

## 2ème Sciences

### Thème 1 : *La matière*

#### Chap3 : *De l'atome aux édifices chimiques*

#### I- Les règles du « duet » et de l'octet:

##### 1- Règles de stabilité des éléments:

###### a- Les gaz nobles (ou rares).

Gaz noble	symbole	Numéro atomique	Nombre d'électron	Structure électronique
Hélium	He	Z=2	2	(K) <sup>2</sup>
Néon	Ne	Z=10	10	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup>
Argon	Ar	Z=18	18	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>8</sup>

- ✓ Les gaz nobles ont leur couche externe saturée.
- ✓ Les gaz nobles sont les éléments les plus stables (ils réagissent très peu).

###### b- Les autres éléments :

Pour devenir stable, les éléments adoptent la structure du gaz noble le plus proche soit en perdant soit en gagnant un ou plusieurs électrons.

Si le gaz noble le plus proche est l'hélium, on applique la règle du duet.

Si les gaz nobles les plus proches sont le néon ou l'argon, on applique la règle de l'octet

##### Exemple :

élément	symbole	Numéro atomique	Nombre d'électron	Structure électronique	Structure électronique conférant une plus grande stabilité	Formule de l'ion
lithium	Li	Z=3	3	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>1</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>0</sup>	Li <sup>+</sup>
Sodium	Na	Z=11	11	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>1</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>0</sup>	Na <sup>+</sup>
Magnésium	Mg	Z=12	12	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>2</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>0</sup>	Mg <sup>2+</sup>
chlore	Cl	Z=17	17	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>7</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>8</sup>	Cl <sup>-</sup>
Aluminium	Al	Z=13	13	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>3</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>0</sup>	Al <sup>3+</sup>

##### 2- Règles du « duet » et de l'octet:

Pour acquérir une plus grande stabilité chimique, les atomes tendent à saturer leur couche électronique externe à deux électrons (règle du « duet ») ou à huit électrons (règle de « l'octet »).

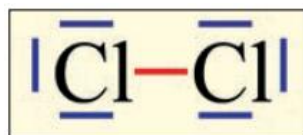
###### Autrement :

**Règle du duet :** Les éléments de numéro atomique proche de celui de l'hélium adoptent sa structure électronique : (K)<sup>2</sup>

**Règle de l'octet :** Les autres éléments de numéros atomiques inférieurs à 18 adoptent la structure électronique du Néon ou de l'Argon. Ils portent 8 électrons (un octet) sur la couche externe.

### Remarque :

Comment les atomes respectent-ils  
- soit en formant des ions  
atomiques, hors programme) ;  
molécules.



Représentation de Lewis  
de la molécule de dichlore

ces règles ?  
monoatomiques (ou poly  
- soit en formant des

## II- Formation des molécules :

Une molécule résulte de l'association d'au moins deux atomes. Cette association permet à chacun des atomes de respecter la règle du duet ou de l'octet et donc de s'entourer de deux ou huit électrons.

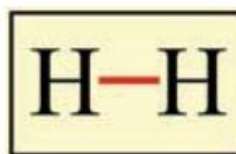
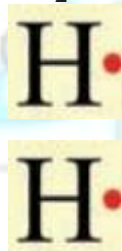
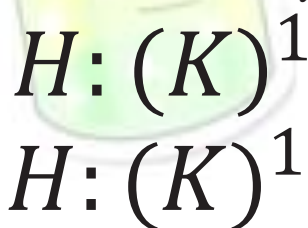
### 1- La liaison covalente :

On appelle *liaison covalente* ou de *covalence simple*, la liaison établie par la mise en commun de deux électrons (doublet liant) entre deux atomes.  
Chaque atome apporte un seul électron à cette liaison.

#### α- Constitution de la liaison de covalence simple :

##### Exemples :

- La molécule de dihydrogène  $H_2$  :

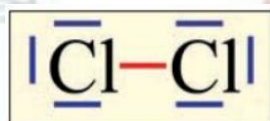
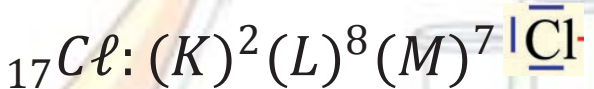
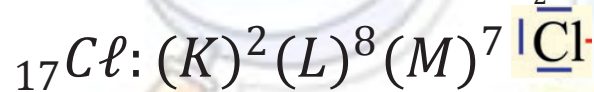


Représentation de Lewis  
de la molécule de dihydrogène

Les deux atomes d'hydrogène mettent en commun leurs deux électrons pour former un doublet, appelé *doublet liant*. Celui-ci assure le lien entre les deux atomes. Cette liaison est appelée *liaison covalente* ou *liaison de covalence*.

