

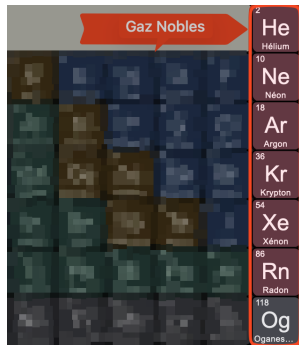
Les molécules et leurs géométries

☰ Plan du cours			✍ Exercices
I	La stabilité des atomes	1	🏠 Voir fiche TD
	Les gaz nobles, exemple de stabilité • Les règles de l'octet et du duet		
	B.1 La règle de l'octet	2	🌐 Tous les cours en ligne ! PhysicSensei.fr 
	B.2 La règle du duet	2	
II	Le modèle de Lewis	2	
	Règles de base pour dessiner un schéma de Lewis		
	A.1 Méthodologie	3	
	A.2 Cas d'une molécule	3	
	Cas des Ions		
B.1 Exemple de schéma de Lewis d'un ion	3		
III	Géométrie des molécules	4	
	Théorie VSEPR		
IV	Polarité d'une molécule	5	
	Rappel sur l'électronégativité • Polarité d'une liaison chimique		
	B.1 La liaison chimique	5	
	Polarité d'une molécule		

A

 Propriété

Cela explique leur grande stabilité.



Exercise 1

$$Z(\text{Hélium}) = 2; Z(\text{Néon}) = 10; Z(\text{Argon}) = 18.$$

Configuration électronique du Néon : $1s^2 2s^2 2p^6$

Configuration électronique de l'Argon : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

B Les règles de l'octet et du duet

B.1 La règle de l'octet

Définition

La règle de l'octet

De manière générale les éléments dont le numéro atomique est supérieur à 3 ($Z > 3$) cherchent à obtenir 8 électrons de valence afin d'être stable.

✓ Exemple

Le carbone (C) a 4 électrons de valence et cherche donc à en gagner ou partager 4 autres pour compléter son octet.

B.2 La règle du duet

Définition

La règle du duet

Les éléments avec un numéro atomique inférieur ou égal à 3 ($Z \leq 3$), comme l'Hydrogène, l'Hélium et le Lithium cherchent à obtenir 2 électrons de valence afin d'être stables.

✓ Exemple

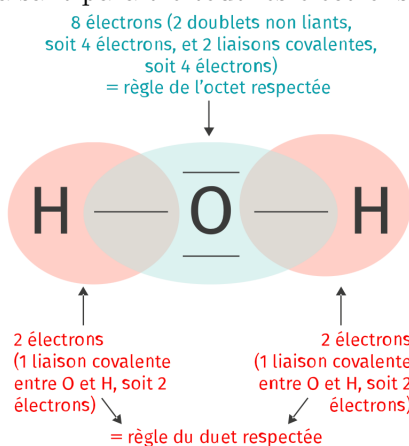
L'hélium (He) a déjà 2 électrons de valence et est donc stable. L'hydrogène (H), avec 1 électron de valence, cherche à en gagner ou partager 1 autre pour compléter son duet.

II Le modèle de Lewis

Définition

Le schéma de Lewis

Il s'agit d'une représentation plane faisant paraître tout les électrons de valence.



A Règles de base pour dessiner un schéma de Lewis

A.1 Méthodologie

Méthode

Pour établir un schéma de Lewis, on peut procéder aux étapes suivantes :

1. Écrire la configuration électronique de chaque atome.
2. Déterminer le nombre total d'électrons de valence mis en jeu dans la molécule étudiée.
3. Déterminer le nombre de doublets d'électrons (impliqués dans des liaisons covalentes ou des doublets non liants) en divisant par deux le nombre d'électrons de valence.
4. Répartir les doublets en veillant à saturer les couches de valence de chaque atome.

A.2 Cas d'une molécule

✓ Exemple

Prenons l'exemple de la molécule d'ammoniac : NH_3 .

Atomes	H (Z=1)	N (Z=7)
Configuration électronique (Etape 1)		
Electrons de valence (Etape 2)		
Nombre d'électrons de valence (Etape 2)		
Nombre de doublets (Etape 3)		
Répartition et schéma (Etape 4)		

B Cas des Ions

Définition

Les ions se forment lorsque des atomes gagnent ou perdent un ou plusieurs électrons pour obtenir une configuration électronique stable.

Propriété

On appelle Cations : Atomes qui perdent des électrons pour obtenir une charge positive.

