

Chap. 14

Activité cours – De la polarité à la structure d'une entité chimique

I/ CONFIGURATION ELECTRONIQUE ET TABLEAU PERIODIQUE (Rappel de 2^{nde})

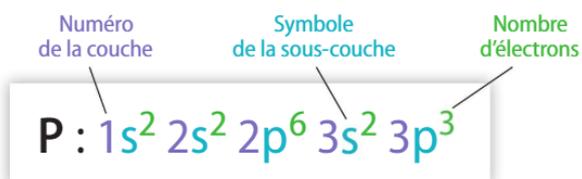
En 1869, le chimiste russe D. Mendeleïev classe les 63 éléments chimiques connus à l'époque dans un tableau par masses atomiques croissantes et selon les analogies de leurs propriétés chimiques. Mais il faut attendre le XX^{ème} siècle pour établir un lien entre ces propriétés et le cortège électronique des atomes correspondants.

Doc. 1 : Des électrons ordonnés

En 1913, le physicien danois N. Bohr propose un nouveau modèle atomique, dans lequel les électrons du cortège électronique d'un atome, dans son état le plus stable, appelé état fondamental, se répartissent dans des **couches électroniques**, désignées par un nombre entier n . Chacune d'entre elles est divisée en **sous-couches** contenant un **nombre limité d'électrons**. La répartition des électrons d'un atome dans son état fondamental sur ces couches et sous-couches correspond à la **configuration électronique** de l'atome. Pour les atomes ayant au plus 18 électrons, les **couches** associées aux nombres $n = 1, 2$ et 3 comportant des sous-couches s et p suffisent, comme le montre le tableau ci-contre.

Couche	Sous-couche	Nombre maximal d'électrons	
1	1s	2	2
2	2s	2	8
	2p	6	
3	3s	2	8
	3p	6	

Nombre maximal d'électrons.



Configuration électronique de l'atome de phosphore ($Z = 15$).

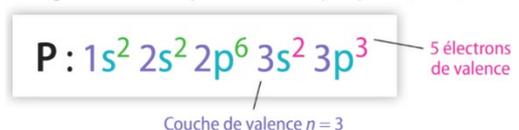
Doc.2 : Configuration électronique

Atome	Numéro atomique Z	Configuration électronique
Li	3	1s ² 2s ¹
F	...	1s ² 2s ² 2p ⁵
Ar	...	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶

Doc.3 : Electrons de valence

Les électrons du cortège électronique ne sont pas tous équivalents. Ceux qui appartiennent à la dernière couche n occupée sont appelés électrons de valence. Ils sont responsables des **propriétés chimiques** des éléments. Si une couche contient son **nombre maximal d'électrons**, elle est dite **saturée**.

Configuration électronique de l'atome de phosphore ($Z = 15$)



Questions :

1/ Déterminer, en justifiant, les numéros atomiques manquants des éléments fluor F et argon Ar (doc. 2)

Chap. 14

Doc. 4 : Tableau périodique : une organisation structurée des configurations électroniques.

Depuis les travaux du chimiste russe D. Mendeleïev, le tableau périodique n'a cessé d'évoluer grâce à la découverte progressive de la structure de l'atome et de nouveaux éléments chimiques. Actuellement, il comporte 118 éléments chimiques, répartis sur 7 périodes (ou lignes) et 18 colonnes. Ils sont classés horizontalement, de haut en bas et de gauche à droite, par numéro atomique croissant, caractéristique de l'élément.

Il est alors remarquable de constater que ce tableau,

initialement construit à partir d'observations expérimentales, et le modèle théorique de la répartition des électrons dans l'atome, se correspondent parfaitement. Pour les éléments chimiques de numéro atomique $Z \leq 18$, on utilise un tableau périodique restreint à 3 périodes. On y distingue 2 blocs, s et p, liés à la dernière sous-couche occupée. L'un des intérêts du tableau périodique apparaît alors : donner facilement le nombre d'électrons de valence d'un élément chimique.

	Colonne		3-12													
	1	2	13	14	15	16	17	18								
1	H $1s^1$															He $1s^2$
2	① ...	Be $1s^2 2s^2$	B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	② ...	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$								
3	Na $1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^1$	Mg $1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2$	Al $1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^1$	Si $1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^2$	P $1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^3$	S $1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^4$	Cl $1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^5$	③ ...								

 Blocs Bloc p

Tableau périodique restreint aux 18 premiers éléments chimiques.

2/ Compléter le tableau périodique restreint (doc. 4) en indiquant le symbole et la configuration électronique des couches de valence des trois atomes repérés par ①, ② et ③.

3/ Déterminer le nombre d'électrons de valence de ces trois atomes.