Le doublet liant est représenté par un tiret situé entre les symboles des deux atomes d'hydrogène. On obtient ainsi *la représentation de Lewis* de la molécule de dihydrogène.

- La molécule de dichlore  $Cl_2$  :



Représentation de Lewis  
de la molécule de dichlore

Pour compléter la couche externe de l'atome de chlore on ajoute pour chaque atome les trois doublets qui lui appartiennent en propre et qui portent le nom de *doublets non liants*.

Ainsi on constate qu'une fois la liaison établie, chaque atome de chlore semble avoir huit électrons externes. La molécule  $Cl_2$  est un exemple d'application de la règle de l'octet.

*Remarque : Exemple de calcul du nombre de liaisons que peut établir un atome.*

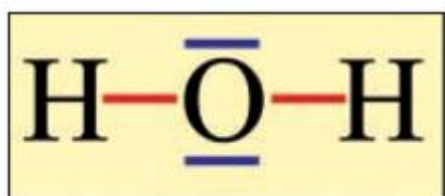
Élément	Numéro atomique : Z	Structure électronique	p: nombre d'électrons de valence	n : nombre de liaisons $n = 8-p$ (ou $n = 2-p$ pour l'atome H)
Hydrogène : H	1	(K) <sup>1</sup>	1	1
Chlore: Cl	17	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>7</sup>	7	1
Oxygène : O	8	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>	6	2
Azote : N	7	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>5</sup>	5	3
Carbone: C	6	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>4</sup>	4	4

*b- Application des règles du « duet » et de l'octet à la formation de quelques molécules simples*

Pour établir le schéma de Lewis d'une molécule sans difficulté on recommande :

- de déterminer d'abord le nombre total d'électrons de la couche externe de tous les atomes constituant cette molécule ;
- de déterminer le nombre total de doublets en divisant le nombre d'électrons trouvé par deux ;
- de répartir les doublets sur l'ensemble des atomes en faisant apparaître les doublets liants et non liants de façon à satisfaire les règles du « duet » pour l'hydrogène et de l'octet pour les autres atomes.

- Formation de la molécule  $H_2O$  :

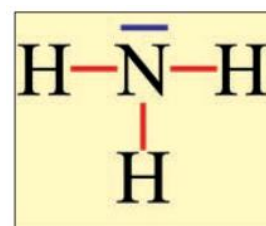


**Représentation de Lewis de la molécule d'eau**

- Formation et représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac  $NH_3$  :  
Pour trouver le schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac appliquons la méthode proposée précédemment:
  - L'atome d'azote possède cinq électrons de valence et l'atome d'hydrogène a un électron externe. Le nombre total d'électrons à prendre en considération est égal à huit ( $5 + 1 \times 3$ ).
  - Le nombre total de doublets à représenter sur l'ensemble des atomes est égal à 4.

- La représentation de Lewis de la molécule  $NH_3$  est:

Dans ce schéma on retrouve les trois liaisons  $N - H$  et le doublet non liant sur l'azote. La règle de l'octet est vérifiée pour l'atome d'azote et la règle du « duet » est vérifiée pour l'hydrogène



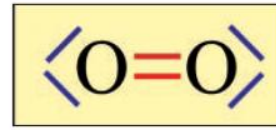
**Représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac**

- Formation et représentation de Lewis de la molécule de dioxygène  $O_2$ :

La molécule de dioxygène  $O_2$  est constituée de deux atomes d'oxygène  $O$ .

a) L'oxygène a 6 électrons externes, le nombre total d'électrons à répartir sur l'ensemble de la molécule  $O_2$  est égal à 12 : soit six doublets.

b) Le schéma de Lewis est :



Représentation de Lewis de la molécule de dioxygène

*Dans la molécule de  $O_2$  les deux atomes d'oxygène mettent en commun deux paires d'électrons. On a l'habitude de dire qu'il existe entre ces deux atomes une double liaison.*

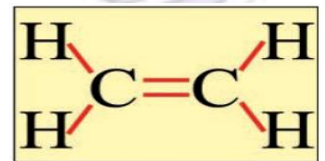
### Remarque :

On aurait pu proposer pour la molécule  $O_2$  le schéma de Lewis ci-contre : Cette structure est évidemment incorrecte car pour l'un des deux atomes d'oxygène la règle de l'octet n'est pas vérifiée.