On appelle Anions : Atomes qui gagnent des électrons pour obtenir une charge négative.

Attention !

Il faut corriger le nombre d'électrons de valence en fonction de la charge électronique de l'ion !
Une charge + indique un défaut d'électron et une charge – un excès.

B.1 Exemple de schéma de Lewis d'un ion

✓ Exemple

Prenons l'exemple de l'ion oxonium : H_3O^+ .

Atomes	H (Z=1)	O (Z=8)
Configuration électronique (Etape 1)		
Electrons de valence (Etape 2)		
Nombre d'électrons de valence (Etape 2)		
Nombre de doublets (Etape 3)		
Répartition et schéma (Etape 4)		

III

Géométrie des molécules

A

Théorie VSEPR

Définition

VSEPR

La théorie VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion) stipule que la géométrie d'une molécule ou d'un ion polyatomique est celle dans laquelle les doublets externes, liants et non liants, s'écartent au maximum les uns des autres.

Méthode

- ☐ A représente l'atome central de la molécule.
- ☐ X représente les atomes entourant l'atome central. Leur nombre est écrit en indice.
- ☐ E représente les doublets non liants entourant l'atome central. Leur nombre est écrit en indice.

Chaque combinaison, entre le nombre d'atomes entourant l'atome central et le nombre de doublet non liant entourant cet atome, donnera une géométrie précise à la molécule.

Structure	AX_2	AX_3	AX_4	AX_3E	AX_2E_2
Géométrie de la molécule	Linéaire 	Plane triangulaire 	Tétraédrique 	Pyramide à base triangulaire 	Coudée

Exercice 2 Géométrie de molécules simples



Donner la géométrie de la molécule d'eau H_2O .

On donne $Z(H) = 1$ et $Z(O) = 8$.

IV Polarité d'une molécule

A Rappel sur l'électronégativité

Définition

Electronégativité

L'électronégativité est la capacité d'un atome à attirer vers lui les électrons d'une liaison covalente.

Propriété

Evolution dans le tableau

L'électronégativité augmente de gauche à droite, en revanche, en descendant une colonne du tableau périodique, l'électronégativité diminue.

B Polarité d'une liaison chimique

B.1 La liaison chimique

Définition

Liaison chimique

Une liaison chimique est une interaction qui maintient ensemble les atomes dans une molécule ou un composé. Elle résulte de l'attraction entre les atomes due à la redistribution des électrons entre eux.

Propriété

Liaison chimique polaire

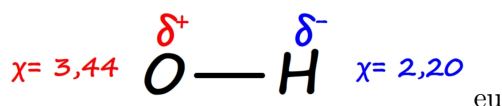
Si la différence d'électronégativité des deux atomes formant une liaison est supérieure à 0,4 alors la liaison est dite polaire.

L'atome le moins électronégatif aura une charge partielle notée δ^+ à côté de lui. L'atome le plus électronégatif aura une charge partielle notée δ^- à côté de chaque atome.

✓ Exemple

L'hydrogène H est un élément avec une électronégativité de : $\chi(H) = 2,20$. Il peut faire une liaison chimique avec l'oxygène d'électronégativité plus élevée : $\chi(O) = 3,44$.

Nous avons bien : $\chi(O) > \chi(H)$ avec une différence supérieure à 0.4. La liaison chimique est polarisée.



C

Polarité d'une molécule

Définition

Molécule

Une molécule est une structure stable constituée de deux atomes ou plus, reliés entre eux par des liaisons chimiques.

Méthode

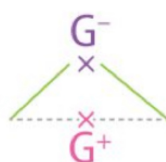
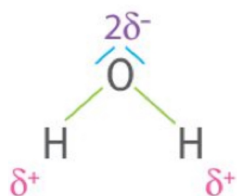
Afin de savoir si une molécule est polaire, il faut :

- ☐ Placer les charges partielles $\delta+$ et $\delta-$ sur les atomes.
- ☐ Noter $G+$ le centre géométrique des charges partielles + et G celui des charges partielles -.

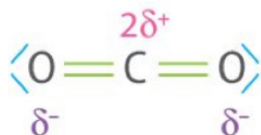
Si les centres $G+$ et G ne sont pas confondus $\rightarrow$ molécule polaire.

Si les centres $G+$ et G sont confondus $\rightarrow$ molécule apolaire.

✓ Exemple



$\rightarrow$ Molécule polaire



$\rightarrow$ Molécule apolaire