- ①
- ②
- ③

4/ À la lecture du tableau périodique restreint, préciser le point commun des éléments chimiques :

a/ dans une même période.

b/ dans une même colonne.

5/ Quel est le lien entre le numéro de la colonne et le nombre d'électrons de valence d'un atome ?

II/ LE SCHEMA DE LEWIS

A/ LA STABILITE DES GAZ NOBLES

Les atomes des éléments des trois premières périodes du tableau périodique tendent à obtenir une configuration électronique identique à celle d'un gaz noble. Pour cela, ils peuvent former des ions ou des molécules de telle sorte que leur dernière couche électronique n (couche de valence) soit **saturée** à **deux électrons** (règle du duet) si $n = 1$ ou à **huit électrons** (règle de l'octet) si $n = 2$ ou $n = 3$.

B/ SCHEMA DE LEWIS D'UN ATOME

Le schéma de Lewis d'un atome permet de représenter la **configuration électronique externe** de cet atome. Ce schéma est donc basé sur les **électrons de valence de l'atome**.

Les électrons de valence sont représentés par des points (•) s'ils sont célibataires ou par un tiret (–) s'ils forment un doublet.

On admet que jusqu'à quatre électrons de valence, l'atome est entouré d'électrons célibataires et qu'au-delà, les électrons supplémentaires s'ajoutent aux électrons célibataires pour former des doublets d'où la notion

--	--	--	--

 des quatre cases

Exemple 1 : schéma de Lewis de l'atome d'azote ${}^{14}_7\text{N}$

Exemple 2 : Donner le schéma de Lewis des atomes suivants : hydrogène ${}^1_1\text{H}$, carbone ${}^{12}_6\text{C}$, oxygène ${}^{16}_8\text{O}$ et chlore ${}^{35}_{17}\text{Cl}$

C/ SCHEMA DE LEWIS D'UNE MOLECULE

Le schéma de Lewis d'une molécule s'établit en assemblant les schémas de Lewis des atomes. Par cette mise en commun des électrons de valence, les atomes créent des **liaisons covalentes** appelées aussi **doublets liants**. Les doublets qui ne sont pas engagés dans une liaison de valence sont des **doublets non liants**.

Exemple 1 : schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac NH_3

Chap. 14

Exemple 2 : Donner le schéma de Lewis des molécules suivantes :

a/ dihydrogène H_2

b/ chlorure d'hydrogène HCl

c/ méthane CH_4

d/ dioxygène O_2

e/ diazote N_2

f/ dioxyde de carbone

CO_2

D/ SCHEMA DE LEWIS D'UN ION

Un ion monoatomique est formé à partir d'un atome. Un ion polyatomique est formé à partir d'un groupe d'atomes.

Le schéma de Lewis d'un ion s'établit de la même manière que pour une molécule, mais on précise la charge de l'ion.

Exemple 1 : schéma de Lewis de l'ion oxyde O^{2-}

Exemple 2 : Donner le schéma de Lewis des ions suivants :

Entité	Cl^-	HO^-	H_3O^+	NH_4^+
schéma de Lewis				

Chap. 14

E/ LACUNE ELECTRONIQUE

Une lacune électronique indique un déficit de deux électrons par rapport aux règles de stabilité. Elle est représentée par un **rectangle vide** à côté du symbole de l'élément.

Exemple 1 : Donner le schéma de Lewis de la molécule BH_3

Exemple 2 : Donner le schéma de Lewis de l'ion hydrogène H^+

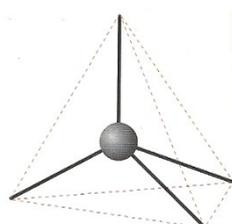
Exemple 3 : Donner le schéma de Lewis de la molécule $AlCl_3$

III/ LA GEOMETRIE DES MOLECULES

A/ REPULSION MINIMALE DES DOUBLETS

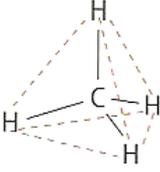
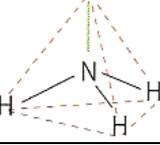
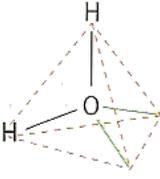
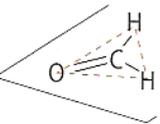
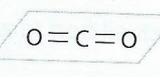
Les doublets d'électrons (liants et non liants) d'un atome sont chargés négativement. Ils se repoussent donc et s'orientent autour de l'atome de façon à être le plus éloigné possible les uns des autres.

La répartition la plus stable autour d'un atome possédant 4 doublets indépendants se fait selon les directions des sommets d'un tétraèdre fictif dont le centre est occupé par l'atome.