- Formation et représentation de Lewis de la molécule d'éthène  $C_2H_4$  :

Le nombre total  $n_t$  d'électrons des couches externes est égal à :  $n_t = 4 \times 1 + 4 \times 2 = 12$  électrons, ce qui correspond à 6 doublets à répartir sur l'ensemble des atomes de la molécule  $C_2H_4$ . On a ainsi la représentation de Lewis suivante :

Dans la représentation finale on note que les deux atomes de carbone sont liés entre eux par deux liaisons qui résultent de la mise en commun de deux paires d'électrons. Il existe entre les deux atomes de carbone « une double liaison ».



Représentation de Lewis de la molécule d'éthène

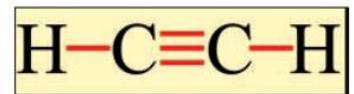
*La double liaison est la mise en commun de deux paires d'électrons entre deux atomes. Chaque atome participe avec deux électrons à cette liaison.*

- Formation et représentation de Lewis de la molécule d'éthyne  $C_2H_2$  :

Le nombre total d'électrons à répartir sur l'ensemble des atomes de cette molécule est :

$$n_t = 2 \times 1 + 2 \times 4 = 10 \text{ ce qui correspond à 5 doublets.}$$

On a ainsi la représentation de Lewis suivante :



Dans ce cas les deux atomes de carbone sont liés entre eux par trois liaisons. On a l'habitude de dire qu'il existe entre ces deux atomes « une triple liaison ».

*La triple liaison est la mise en commun de trois paires d'électrons entre deux atomes. Chaque atome participe avec trois électrons à cette liaison.*

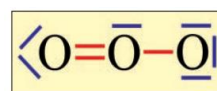
- Formation et représentation de Lewis de la molécule d'ozone  $O_3$

Le nombre total d'électrons à répartir sur l'ensemble des atomes de cette molécule est :

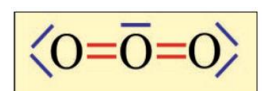
$$n_t = 3 \times 6 = 18 \text{ ce qui correspond à 9 doublets.}$$

On peut proposer les représentations de Lewis suivantes :

La représentation (a) est évidemment incorrecte car pour l'un des trois atomes d'oxygène la règle de l'octet n'est pas vérifiée.



Représentation (a)



Représentation (b)

### Remarque :

- ✓ La liaison covalente symétrique est la liaison entre deux atomes identiques (liaison du type A-A).
- ✓ On appelle liaison covalente dissymétrique, toute liaison qui s'établit entre deux atomes différents (liaison de type A-B).

### 2- Polarité des liaisons covalentes:

#### a- Notion d'électronégativité :

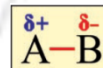
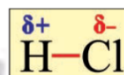
Dans les molécules d'eau, de chlorure d'hydrogène ou d'ammoniac le nuage électronique est plus dense au voisinage des atomes d'oxygène, de chlore et d'azote qu'au voisinage des atomes d'hydrogène. On dit que les atomes O; Cl; N sont plus électronégatifs que H.

*L'électronégativité d'un élément caractérise le pouvoir attracteur de l'atome correspondant sur les électrons de liaison. Plus un atome est électronégatif, plus il attire les électrons de liaison.*

#### b- Polarité d'une liaison

Pour traduire le caractère polaire de la liaison, on note  $\delta^-$  sur l'atome le plus électronégatif et  $\delta^+$  sur l'atome le moins électronégatif.

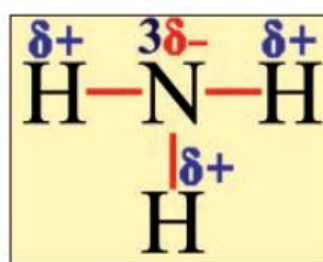
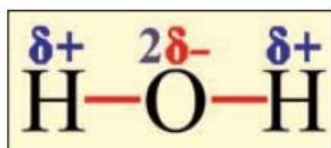
De ce fait la molécule HCl constitue un dipôle électrique et la liaison est dite polaire. Ce raisonnement peut être généralisé à toute liaison du type A - B où les atomes A et B liés sont d'électronégativités différentes. Dans le cas où B est plus électronégatif que A, on écrit



*Le caractère polaire d'une liaison covalente est lié à la différence d'électronégativité des atomes qui constituent la liaison.*

### Exemples de molécules polaires

#### III- La



formation des

#### ions $\text{NH}_4^+$ et $\text{H}_3\text{O}^+$ :

- Formation de  $\text{NH}_4^+$

Le nombre total d'électrons à répartir sur l'ensemble des atomes de cette molécule est :  $n_t = 5 + (1 \times 4) - 1 = 8$  ce qui correspond à 4 doublets.

