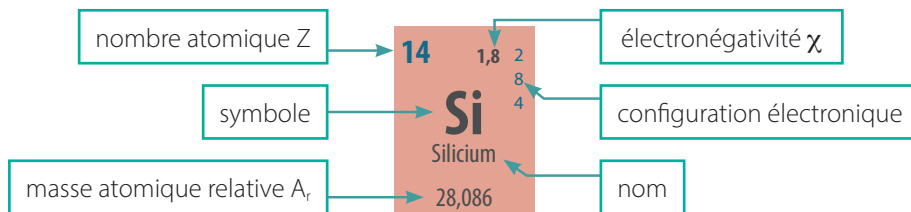
## I. Rappels

Le tableau périodique des éléments est constitué de huit lignes appelées **périodes** et de dix-huit colonnes parmi lesquelles huit colonnes portant l'indice « a » correspondent aux **familles** ou **groupes** des éléments principaux (colonnes 1, 2 et 13 à 18) et notées de **la** à **VIIa** et **O**.

Chaque élément chimique se situe à l'intersection d'une période et d'une famille. On y trouve les informations suivantes :

- le **nom** et le **symbole** de l'élément chimique ;
- le **nombre atomique Z** est le nombre de protons présents dans le noyau et le nombre d'électrons du nuage atomique ;
- l'**électronégativité**  $\chi$  exprime la capacité de l'élément à attirer à lui les électrons ;
- la **répartition des électrons** dans les différentes couches du nuage électronique selon le modèle de Bohr ;
- la **masse atomique relative**  $A_r$ , établie sur la moyenne isotopique de l'élément naturel.

Exemple :



L'atome de silicium Si, dont la masse atomique relative est 28,086 et dont l'électronégativité a la valeur 1,8, possède 14 protons dans son noyau et 14 électrons dans son nuage (2 dans la couche K, 8 dans la couche L et 4 dans la couche M).

## II. Schéma, représentation et modèle de Lewis

Le **schéma de Lewis** est une représentation générique des électrons de la couche de valence des éléments « a » ou éléments principaux du tableau périodique :

la	Ila	IIla	IVa	Va	VIa	VIIa	O

Le schéma de Lewis consiste à disposer les électrons de valence d'un élément dans quatre emplacements ou quartiers délimités par les bras d'une croix. On distingue l'**électron célibataire** de la **paire** d'électrons aussi appelée **doublet d'électrons**.

La **représentation de Lewis** remplace, dans le schéma de Lewis, la croix par le symbole chimique de l'élément considéré.

Exemples :



Le **modèle de Lewis** décrit la molécule tout entière à partir des représentations de Lewis des atomes qui la constituent et de leurs liaisons chimiques. C'est une représentation topologique à deux dimensions, mais en aucun cas une représentation de la molécule respectant les angles et les longueurs des liaisons.





### III. La liaison covalente

La **liaison covalente** consiste en la mise en commun de deux électrons célibataires entre deux atomes.

Il se forme un **doublet liant**. Il peut y avoir, au maximum, trois liaisons covalentes entre deux atomes.

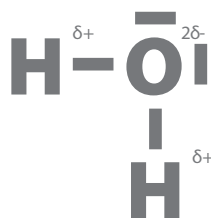
Lorsque la différence d'électronégativité entre les deux atomes de la liaison est nulle ( $|\Delta\chi| = 0$ ), la covalence est **pure** ou **parfaite** ; c'est toujours le cas lorsque la liaison est réalisée entre des atomes du même élément.

Lorsque la différence d'électronégativité entre les deux atomes de la liaison est comprise entre 0 et 1,7 ( $0 < |\Delta\chi| \leq 1,7$ ), la covalence est dite **polarisée**.

En effet, l'atome le plus électronégatif attire vers lui le doublet liant : il porte alors une **charge partielle négative**  $\delta^-$  alors que l'atome le moins électronégatif porte une charge partielle  $\delta^+$  égale et de signe opposé.

La charge totale d'un atome est la somme des charges partielles résultant de chacune de ses liaisons.

*Exemple :* **Modèle de Lewis de la molécule d'eau**



### IV. La liaison ionique

On admet le transfert d'électrons de valence et la formation de couples d'ions portant des charges électriques entières lorsque la différence d'électronégativité est supérieure à 1,7 ( $|\Delta\chi| > 1,7$ ). Les ions s'assemblent en un réseau cristallin à trois dimensions. Les forces électrostatiques agissent entre tous les ions (cations et anions).

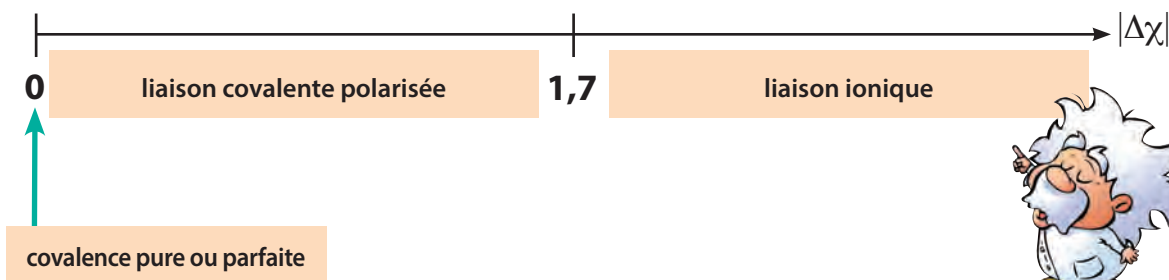
La **liaison ionique** se caractérise par l'attraction électrostatique entre chaque ion et ses voisins immédiats de charge opposée dans une structure cristalline, alors que la liaison covalente ne concerne que les deux atomes participants.

