



COURS

« Recherche d'une stabilité intérieure »

<http://www.capneuronal.fr/>

Les compétences à acquérir...

- Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.
- Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.
- Nommer les ions : H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , F^- ; écrire leur formule à partir de leur nom.
- Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ($Z \leq 18$).
- Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.
- Modèle de Lewis de la liaison de valence, schéma de Lewis, doublets liants et non-liants.



I- Quel est le secret de la stabilité des gaz nobles ?

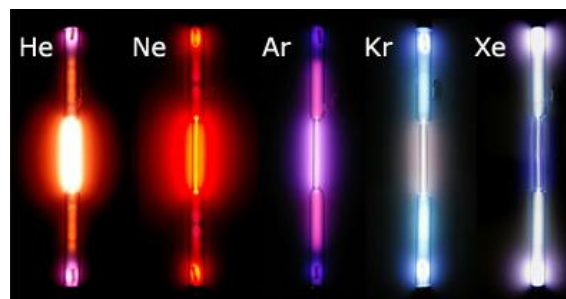
1- Présentation des gaz nobles :

Les différents gaz nobles sont l'hélium, le néon, l'argon, le krypton, le xénon et le radon (de symbole respectifs He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn).

La propriété chimique remarquable de tous ces gaz est leur **stabilité**.

C'est du fait de cette stabilité que les gaz nobles sont, quasiment, inertes chimiquement et restent sous forme **atomique**.

Cette grande stabilité de ces gaz nobles s'explique par leur **configuration électronique**.



Source Wikipédia : Fluorescence de l'hélium, du néon, de l'argon, du krypton et du xénon en tube à décharge de 20 cm sous 1,8 kV, 18 mA et 35 kHz

Recherchons une « particularité » dans la des 3 premiers gaz nobles

	Hélium Z=2	Néon Z=10	Argon Z=18
configuration électronique	$[He] 1s^2$	$[Ne] 1s^2 2s^2 2p^6$	$[Ar] 1s^2 2p^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Nombre d'électrons de valence	2	2 + 6 = 8	2 + 6 = 8
Particularité(s)	- 2e ⁻ sur la couche - Couche externe saturée	- 8 électrons sur la couche externe - Couche externe saturée	- 8 électrons sur la couche externe

2- Recherche d'une stabilité pour les autres éléments :

Seuls les gaz nobles sont stables, **tous les autres atomes ne le sont pas**.

Ils vont chercher une « stabilité » :

- en se transformant en ions en **perdant ou gagnant** des électrons
- en s'associant avec d'autres atomes en créant des **liaisons de valence** afin de **gagner** des électrons

de façon à acquérir **la configuration électronique du gaz noble le plus proche**.

II- Stabilisation d'un atome par formation d'un ion monoatomique :

Un atome n'est pas toujours stable. Pour le devenir, il peut **perdre ou gagner un ou plusieurs électrons** afin d'acquérir la **configuration électronique** du gaz noble le plus proche dans le tableau périodique. L'atome forme alors un **ion monoatomique**.

1^{er} exemple : L'ion magnésium

Le numéro atomique du magnésium Mg est $Z = m_e = m_p = 12$
Sa structure électronique est

[Mg] $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Sa dernière couche est $n = 3$, il possède **2** électron(s) de valence

Combien d'électrons doit-il gagner ou perdre pour acquérir la même configuration électronique que **Ne** ou **Ar**.....?

- Soit il perd **2** pour acquérir la configuration de **Ne**
- Soit il gagne **6** pour acquérir la configuration de **Ar**

Le gaz noble « le plus proche » dans la classification périodique est donc **Ne**.....

L'atome de magnésium **gagne** / **perd** **2** électron(s)
l'atome n'est plus électriquement neutre.

L'ion magnésium possède **12** protons (charges positives) et **12-2=10** électrons (charges négatives)
 $12 \oplus + 10 \ominus = 2 \oplus$

L'ion magnésium s'écrit

Mg²⁺

un ion **positif**... est appelé **cation**

2^{ème} exemple : L'ion chlorure

Le numéro atomique du chlore Cl est $Z = m_e = m_p = 17$
Sa structure électronique est

[Cl] $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Sa dernière couche est $n = 3$, il possède **7** électron(s) de valence

Combien d'électrons doit-il gagner ou perdre pour acquérir la même configuration électronique que **Ne** ou **Ar**.....?

- Soit il perd **7** pour acquérir la configuration de **Ne**
- Soit il gagne **1** pour acquérir la configuration de **Ar**

Le gaz noble « le plus proche » dans la classification périodique est donc **Ar**.....

L'atome de chlore **gagne** / **perd** **1** électron(s)
l'atome n'est plus électriquement neutre.

L'ion chlore possède **17** protons (charges positives) et **17+1=18** électrons (charges négatives)
 $17 \oplus + 18 \ominus = 1 \ominus$

L'ion chlorure s'écrit

Cl⁻

un ion **négatif**... est appelé **anion**....

