

I) RAPPELS SUR LA STRUCTURE ATOMIQUE

1°) Éléments constitutifs de l'atome

Un **atome** est électriquement neutre. Il est constitué d'un **noyau**, qui est chargé entouré de **Z électrons** chargés Le **noyau** est constitué de **nucléons** : **Z protons** et **N neutrons**.

particule	masse (kg)	charge
proton	$1,673 \cdot 10^{-27}$	
neutron	$1,675 \cdot 10^{-27}$	
électron	$9,109 \cdot 10^{-31}$	

e est la charge élémentaire : $e \approx 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ♥

Exercice : comparer les masses des nucléons et des électrons. Conclusion ?

Nous retiendrons : **masse d'un électron** \approx
masse du noyau \approx

Définitions : **Z** est le **numéro atomique** ; il correspond au nombre de du noyau.
A = Z + N est le **nombre de masse** ; il est égal au nombre de présents dans le noyau.

2°) Dimensions caractéristiques

Le rayon d'un atome est d'environ m = pm. Celui du noyau est d'environ m. ♥

Conclusion :

3°) L'élément chimique

Un **élément chimique** X est défini par la donnée du **numéro atomique Z** ; on le note ${}_Z\text{X}$ où X est le symbole chimique de l'élément. Ainsi l'élément oxygène est noté :

Chaque élément peut présenter plusieurs isotopes qui diffèrent par leurs nombres de neutrons. Un isotope particulier est noté ${}_Z^AX$.

La classification périodique (Mendéléiev 1869) rassemble l'ensemble des éléments chimiques connus. Ils sont **classés par ... croissant**.

Le tableau ci-dessous donne les 3 premières lignes de la classification périodique :

	1 e valence	2 e valence	3 e valence	4 e valence	5 e valence	6 e valence	7 e valence	8 e valence
n = 1	H							He
n = 2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
n = 3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	Bloc s		Bloc p					

Ces éléments sont à connaître (place, nom, numéro atomique)

L'ensemble des éléments d'une même colonne constitue une

Les éléments de la première colonne sont les

Les éléments de l'avant dernière colonne sont les

Les éléments de la dernière colonne sont les

II) SCHEMAS DE LEWIS DES ATOMES

1°) Couches et sous-couches

Dans un atome les électrons se répartissent en **couches** (caractérisées par un entier $n = 1, 2, 3, \dots$) et en **sous-couches** (notées s, p, d, f).

Dans les 2 premières colonnes de la classification périodique, les sous-couches en cours de remplissage (quand on passe d'un élément au suivant dans une ligne) sont des sous-couches s. L'ensemble des 2 premières colonnes est appelé **bloc s**.

Dans les 6 dernières colonnes les sous-couches en cours de remplissage (quand on passe d'un élément au suivant dans une ligne) sont des sous-couches p. L'ensemble des 6 dernières colonnes est appelé **bloc p**.

Exception : l'hélium appartient au bloc s mais est situé au-dessus du bloc p.

2°) Configuration électronique

Définition : donner la configuration électronique d'un atome, consiste à donner la répartition des électrons dans les différentes couches et sous-couches.

Exemples : donner les configurations électroniques de l'hélium, du carbone, du phosphore et du soufre.

3°) Electrons de valence et électron des cœur

Les propriétés chimiques d'un élément sont dues majoritairement aux électrons les plus externes, les moins attirés par le noyau, appelés **électrons de valence**. Les autres électrons sont dits **électrons de cœur**, ils sont plus fortement liés au noyau.

Définition : Les **électrons de valence** sont les électrons qui appartiennent **aux sous-couches les plus externes**, c'est-à-dire **de nombre n le plus grand**. Les autres électrons sont des **électrons de cœur**.

Remarque : Cette définition n'est valable que pour les éléments des blocs s et p. Elle sera complétée dans le cours de seconde année.

Pour un élément du bloc s ou p, son nombre d'électrons de valence peut être déterminé à l'aide de sa **position dans le tableau périodique (voir I)3)**

4°) Représentation de Lewis des atomes (1916)

On ne représente que les électrons de valence. Jusqu'à 4 e- de valence, les électrons sont célibataires. Au-delà de 4 e- de valence, les électrons rajoutés sont appariés en doublets :

On retiendra que tous les éléments d'une même colonne ont même schéma de Lewis, d'où l'intérêt de connaître les plus importants comme N, O ou F.

