

Composition de l'atome

Un atome, ou encore élément chimique, est composé de 3 particules élémentaires. Le noyau est formé de neutrons et de protons. Autour du noyau "gravitent" les électrons. L'ensemble des électrons s'appelle le "nuage électronique".

Particules	Symbole	Charge q (Coulomb)	Masse m (kg)
électron	e-	$q_e = -e$ $= -1,602 \times 10^{-19}$	$m_e = 9,109 \times 10^{-31}$
proton	p	$q_p = e$ $= 1,602 \times 10^{-19}$	$m_p = 1,673 \times 10^{-27}$
neutron	n	$q_n = 0$	$m_n = 1,675 \times 10^{-27}$

Remarques: • le coulomb (C) est l'unité de charge électrique
• e est le symbole de la charge électrique élémentaire $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
• le proton et le neutron sont appelés des nucléons.

Isotopes

Les atomes qui ont le même nombre atomique Z mais des nombres de masses différents sont des isotopes.

Exemples

Élément	Hydrogène			Carbone		
Isotopes	^1_1H	^2_1H	$^3_1\text{H}^*$	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}^*$
% dans le mélange naturel	99,98	0,02	artificiel	carbone 12	carbone 13	carbone 14

* élément radioactif

Ions monoatomiques

Un atome qui perd ou gagne un ou plusieurs électrons n'est plus neutre mais chargé. C'est un ion monoatomique

Exemples

Na^+ ; Al^{3+} ; F^- ; O^{2-}

OH^- n'est pas un ion monoatomique

Exemples

Al : aluminium $Z=13$, ce qui fait 13 électrons.

La structure électronique de l'aluminium est : $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^3$

Fe : fer, $Z=26$, ce qui fait 26 électrons.

Fe : $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^{14} (\text{N})^2$

la couche N contient déjà des électrons car il faut remplir la sous-couche 4s avant la sous-couche 3d.

O^{2-} : ion oxygène, $Z=8$ (8 protons), ce qui fait $8+2=10$ électrons.

O^{2-} : $(\text{K})^2 (\text{L})^8$

Symbolisation d'un élément chimique

$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$

X : symbole de l'élément chimique
A : nombre de masses nombre de particules du noyau
Z : numéro atomique nombre de protons

Caractéristiques

un atome est électriquement neutre. Il possède donc le même nombre de protons que d'électrons.

Un élément chimique est défini par son numéro atomique Z

Un proton ou un neutron est environ 2000 fois plus lourd qu'un électron. C'est pourquoi toute la masse d'un atome est concentré en son noyau.

Exemple

$^{27}_{13}\text{Al}$

Numéro atomique $Z=13$
Nombre de masses $A=27$
Nombre de protons = $Z = 13$
Nombre de neutrons = $A-Z = 14$
Nombre d'électrons = $Z = 13$

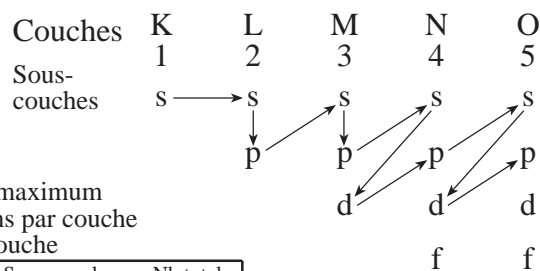
Structure électronique

La structure électronique décrit la situation de chaque électron d'un élément chimique.

Les électrons d'un atome sont répartis en couches, nommées dans l'ordre K, L, M, N, ... ou numérotées $n = 1, 2, 3, \dots$

Chaque couche peut contenir au maximum $2n^2$ électrons.

Une couche se divise en sous-couches nommées s, p, d, f, ...



Nombre maximum d'électrons par couche et sous-couche

Couches	Sous-couches nom Nb e-	Nb total d'e-
K	s2	2
L	s2 p6	8
M	s2 p6 d10	18
N	s2 p6 d10 f14	32

Ordre de remplissage des électrons sur les couches et les sous-couches

Remarque
la dernière couche ou sous-couche d'un élément chimique n'est pas nécessairement pleine. Tout dépend du nombre d'électrons qu'il possède.

Notion de stabilité d'un atome

Un atome va toujours configurer sa structure électronique de telle sorte qu'il soit le plus stable possible. Les atomes les plus stables sont les gaz rares dans le groupe 18 du tableau périodique. Il est presque impossible de les faire réagir.

Structure électronique des gaz rares

He: hélium, $Z=2$, $(K)^2$
Il y a 2 électrons périphériques.

