

R9. Chimie. Constitution de la matière.

I Structure de l'atome

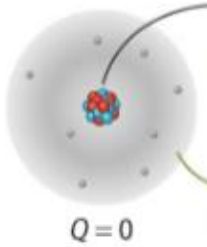
1.) Le noyau atomique

L'ATOME

Dimension et masse

$d_{\text{atome}} = 10^{-10} \text{ m}$
 $d_{\text{noyau}} = 10^{-15} \text{ m}$
 $m_{\text{atome}} = m_{\text{noyau}} = A \times m_n$

Composition



Noyau $Q > 0$
 A nucléons
 • Z protons
 • $A - Z$ neutrons

Cortège $Q < 0$
électronique
 Z électrons

$Q = 0$

Écriture conventionnelle du noyau

Nombre de masse

A

Z

Numéro atomique

X Symbole de l'atome

2.) La configuration électronique

Elle indique la répartition des électrons sur des couches électroniques, dans l'état fondamental. Le nombre d'électrons est indiqué en exposant du symbole s ou p des sous-couches.

Les électrons de la couche de n le plus grand sont appelés électrons de valence.

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

Doc. 3 Pour les atomes ($Z < 18$) ayant au plus 18 électrons, les couches associées aux nombres $n = 1, 2$ et 3 suffisent.

II La classification périodique

1.) Organisation

Le terme élément chimique désigne les atomes et les ions de même numéro atomique Z et caractérisés par le même symbole.

Les 118 éléments chimiques connus actuellement sont répartis par numéro atomique Z croissant, selon 7 périodes (ou lignes) et 18 colonnes dans le tableau périodique.

- Chaque période (ligne) de nombre n correspond au remplissage progressif de la couche de même nombre.
- Les atomes des éléments d'une même colonne comportent le même nombre d'électrons de valence.



Pour les 18 premiers éléments ($Z \leq 18$), on délimite les blocs s (deux premières colonnes) et p (6 dernières colonnes) en fonction de la nature s ou p des sous-couches en cours de remplissage.

	Colonne		3-12							
	1	2		13	14	15	16	17	18	
Période	1	H 1s¹							He 1s²	
	2	Li 1s² 2s¹	Be 1s² 2s²		B 1s² 2s² 2p¹	C 1s² 2s² 2p²	N 1s² 2s² 2p³	O 1s² 2s² 2p⁴	F 1s² 2s² 2p⁵	Ne 1s² 2s² 2p⁶
	3	Na 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹	Mg 1s² 2s² 2p⁶ 3s²		Al 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p¹	Si 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p²	P 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p³	S 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴	Cl 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵	Ar 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶
	1	2		3	4	5	6	7	8	
	Blocs			Nombre d'électrons de valence Électrons de la dernière couche occupée						(2 pour He)
	Blocs			Bloc p						Famille des gaz nobles
	Une famille chimique = mêmes propriétés chimiques									

On peut donc, grâce à la position d'un élément chimique dans le tableau périodique, déterminer le nombre d'électrons de valence de l'atome et inversement.

Exemple :

2.) Comportement

Les propriétés des éléments chimiques sont directement liées au nombre d'électrons de valence de leur atome. Les éléments d'une même colonne possèdent donc des propriétés chimiques analogues et constituent une famille chimique.

La 18ème colonne contient les éléments chimique de la famille des gaz rares (ou gaz nobles) dont les atomes ont leur couche de valence saturée (ou complète) : à 2 électrons pour l'Hélium He (règle du duet), à 8 électrons pour les autres (règle de l'octet).

Les gaz rares présentent une grande inertie chimique : ils ne forment pas d'ions et ne participent que rarement à des transformations chimiques.

Les atomes des autres éléments chimiques ont une couche de valence non saturée : ils ne sont pas stables.

	1	2	3-12	13	14	15	16	17	18
	H								He
	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
	1	2		3	4	5	6	7	8
	Nombre d'électrons de valence de l'atome (2 pour He)								
	X ⁺	X ²⁺	X ³⁺	Pas d'ions	X ³⁻	X ²⁻	X ⁻	Pas d'ions	
	CATIONS				ANIONS				

Certains gagnent ou perdent un ou plusieurs électrons afin d'acquérir la structure électronique **du gaz rare le plus proche (couche de valence saturée)** :

- soit $2e^-$ pour ceux proches de l'hélium
- soit $8e^-$ pour les autres.

