



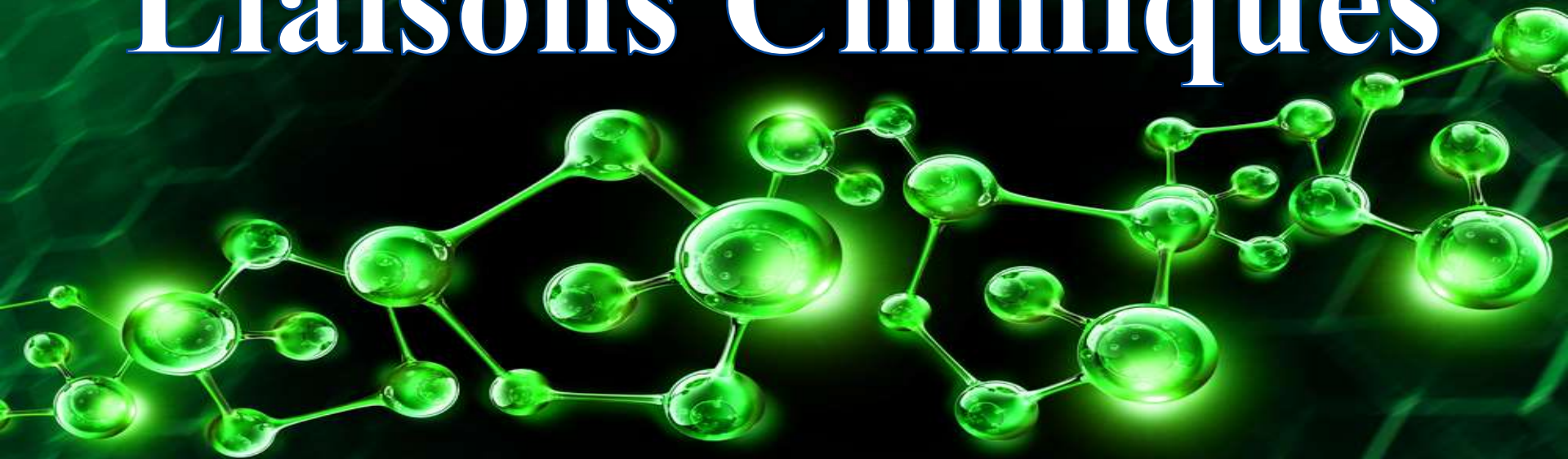
جامعة السلطان مولاي سليمان
+080044 000000 000000 000000
Université Sultan Moulay Slimane

Université Sultane Moulay Slimane Beni-Mellal

Faculté polydisciplinaire de Khouribga



Liaisons Chimiques



Filières : SMPC

Semestre : 2

A. U. : 2019/2020

Pr. BOUALY



Introduction

Jusqu'ici, il existe **118 espèces d'atomes connues**. Dans la nature, seuls **quelques éléments** peuvent exister sous forme **monoatomique : les gaz nobles** (éléments stables par saturation de leurs couches de valences).

Les autres atomes vont former **des ions ou des molécules** pour avoir la même **structure électronique que les gaz nobles** (couches de valences saturées).



Introduction

Pour former les ions, les atomes vont perdre ou gagner les électrons :



Et pour former les molécules, les atomes s'associent entre eux par des liaisons.





Objectifs du cours

- Avoir les notions fondamentales sur les différents types de liaisons chimiques et physiques.
- Etablir le diagramme énergétique d'une molécule
- Calculer l'énergie d'une molécule.

CHAPITRE : I

MODELE DE LEWIS



Définition

La liaison chimique est le phénomène qui lie les atomes entre eux en mettant en jeu des électrons ou des interactions électrostatiques.

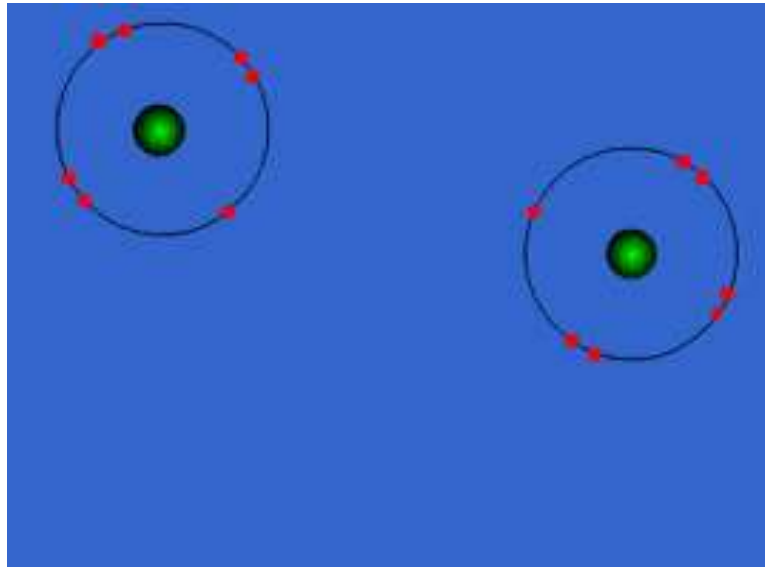
On connaît plusieurs types de liaison :