III) MODELE DE LEWIS DE LA LIAISON COVALENTE

1°) Règle de l'octet (pour les éléments jusqu'au silicium (Z = 14) seulement)

Enoncé : lors des réactions chimiques les atomes ont tendance à acquérir une configuration électronique externe (ou configuration de valence) complète en $ns^2 np^6$ donc à s'entourer de e- de valence.

Cette règle se comprend facilement si on remarque que la configuration précédente est celle d'un, composé particulièrement stable.

Attention : cette règle ne s'applique pas à l'hydrogène et l'hélium, qui s'entourent de ... électrons au maximum (règle du duet).

Remarque : les éléments d'une même colonne ayant même nombre d'électrons de valence, ils ont

2°) La liaison covalente dans le modèle de Lewis

a) liaison covalente simple

Définition : une liaison covalente simple est obtenue par mise en commun de deux électrons appartenant à deux atomes différents.



↑
liaison covalente = doublet **liant**

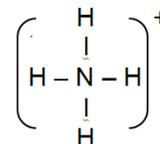
Exemple : expliquer la formation théorique des molécules suivantes : H_2O , NH_3 , PCl_3 et donner les schémas de Lewis associés. Vérifier que ces composés vérifient la règle de l'octet (ou du duet) pour chacun de leurs atomes.

b) Liaisons multiples

Exemple : proposer un schéma de Lewis pour les molécules N_2 , CO_2 et l'éthylène C_2H_2 . Distinguer sur ce schéma les doublets **liants** des doublets **non liants**.

c) Notion de charge formelle

Considérons l'ion NH_4^+ représenté ci-contre. On peut se demander à quel atome appartient la charge +. Le schéma de Lewis de l'atome d'azote est : . Il possède donc électrons de valence. Considérons maintenant l'ion NH_4^+ . Pour **chaque** liaison covalente on attribue un électron de la liaison à **chacun** des atomes liés. Dans ces conditions, électrons reviennent à l'atome d'azote. On dit qu'il possède électrons « en propre ». L'atome N a donc perdu ... électron. On dit qu'il porte une **charge formelle** +.



Remarque : le mot « formelle » signifie ici qu'il s'agit de charges résultant d'un bilan théorique, non de charges réelles. La charge réelle dépend aussi d'autres facteurs, comme la polarisation de la liaison N-H (voir plus loin dans ce chapitre). Elle ne peut pas être déterminée simplement.

d) Valence d'un atome

Définition : La valence d'un atome est le nombre d'atomes d'hydrogène que l'on peut lier à cet atome, tout en conservant une **charge formelle nulle**.

Exercice : déterminer la valence des atomes H, O, N, C et Cl.

H et Cl sont ditsvalents, O estvalent, N est alors que C est valent.

Attention : il ne faut pas confondre la valence d'un atome avec son nombre d'électrons de valence. Ainsi la valence de l'oxygène est alors que son nombre d'électrons de valence est

3°) Limites de la règle de l'octet

a) Composés déficients en électrons

Exemple : donner un schéma de Lewis de AlCl_3 . Conclusion ?

Pour montrer ce déficit de 2 e- de valence par rapport à l'octet, on ajoute une lacune électronique.

b) Composés hypervalents

A partir de la troisième période à partir du silicium, on rencontre des espèces **stables** où un atome est entouré de plus de 4 doublets, et donc de plus de huit électrons. Ces composés sont dits **hypervalents**.

Exemple : Proposer une explication à la formation de la molécule PCl_5 . En déduire quelle est la valence maximale d'un élément :

c) Autres limites de la règle de l'octet

On connaît maintenant des composés du krypton et du xénon : KrF_2 , XeO_2F_2 , XeF_4Ces atomes ne sont donc pas vraiment inertes d'un point de vue chimique.

Exercice : proposer un schéma de Lewis pour XeO_2F_2 (Xe est l'atome central)

Attention : pour les éléments de la **deuxième** période, si la règle de l'octet n'est pas vérifiée, c'est toujours par défaut (**moins** de 8 électrons autour de l'atome), mais jamais en excès.

Exercice : donner le schéma de Lewis des espèces suivantes : Cl^- , NO, H_3O^+ , NO_2^+