1 H Hydrogène 1,0																	2 He Hélium 4,0
3 Li Lithium 7,0	4 Be Béryllium 9,0		11 B Bore 10,8	12 C Carbone 12,0	14 N Azote 14,0	16 O Oxygène 16,0	17 F Fluor 19,0	18 Ne Néon 20,2									
11 Na Sodium 23,0	12 Mg Magnésium 24,3		13 Al Aluminium 27,0	14 Si Silicium 28,1	15 P Phosphore 31,0	16 S Soufre 32,1	17 Cl Chlore 35,5	18 Ar Argon 40,0									
19 K Potassium 39,1	20 Ca Calcium 40,1		31 Ga Gallium 69,7	32 Ge Germanium 72,6	33 As Arsenic 74,9	34 Se Sélénium 79,0	35 Br Brome 79,9	36 Kr Krypton 83,8									

Remarque : l'atome de carbone

$m_e = Z = m_p = 6$
[C] $1s^2 2s^2 2p^2$
4 électrons de valence

Soit il perd **4** électrons pour acquérir la configuration électronique du néon
Soit il gagne **4** électrons pour acquérir la configuration électronique de l'argon

Conclusion : l'ion carbone n'existe pas.

3^{ème} exemple : l'ion oxygène

A partir de la position de l'atome dans la classification, rédiger le raisonnement permettant d'obtenir la formule de l'ion oxygène :

Dans la classification, l'élément oxygène est à 2 cases du néon et à 6 cases de l'hélium.

Donc l'atome d'oxygène gagne 2 électrons pour acquies la structure électronique du néon.

$$M_p = Z = 8$$

$$m_e = Z + 2 = 8 + 2 = 10$$

Charge de l'ion oxygène : $8^+ + 10^- = 2^-$
Formule de l'ion : O^{2-}

III- Stabilisation des atomes par formation d'une molécule :

1- Liaison de valence :

Afin d'acquies la configuration électronique des gaz nobles, les atomes peuvent aussi former des **molécules**.

Une molécule est constituée d'au moins deux atomes reliés entre eux par des **liaisons de valence**

Une **liaison de valence** est la mise en commun de 2 électrons de valence.

A chaque liaison de valence créée, l'atome gagne un électron.



2- Représentation de Lewis

Dans le cas d'un atome : la représentation de Lewis consiste à écrire le symbole de l'élément entouré de ses électrons de valence :

- soit sous forme de point(s) représentant l' ou les électron(s) célibataire
- soit sous forme d'un ou plusieurs trait(s) ou aucun représentant le ou les doublet(s) d'électrons non-liant des électrons de valence de l'atome.

Méthode : Après avoir écrit la configuration électronique ou/et déterminé le nombre d'électrons de valence de l'atome :

- jusqu'à 4 électrons de valence les électrons sont célibataires et sont représentés par des points autour du symbole de l'atome
- puis chaque électron de valence supplémentaire s'associe avec 1 des 4 précédents pour former un doublet non liant et est représenté par un trait

Dans le cas d'une molécule : la représentation de Lewis consiste à écrire le symbole des éléments présents ainsi que :

- Les doublets liants (liaisons covalentes) par des traits
- tous les doublets non-liants pour chaque atome

Méthode :

- Placer les différents atomes constituant la molécule. Généralement celui qui a le plus besoin d'électrons au centre.
- Les relier par des traits (doublets liants ou liaisons covalentes)

Exercice :

Atome configuration électronique	Nombre d'électrons de valence	Représentation de Lewis	Nombre de doublets liants et d'électrons célibataires
[H] $1s^1$	1	H.	1 électron célibataire 0 doublet non liant
[C] $1s^2 2s^2 2p^2$	4	•C•	4 électrons célibataires 0 doublet non liant
[O] $1s^2 2s^2 2p^4$	6	•O•	2 électrons célibataires 2 doublets non liants
[Cl] $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7	•Cl•	1 électron célibataire 3 doublets non liants
[P] $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	5	•P•	3 électrons célibataires 1 doublet non liant

Les atomes H doivent à 2 électrons de valence et les autres 8 électrons de valence

Exercices : Quelle est le schéma de Lewis de l'eau H_2O ?

Schéma de Lewis des différents atomes	Schéma de Lewis de la molécule
	 2 doublets non liants 2 doublets liants

Quelle est le schéma de Lewis du méthanol CH_4O ?

Schéma de Lewis des différents atomes	Schéma de Lewis de la molécule
	 2 doublets non liants 5 doublets liants

Quelle est le schéma de Lewis du chlorure d'hydrogène HCl ?

Schéma de Lewis des différents atomes	Schéma de Lewis de la molécule
	 3 doublets non liants 1 doublet liant

Quelle est le schéma de Lewis du trichlorure de phosphore PCl_3 ?

Schéma de Lewis des différents atomes	Schéma de Lewis de la molécule
	 10 doublets non liants 3 doublets liants

Quelle est le schéma de Lewis du cyanure HCN ?

Schéma de Lewis des différents atomes	Schéma de Lewis de la molécule
	 1 doublet non liant 4 doublets liants

$$Z(N) = 7$$

$$[N] 1s^2 2s^2 2p^3 \Rightarrow M_e = 5 \text{ électrons de valence}$$

Représentation de Lewis

$$\cdot \bar{N} \cdot \quad 2 + 3 = 5$$

Quelle est le schéma du dioxyde de carbone CO_2 ?

Schéma de Lewis des différents atomes	Schéma de Lewis de la molécule
	 2 doublets non liants 4 doublets liants

Quelle est le schéma du diazote N_2 ?

Schéma de Lewis des différents atomes	Schéma de Lewis de la molécule
	 2 doublets non liants 3 doublets liants

A retenir

d'un atome d'H peut créer 1 liaison de valence
C : 4 liaisons de valence
O : 2 liaisons de valence

Cl : 1 liaison
P : 3 liaisons
N : 3 liaisons