- Liaison Covalente
- Liaison Ionique
- Liaison Métallique
- Liaison Hydrogène
- Liaison de Van der Waals



I. La liaison covalente

Elle est obtenue grâce à la mise en commun d'électrons apportés par deux atomes.



I-1. LE MODELE DE LEWIS



a. Formation d'une liaison

Lewis en 1915 proposa le premier modèle de la liaison chimique. 2 électrons assurent la liaison:

- Chaque atome participe avec un.



- Ou les deux électrons proviennent d'un seule atome alors que l'autre participe avec une case vide (vacante).

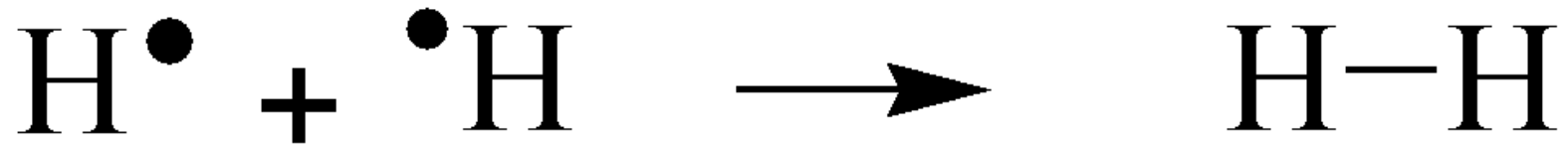




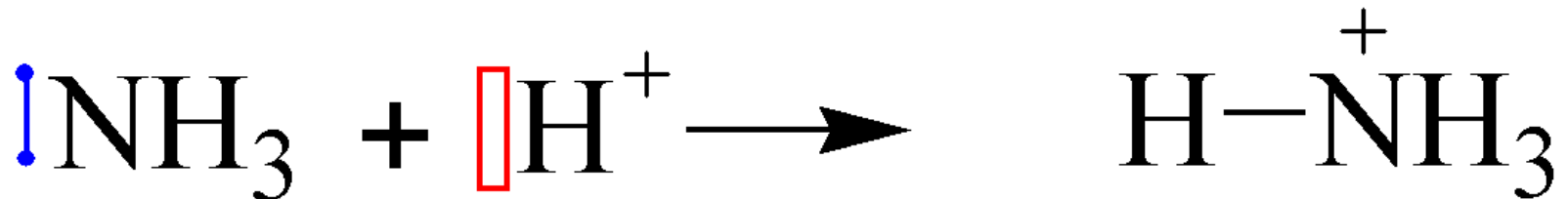
I-1. LE MODELE DE LEWIS

Exemples

1)



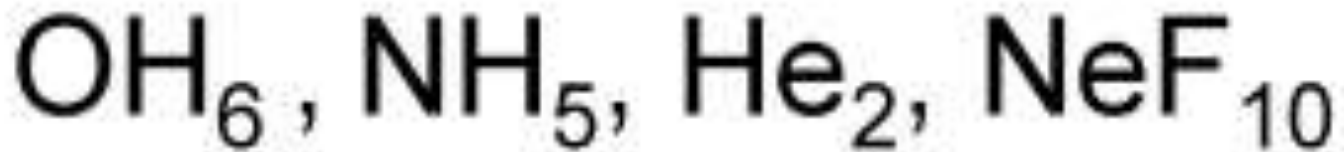
2)





I-1. LE MODELE DE LEWIS

On se pose la question : Si la formation d'une liaison est basé sur la mise en commun d'une pair d'électrons pourquoi les molécules suivantes ne peuvent exister :





I-1. LE MODELE DE LEWIS

b. Règle de l'octet



Au sein d'une molécule, l'atome de la **2^{ème}** ou la **3^{ème} période** à toujours tendance à se faire **entourer de 8 électrons** (octet).



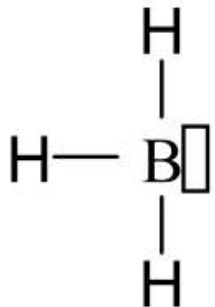
La règle se limité à **deux électrons** pour **H** et **He**.



I-1. LE MODELE DE LEWIS

Composés déficients en électrons

Il existe des molécules qui ne possèdent pas assez d'électrons pour satisfaire à la règle de l'octet. Ces molécules possèdent des cases vides ou à moitié remplies, exemple BH_3 et NO .



