



I – Repartir les électrons

1 - Les couches électroniques

•

• Ces couches et sous-couches représentent des **niveaux d'énergie** dans l'atome.

• Chaque sous-couche contient un nombre limité d'électrons :

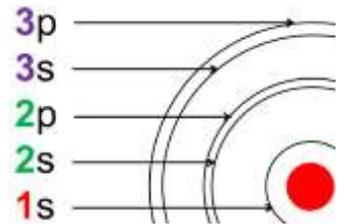
-

-

• Couche

Couche

Couche



• Cette répartition donne la **configuration électronique** d'un atome ou d'un ion.

Exemple

Li : Z = 3 $1s^2 2s^1$

Le nombre d'électrons sur chaque sous-couche est indiqué en **exposant**.

• La **couche de valence** ou couche externe est la dernière couche remplie.

Exemple

O : Z = 8 $1s^2 2s^2 2p^4$

L'oxygène a **6** électrons sur sa couche de valence (couche **2**).

• Le nombre d'électrons sur la **couche de valence** déterminent la réactivité chimique d'un atome.

•

2 - Règles de remplissage (jusqu'à Z = 18)

• Les couches et leurs sous-couches se remplissent dans l'ordre :

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$

• Une sous-couche est **complète** ou **saturée** quand elle contient :

- **2** électrons pour s ;

- **6** électrons pour p.

• La sous-couche suivante commence à être remplie quand la précédente est **saturée**.

Activité 1 : déterminer la configuration électronique de quelques atomes

1) Compléter les configurations électroniques des éléments suivants.

H : Z = 1 He : Z = 2 C : Z = 6 Ne : Z = 10 Na : Z = 11

Cl : Z = 17 Ar : Z = 18

2) Donner la particularité de He, Ne et Ar.

3) L'ion sodium Na^+ est la forme stable de l'élément sodium. Donner le nombre d'électrons de cet ion et sa configuration électronique. Conclure.

Réponses

1) H : Z = 1

He : Z = 2

C : Z = 6

Ne : Z = 10

Na : Z = 11

Cl : Z = 17

Ar : Z = 18

2)

.

3)

3 – L'exemple des gaz nobles**Listes des gaz nobles**

- hélium He ; $1s^2$
- néon Ne ; $1s^2 2s^2 2p^6$
- argon Ar ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- krypton Kr ;
- xénon Xe.

- Leur caractéristique essentielle : ces gaz monoatomiques sont
- Cette stabilité remarquable réside dans leur configuration électronique et, plus particulièrement, dans leur **couche de valence** :
 - He : **2** électrons (duet) sur la couche **1**;
 - Ne et Ar : **8** électrons (octet) sur la couche **2** ou **3**.
- Parce que leur couche de valence est

II – Devenir stable**Règle de stabilité**

- La plupart des éléments ne sont pas stables sous forme atomique et vont chercher à le devenir en acquérant la structure du gaz noble de numéro atomique le plus proche par deux moyens :

-

-

Exemples

* L'atome de sodium (Z = 11) perd un électron pour former l'ion sodium (Z = 11, mais 10 électrons seulement) et, ainsi, acquérir la structure électronique du néon (Z = 10).

* L'atome d'hydrogène (Z = 1) se lie à un autre atome d'hydrogène en mettant en commun leur électron, soit 2 électrons

Activité 2 : déterminer la formule d'ions monoatomiques simples

Données : He (Z = 2), Ne (Z = 10), Ar (Z = 18)

1) Compléter le tableau.

*Colonne 3 : gaz noble le plus proche

* Colonne 4 : nombre d'électrons gagnés ou perdus sous la forme : $\pm n$ (ex : + 2, - 1)

* Colonne 6 : nom de l'ion

ou perdus

2) Citer la particularité de l'atome d'hydrogène.

3) En excluant H, citer les atomes formant des ions de même charge. Comparer leur configuration électronique.

Atome	Z	Gaz noble	$\pm n$	Formule de l'ion	Nom de l'ion	Configuration électronique de l'ion
H	1					
F	9					
Na	11					
Mg	12					
Cl	17					
K	19					
Ca	20					

Réponses

2)

3)

Conclusion

•

III – Les moléculesEn formant des molécules, les atomes unis par un **doublet liant (DL)** ou **liaison de valence** acquièrent la configuration électronique du gaz noble le plus proche en partageant leurs électrons.*Exemple*Azote (Z = 7), $1s^2 2s^2 2p^3$ - **5** électrons sur sa couche de valence (2 + 3)- le gaz noble le plus proche (Ne) en a **8**- N doit donc en gagner **3** en s'associant, par exemple, avec **3** atomes lui en apportant **1**, comme l'hydrogène, pour en avoir **8 = 3 DL**Sur ses **5** électrons de valence, **2** sont engagés dans la liaison et $5 - 3 = 2$ ne le sont pas. Les **2** électrons restants s'associent pour ensemble pour former **1** doublet non liant ou DNL**1 – La molécule**

•

2 – Formule et masse d'une molécule• La **formule d'une molécule** donne la nature des éléments chimiques qui la composent et leur nombre.*Exemple*Éthanol : C_2H_6O La molécule d'éthanol contient **2** atomes de carbone, **6** atomes d'hydrogène et **1** atome d'oxygène.• La **masse d'une molécule** s'obtient en additionnant les masses des atomes la constituant.

*Exemple*Éthanol : C_2H_6O $m(\text{éthanol}) = 2 m_{\text{at}}(\text{C}) + 6 m_{\text{at}}(\text{H}) + 1 m_{\text{at}}(\text{O})$ **3 – Combien de liaisons forme un atome ?**

•

Atome	H Z = 1	C Z = 6	N Z = 7	O Z = 8	Cl Z = 17
Configuration électronique	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Nb d'électrons de valence					
Règle à appliquer	2	8	8	8	8
Nb d'électrons à ajouter					
Nb de liaisons formées					

Exemples de molécule : voir fiche.

4 – Combien de doublets non liants forme un atome ?

•

Atome	H Z = 1	C Z = 6	N Z = 7	O Z = 8	Cl Z = 17
Nb de liaisons formées	1	4	3	2	1
Nb d'électrons non engagés					
Nb de DNL					

5 – Représentation de LewisDans une représentation de Lewis, tous les **doublets liants** ou **non liants** sont représentés.

DL : un trait en les atomes qu'il lie.

DNL : un trait sur le côté de l'atome qui le porte.

Activité 3 : identifier les DL et les DNL

Repasser en rouge les DL visibles et indiquer en vert les DNL.

**6 – Énergie de liaison**

L'énergie de liaison est l'énergie qu'il faut fournir à une molécule A – B pour rompre la liaison de valence et obtenir des atomes A et B isolés.