Ne: néon, $Z=10$, $(K)^2 (L)^8$
Il y a 8 électrons périphériques.

Ar: argon, $Z=18$, $(K)^2 (L)^8 (M)^8$
Il y a 8 électrons périphériques.

Kr: krypton, $Z=36$, $(K)^2 (L)^8 (M)^{18}(N)^8$
Il y a 8 électrons périphériques.

Remarque : hormis l'hélium, tous les gaz rares ont 8 électrons périphériques. D'où le nom "règle de l'octet".

Liaisons covalentes

Pour atteindre la structure électronique du gaz rare le plus proche dans le tableau périodique, un atome peut mettre en commun ses électrons célibataires avec ceux d'un autre atome. Ceux sont les liaisons covalentes. La valence d'un atome est le nombre de liaisons qu'il est susceptible de former.

Exemples :

La molécule d'eau



Mises en commun d'électrons célibataires

Structure de Lewis de l'atome seul.



Structure de Lewis dans la molécule (la couche périphérique est pleine).



Structure de Lewis du gaz rare le plus proche.

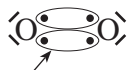


Représentation compacte : H_2O

Représentation éclatée : $H-O-H$

Le dioxygène O_2 .

L'oxygène peut former une seule liaison covalente.



Mises en commun d'électrons célibataires

Représentation éclatée : $O=O$

Il s'agit d'une double liaison covalente.

La molécule d'acétylène (éthyne) : C_2H_2

Le carbone possède 4 électrons célibataires.



$H-C \equiv C-H$

La liaison C-C est une triple liaison covalente.

Classification périodique

Le tableau a été configuré de telle sorte que:

- les éléments d'un même groupe ont le même nombre d'électrons de valence. Ils ont également les mêmes propriétés chimiques;
- l'élément à la fin d'une période a toujours huit électrons périphériques. Les autres éléments réagissent de façon à tendre vers cette structure électronique.

Quatre groupes ont des noms particuliers:

- groupe 1 des alcalins;
- groupe 2 des alcalino-terreux;
- groupe 17 des halogènes;
- groupe 18 des gaz rares.

Electrons de valence

Les électrons de la couche la plus externe sont appelés électrons de valence ou électrons périphériques. Ce sont eux qui vont permettre les liaisons entre les différents atomes d'une molécule.

Règle de l'octet

Lors des réactions chimiques, les atomes perdent ou gagnent des électrons afin d'acquérir la structure électronique du gaz rare la plus proche dans le tableau périodique, soit huit électrons périphériques (un octet).

pour atteindre cette structure électronique stable, un atome a deux possibilités:

- perdre ou gagner des électrons pour donner un ion;
- partager des électrons avec d'autres atomes pour former des molécules.

Représentation de Lewis

La représentation de Lewis décrit l'état des électrons de valence qui sont soit célibataires, soit par doublets.

Ceci permet de connaître le nombre de liaisons que pourra avoir un atome avec d'autres ou encore les ions susceptibles d'être créés.

Exemple

Les électrons ont tendance à rester célibataires. On peut représenter un octet par quatre cases à remplir par des électrons. Dans une case il peut y avoir au maximum un doublet soit deux électrons.

Al: aluminium, $Z=13$, soit 13 électrons

Structure électronique: $(K)^2 (L)^8 (M)^3$

La couche périphérique M contient 3 électrons, soit 3 électrons célibataires.



• Al •
Représentation de Lewis

La structure du gaz rare la plus proche est celle du néon.

L'aluminium aura tendance à perdre ses trois électrons périphériques pour donner l'ion Al^{3+} .

S: soufre, $Z=16$, ce qui fait 16 électrons

Structure électronique: $(K)^2 (L)^8 (M)^6$

La couche périphérique M contient 6 électrons, soit 2 doublets et 2 électrons célibataires.

On place les 4 premiers électrons



On place les deux derniers



• S •
Représentation de Lewis

e⁻ célibataire

doublet

La structure du gaz rare la plus proche est celle de l'argon. Le soufre aura tendance à gagner 2 électrons pour donner l'ion S^{2-} ou à créer 2 liaisons.

Corps simples

Les corps simples sont des molécules composées d'un seul élément chimique.

Exemples : He, Ne, H₂, O₂, F₂, ...

Corps purs

Les corps simples sont des molécules composées d'un seul élément chimique.

Exemples : He, Ne, H₂, O₂, F₂, ...

H₂O est un corps pur. C₄H₁₀ est un corps pur.

Un mélange de H₂O et de C₄H₁₀ n'est pas un corps pur.