B (Z=5) : $1s^2 2s^2 2p^1$

3 électrons de valence dans 4 orbitales (2s, 2p_x, 2p_y et 2p_z)



N (Z=7) : $1s^2 2s^2 2p^3$

5 électrons de valence dans 4 orbitales dont uniquement 2 contribuent à la formation de 2 liaisons

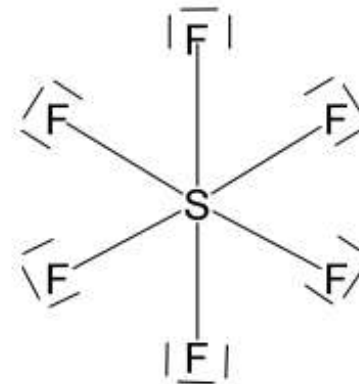
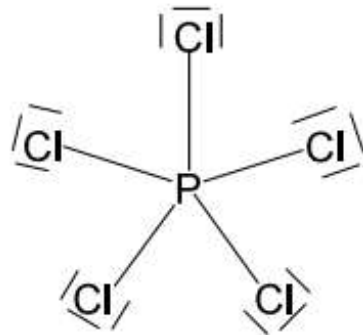


I-1. LE MODELE DE LEWIS

Composés Hypervalents

Les éléments de la troisième période peuvent former des composés dans lesquels ils sont entourés de plus de quatre paires d'électrons.

Exemple :



On dit qu'il s'agit de la **dilatation de l'octet**.



I-1. LE MODELE DE LEWIS

Deux facteurs sont derrière la dilatation de l'octet :

- La taille de l'atome, plus l'atome est grand (rayon atomique plus grand) plus il a la possibilité de se faire entourer de plus que 4 doublets (plus de 8 électrons).
- La différence d'électronégativité entre l'atome central et les atomes périphériques. Plus cette différence est grande plus la dilatation est favorisée.



Techniques pour l'établissement de la structure de Lewis

Etape 1 : Représenter les électrons de valence de chaque atome dans des cases quantiques puis sous forme de schéma de Lewis atomique.

Exemple:

Donner la structure de Lewis des atomes H, C, N, O et Cl.

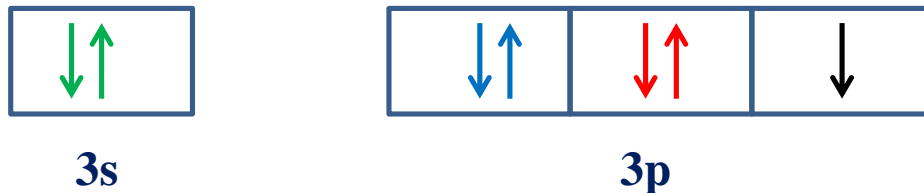




Techniques pour l'établissement de la structure de Lewis

Pour l'atome de Chlore (Cl):

- La configuration électronique du Cl : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- La couche de valence du Cl : $3s^2 3p^5$
- La représentation de la CV sous forme de case quantiques:



Alors la structure de Lewis de Cl est :





Techniques pour l'établissement de la structure de Lewis

Etape 2 : Identifier l'atome central par :

- il est généralement précisé ou/et souligné. Dans le cas contraire on prendrait celui qui représente le centre de la molécule.
- Si on ne peut pas l'identifier, on prendra celui qui possède le plus grand nombre d'électron célibataire.
- Si deux atomes possèdent le même nombre d'électron de valence, l'atome central sera le moins électronégatif.



Techniques pour l'établissement de la structure de Lewis

Etape 3 : Attribuer la charge que porte la molécule, dans le cas des ions moléculaires, à l'atome le plus électropositif si la charge est positive, si elle est négative elle sera attribuée à l'atome le plus électronégatif.

Etape 4: Exploiter la totalité ou le maximum des électrons de valence de l'atome central pour établir des liaisons avec les atomes latéraux.



Techniques pour l'établissement de la structure de Lewis

Etape 5: Construire le schéma de Lewis avec les diverses liaisons unissant l'atome central aux autres atomes.

Etape 6: Dénombrer les électrons appartenant à l'atome central et ceux aux atomes latéraux pour vérifier la règle de l'octet.



Exercice

Etablir les structures de Lewis des molécules suivantes:
 H_2 , Cl_2 , NH_3 , CO_3^{2-}



Insuffisances du modèle de LEWIS

Les représentations de Lewis des molécules ou des ions ne permettent pas :

- de prévoir la géométrie de la molécule.
- de justifier l'existence du moment dipolaire permanent de certaines molécules.
- D'expliquer le paramagnétisme de certaines molécules (par exemple O_2).
- De déduire les énergies de liaison.