Chap. 14

B/ EXEMPLES DE MOLECULES

Molécule	Schéma de Lewis	Doublets de l'atome central	Répartition dans l'espace	Forme géométrique de la molécule
méthane CH ₄		4 liaisons simples		
ammoniac NH ₃		3 liaisons simples 1 doublet non liant		
eau H ₂ O		2 liaisons simples 2 doublets non liants		
méthanal CH ₂ O		2 liaisons simples 1 double liaison		
dioxyde de carbone CO ₂		2 liaisons doubles		

IV/ LES MOLECULES POLAIRES ET APOLAIRES

A/ POLARITE D'UNE LIAISON

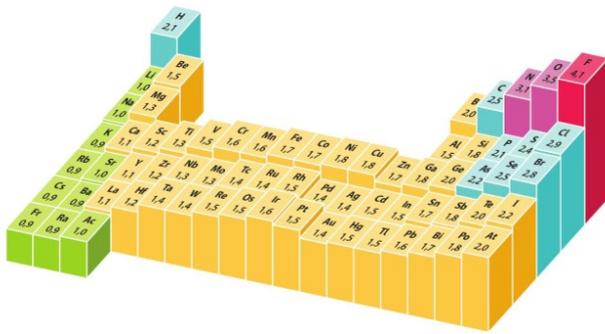
Le concept d'**électronégativité** a été proposé pour la première fois par le suédois Jöns Jacob Berzelius en 1835. En 1932, Linus Pauling, chimiste américain, a amélioré ce concept en donnant une définition toujours utilisée.

OBJECTIF : Observer le lien entre les électronégativités de deux atomes et la polarisation de la liaison.

Chap. 14

Doc. 1 : Les valeurs de l'électronégativité

Voici une représentation symbolique du tableau périodique, privé de la colonne des gaz nobles, dans laquelle chaque atome est représenté par un pavé dont la hauteur est proportionnelle à l'électronégativité.



Doc. 2 : Définitions

Électronégativité :

grandeur physique traduisant l'aptitude d'un atome B à attirer à lui le doublet d'électrons qui l'associe à un autre atome A.

Polarisation d'une liaison :

déplacement des électrons formant la liaison.

Doc. 3 : Electronégativité χ (khi) de quelques atomes

Atome	C	N	O	H	Cl	Si	P
χ	2,55	3,04	3,44	2,20	3,16	1,90	2,19

Doc. 4 : Polarisation de quelques liaisons

Première famille : $C \rightarrow N$ $H \rightarrow O$ $H \rightarrow Cl$

Deuxième famille : $C - H$ $H - H$ $Si - P$

Questions :

1/ Quel est l'atome le plus électronégatif du tableau périodique ? (doc. 1)

2/ Dans quelles colonnes sont les atomes les moins électronégatifs? (doc. 1)

3/ Pourquoi ne peut-on pas définir l'électronégativité des gaz nobles ? (doc. 1)

4/ Comment évolue globalement l'électronégativité suivant une ligne et suivant une colonne ? (doc. 1)

5/ Pour chaque liaison de la première famille (doc. 4), repérer l'atome le plus électronégatif (doc. 3) et l'atome le moins électronégatif. Calculer la différence entre les deux électronégativités.

6/ Le sens de la flèche (doc. 4) indique la polarisation de la liaison. Dans quel sens la flèche est-elle tracée dans chaque cas ?

Chap. 14

7/ Sur les liaisons de la deuxième famille, il n'y a plus de flèche indiquée. Que peut-on en conclure, et pourquoi était-ce prévisible pour la liaison entre les deux atomes d'hydrogène ?

8/ A partir de quelle valeur de différence d'électronégativité, la liaison est-elle considérée comme polarisée ?

9/ L'atome le **plus électronégatif** porte une **charge électrique partielle négative** δ^- et l'autre atome une charge électrique partielle positive δ^+ . Indiquez les charges partielles des atomes des liaisons de la première famille (doc. 4).

Chap. 14

B/ POLARITE D'UNE MOLECULE

Lorsqu'une molécule possède des liaisons polarisées, on place les charges partielles δ^- et δ^+ sur les atomes.

Une molécule est polaire si les positions moyennes des charges partielles positives G^+ et négatives G^- ne sont pas confondues. Une molécule est apolaire (ou non polaire) dans le cas contraire.

Remarque : Une molécule diatomique constituée de deux atomes identiques ($H_2, O_2, Cl_2 \dots$) est apolaire.

Questions : Les molécules H_2O, HCl, CO_2, CH_4 et NH_3 sont-elles polaires ou apolaires ? Justifier.