La **formule** de la substance ionique exprime alors les proportions d'ions positifs et négatifs présents dans le cristal ionique.

La **valence** d'un élément chimique est donnée par le nombre d'électrons célibataires de sa représentation de Lewis. Le soufre possède 6 électrons dans sa couche de valence, 2 électrons célibataires et 2 doublets : sa valence est II.



### V. Nature de la liaison chimique en fonction de la différence d'électronégativité.



**1.** Donnez le nombre de protons et d'électrons ainsi que la configuration électronique de :

a.  $Mg^{2+}$  b. Sb c.  $Po^{2-}$

**2.** Donnez le nombre d'électrons de valence et la représentation de Lewis des éléments suivants :

a. Sr b. Pb

**3.** Donnez la représentation de Lewis de l'élément soufre et proposez un modèle de Lewis pour la molécule de (cyclo)octasoufre.

**4.** Un élément possède la structure électronique suivante :  $2 + 8 + 18 + 3$ .

- a. À quelle famille et à quelle période appartient-il ?  
 b. Combien possède-t-il d'électrons dans sa couche de valence ?  
 c. Quelle est sa valence ?  
 d. Donnez son schéma de Lewis

**5.** Représentez les modèles de Bohr (en vous limitant aux électrons de valence) et de Lewis de la molécule de trichlorure de phosphore.

**6.** Quelles sont les caractéristiques d'une liaison covalente polarisée ?

**7.** Quelles sont les caractéristiques d'une liaison ionique ?

**8.** Donnez le modèle de Lewis de ces trois molécules.

a.  $NH_3$  b.  $CH_4$  c.  $AlH_3$

**9.** Représentez chacune des substances suivantes selon le modèle de Lewis et précisez la nature de chaque liaison chimique.

a. KI b. NaOH c. HClO

**10.** Parmi les composés binaires suivants, quels sont ceux qui forment des liaisons ioniques ? Justifiez vos réponses.

KBr;  $AlCl_3$ ; MgO; HCl;  $CaCl_2$ ;  $H_2O$ .

**11.** Pour chacun des composés ioniques identifiés dans l'exercice précédent, donnez leur nom et indiquez ce que représente la formule.

**12.** Indiquez la nature des liaisons formées et les charges portées par chaque atome de la molécule de dioxyde de carbone. Représentez-la selon le modèle de Lewis.



Lingots de plomb, un métal ayant de nombreuses applications industrielles mais posant des problèmes environnementaux.



Minéral contenant de la magnésie, nom courant de  $MgO$ .



● **Le modèle atomique actuel**

Nous avons pu nous rendre compte des limites du modèle de Bohr lors de la représentation des molécules... où est apparue la difficulté de traduire la notion de covalence polarisée ou encore de représenter les liaisons doubles ou triples !



Les 5 orbitales atomiques, appelées 4d que l'on retrouve dans la couche N.

Le modèle atomique de Bohr a fait place aujourd'hui au **modèle atomique quantique** dans lequel les électrons ne se déplacent plus sur des orbites circulaires mais occupent des régions de l'espace autour du noyau, appelées **orbitales atomiques**, qui peuvent être vides ou occupées par un ou deux électrons.

Les liaisons chimiques résultent de la combinaison des orbitales atomiques appartenant à deux ou plusieurs atomes en **orbitales moléculaires** liantes ou non liantes.

● **La liaison métallique**

Dans un fil métallique, comme du cuivre, les atomes sont maintenus ensemble par une cohésion résultant d'une liaison spécifique : elle n'est ni covalente, ni ionique, c'est la **liaison métallique**.

Les métaux ont une faible électronégativité qui se traduit par la tendance des électrons de valence à être facilement arrachés aux atomes. Dans un solide métallique, les cations se disposent en ordre régulier aux nœuds d'un réseau cristallin tridimensionnel à travers lequel les électrons de valence se déplacent librement. **La conductivité électrique** des métaux résulte du déplacement de l'ensemble de ces électrons dans la direction et le sens opposé au champ électrique appliqué.

Dans les solides moléculaires et les cristaux ioniques, les électrons de valence sont liés étroitement aux liaisons covalentes ou aux anions et ne peuvent subir de déplacement d'ensemble. Ils ne permettent pas le passage du courant électrique : ce sont **des matériaux isolants**.

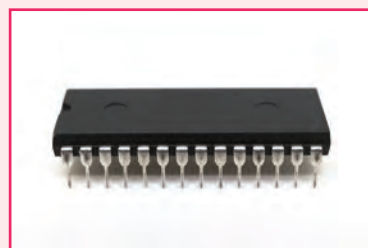
Certains matériaux présentent des propriétés intermédiaires entre conducteurs et isolants. On les appelle des **semi-conducteurs** (Ge, Si, ...). Ils trouvent d'importantes applications en électronique.



Fils de cuivre entouré de gaines en matériaux isolants.



Échantillon de silicium polycristallin et galette de silicium.



Circuit intégré contenant une puce électronique en silicium.



● **Les cristaux moléculaires**

Dans certaines conditions, à l'état solide, les molécules peuvent se disposer régulièrement les unes avec les autres et former de beaux cristaux moléculaires, comme l'eau qui s'organise sous la forme de cristaux de neige.

Macrophotographie d'un flocon de neige.