Ils forment alors des ions monoatomiques. Le noyau est le même que celui de l'atome correspondant, mais son cortège électronique diffère suite à la perte ou au gain d'un ou plusieurs électrons.

III Molécules

1.) Modèle de Lewis

Au sein d'une molécule, les atomes mettent en commun des électrons de valence pour acquérir la configuration électronique du gaz rare le plus proche, ils sont alors entourés **2 ou 8 électrons**.

Ces électrons de valence sont répartis en doublets liants lorsqu'ils sont partagés entre deux atomes, et en doublets non liants sinon.

Le schéma de Lewis d'une molécule fait figurer les atomes ainsi que tous les électrons de valence (doublet représenté par un trait, électron célibataire représenté par un point).

Electronégativité d'un atome engagé dans une liaison (notée χ ("khi"), sans dimension) : aptitude à attirer vers lui le doublet électronique de la liaison.

Les éléments du tableau périodique les plus électronégatifs sont « en haut » et « à droite ».

Si les atomes liés par une liaison covalente ont une différence d'électronégativité suffisante (supérieure à 0,4), la liaison est dite polarisée : l'atome le plus électronégatif porte une charge partielle négative δ^- et l'autre une charge partielle positive δ^+

Liaison	Simple	Double	Triple
Symbole	—	=	≡
Nombre d'électrons en commun	2	4	6

Doc. 5 Les atomes peuvent former une liaison simple, double ou triple dans une molécule.

2.) Structure moléculaire des acides et des bases

Pour qu'une espèce soit acide, et donc qu'elle puisse céder un proton, elle doit posséder un hydrogène de charge partielle δ^+ , c'est-à-dire lié à un atome plus électronégatif que lui.

Pour qu'une espèce soit basique, elle doit posséder un doublet non liant sur un atome plus électronégatif que l'hydrogène.

Au cours de la réaction acido-basique, il y a alors création d'une liaison entre l'hydrogène δ^+ et l'atome possédant le doublet non liant : les deux électrons de la liaison ainsi formée viennent de ce doublet.

Méthode 1 : couplage d'électrons seuls

Cette méthode incontournable convient à la plupart des molécules.

- 1** On dessine côte à côte les atomes avec leurs doublets **non-liants** (tirets) et leurs électrons seuls (points). ▶ Tableau périodique, rabat VI



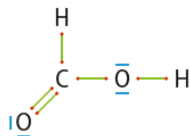
- 2** L'association d'un électron seul d'un atome et d'un électron seul d'un autre atome forme un doublet liant par liaison covalente.

Exemple : chlorure d'hydrogène HCl



- 3** On valide la structure de Lewis si aucun électron seul ne subsiste et si les règles des deux électrons (pour H) et des huit électrons (pour C, O, N) sont vérifiées.

Exemple : acide méthanoïque CO_2H_2



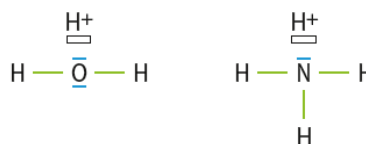
Méthode 2 : association doublet non liant-lacune

Cette méthode est bien adaptée aux ions dérivés de l'ion hydrogène H^+ .

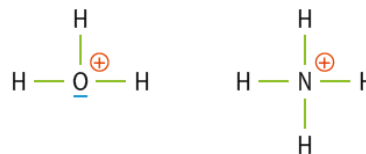
- 1** Le doublet non liant d'une molécule peut accueillir un ion H^+ .

Exemples :

ions hydronium H_3O^+ et ammonium NH_4^+



- 2** Le doublet non liant comble la lacune de l'ion hydrogène. L'atome portant le doublet cède un électron à l'hydrogène et porte la charge +.



Groupe	Hydroxyle — OH	Carbonyle — C — O		Carboxyle — C — O — O		Amine — C — N — 	Amide — C — N — O
Famille	Alcool — C — OH	Aldéhyde — C — H O	Cétone — C — C — C — O	Acide carboxylique — C — O — H O	Ester — C — O — C — O	Amine	Amide
Suffixe	-n-ol	-al	-n-one	acide racine-oïque	racine 1-oate de racine 2-yle	racine -amine	racine -amide

période