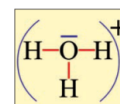
On a ainsi la représentation de Lewis suivante :



- Formation de l'ion hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  :

Le nombre total d'électrons à répartir sur l'ensemble des atomes de cette molécule est :  $n_t = 6 + (1 \times 3) - 1 = 8$  ce qui correspond à 4 doublets.

On a ainsi la représentation de Lewis suivante :



## IV- Les composés ioniques :

- Un composé ionique est formé par l'association d'ions positifs et négatifs.
- Un composé ionique est électriquement neutre.
- Les composés ioniques ne contiennent pas de molécules distinctes mais des ions en interaction électrostatique.

### 1- Exemples :

Nom du composé ionique:

**Chlorure de calcium**

Écriture du composé ionique :  $CaCl_2$

Ion positif : ion calcium :  $Ca^{2+}$

Ion négatif : ion chlorure :  $Cl^-$

Nom du composé ionique :

**Sulfate de cuivre**

Écriture du composé ionique :  $CuSO_4$

Ion positif : ion cuivre :  $Cu^{2+}$

Ion négatif : ion sulfate :  $SO_4^{2-}$

- ✓ On écrit l'ion positif en premier et l'ion négatif en second. (C'est l'inverse de ce qu'on entend !)
- ✓ Les charges (+ et -) n'apparaissent pas dans la formule ;
- ✓ Les nombres placés en indice en bas à droite correspondent à la quantité relative de chaque ion pour assurer la neutralité électrique.

### Autres exemples :

Formules brutes	Nom	Ions présents
$KMnO_4$	permanganate de potassium	$K^+$ ; $MnO_4^-$
$K_2Cr_2O_7$	dichromate de potassium	$K^+$ ; $Cr_2O_7^{2-}$
$K_2CrO_4$	chromate de potassium	$K^+$ ; $CrO_4^{2-}$
$CuSO_4$	sulfate de cuivre II	$Cu^{2+}$ ; $SO_4^{2-}$
$BaCl_2$	chlorure de baryum	$Ba^{2+}$ ; $Cl^-$
$KCl$	chlorure de potassium	$K^+$ ; $Cl^-$
$KBr$	bromure de potassium	$K^+$ ; $Br^-$
$NaCl$	chlorure de sodium	$Na^+$ ; $Cl^-$
$AgNO_3$	nitrate d'argent	$Ag^+$ ; $NO_3^-$
$NH_4Cl$	chlorure d'ammonium	$NH_4^+$ ; $Cl^-$
$CaCO_3$	carbonate de calcium	$Ca^{2+}$ ; $CO_3^{2-}$
$NaOH$	hydroxyde de sodium	$Na^+$ ; $HO^-$
$H_2SO_4$	acide sulfurique	$H^+$ ; $SO_4^{2-}$
$H_3PO_4$	acide phosphorique	$H^+$ ; $PO_4^{3-}$
$HCl$	acide chlorhydrique	$H^+$ ; $Cl^-$

### 2- la liaison ionique :

La liaison par attraction électrostatique entre des ions de signes opposés est appelée liaison ionique.

Ce mode de liaison est différent de celui de la liaison de covalence. La liaison ionique assure le lien entre deux ions alors que la liaison covalente assure le lien entre deux atomes.

### Application :

1) Reproduire et compléter le tableau suivant :

On écrira :

- la formule des ions positifs (1ère ligne)
- la formule des ions négatifs (2ème ligne)
- le nom des composés ioniques
- la formule des composés ioniques.

<b>Ion positif</b>	<b>Ion cuivre II</b>			<b>Na<sup>+</sup></b>	<b>Ion magnésium</b>
<b>Ion négatif</b>					
<b>Cl<sup>-</sup></b>		Chlorure de fer II	FeCl <sub>3</sub>		
<b>Ion Hydroxyde</b>	Cu (OH) <sub>2</sub>	<b>Hydroxyde de fer II</b>	Fe (OH) <sub>3</sub>		
<b>Ion sulfate</b> SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>					
<b>Ion carbonate</b> CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>					

- Chercher des utilisations des composés suivants :  
**le chlorure de sodium ; l'hydroxyde de sodium ; le carbonate de sodium ;  
Le carbonate de magnésium**

2) Ecrire la formule chimique :

- du chlorure de calcium
  - de l'hydrogénocarbonate de sodium
- Vous préciserez les ions positifs et négatifs.