Volume molaire des gaz

A température et pression données, le volume occupé par une mole de gaz est indépendant de la nature de ce gaz. C'est le volume molaire V_m.

On définit les conditions "normale" de température et de pression (c.n.t.p.) :

- température "normale", θ = 0 °C
- pression "normale", p = 1,013.10⁵ Pa

Dans ces conditions, le volume molaire d'un gaz vaut :

$$V_m = 22,4 \text{ l.mol}^{-1}$$

Remarque : à 20 °C, le volume molaire d'un gaz vaut 24 l.mol⁻¹, mais ce ne sont plus les c.n.t.p.

Densité d'un gaz

$$d = \frac{m}{m_a} = \frac{M}{M_a}$$

m : masse du vol. de gaz considéré
m_a : masse du même volume d'air.

Relation entre volume molaire et quantité de matière

$$V = n.V_m$$

n : quantité de matière (mol)
V : volume de l'échantillon (l)
V_m : volume molaire (l.mol⁻¹)

Exemple

La quantité de matière contenue dans un volume V=1,3 l de dihydrogène dans les conditions normales de température et de pression, est :

$$n_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{V_m} = \frac{1,3}{22,4} = 58.10^{-3} \text{ mol}$$

Rq. : le volume peut encore s'exprimer en m³ (1 ml = 1 cm³)

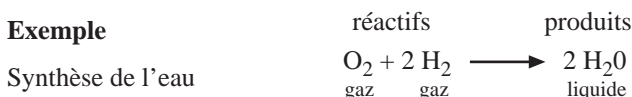
Equation bilan

Loi de Lavoisier

Au cours d'une réaction chimique, la somme des masses des réactifs disparus est égale à la somme des masses des produits formés.

Autre façon d'exprimer la loi de Lavoisier : la matière se conserve, elle ne peut ni disparaître, ni se créer.

Exemple



Cette équation est équilibrée. Les éléments sont en même quantité dans les réactifs et les produits.

La mole et le nombre d'Avogadro

Lorsqu'il faut faire un dosage très précis, il est impossible de le faire en comptant le nombre de molécules. Il faut utiliser une autre grandeur à l'échelle humaine : la mole.

symbole : n - unité : mole (mol)

Quelle que soit la molécule, une mole de ce produit représente 6,022137.10²³ molécules.

La mole définit une quantité de matière.

Exemple : 1 mole de He contient 6,022137.10²³ atomes d'hélium.

1 mole de H₂O contient 6,022137.10²³ molécules d'eau.

Ce chiffre 6,022137.10²³ s'appelle la constante d'Avogadro et a pour symbole : N_A ou \mathcal{N}

$$\mathcal{N} = 6,022137.10^{23}$$

Masse molaire

La masse molaire d'un corps pur est la masse d'une mole d'entités élémentaires de ce corps pur.

symbole : M - unité : gramme par mole (g.mol⁻¹)

La masse molaire moléculaire s'obtient en additionnant les masses molaires des atomes composants la molécule.

Exemple :

hydrogène : M_H = 1 g.mol⁻¹ ; oxygène : M_O = 16 g.mol⁻¹ ;
M_{H₂O} = M_O + 2.M_H = 16 + 2.1 = 18 g.mol⁻¹.

Solution molaire (exemple)

Une solution molaire de 0,1 M d'un produit veut dire que 0,1 mole de ce produit a été dilué dans 1 litre d'eau.

Relation entre masse molaire et quantité de matière

$$m = n.M$$

n : quantité de matière (mol)
m : masse de l'échantillon (g)
M : masse molaire (g.mol⁻¹)

Exemple

La quantité de matière contenue dans m = 0,2 g de calcium de masse molaire M = 40 g.mol⁻¹ est :

$$n_{Ca} = \frac{m_{Ca}}{M_{Ca}} = \frac{0,2}{40} = 5.10^{-3} \text{ mol}$$

Exemple :



Mélangons très intimement 28g de poudre de fer et 16g de soufre. Calculons les quantités de matière.

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{28}{56} = 0,5 \text{ mol} \quad n_S = \frac{m_S}{M_S} = \frac{16}{32} = 0,5 \text{ mol}$$

Les quantités de matière introduites sont égales, ce qui correspond à l'équation-bilan. Nous avons mélangé 0,5 mol de Fe avec 0,5 mol de S pour obtenir 0,5 mol de FeS. On dit que les réactifs ont été introduits dans des proportions stoechiométriques.

Chimie

Conservation des éléments
Equation bilan

©Claude Divoux, 1999

planche 3/3