

## Chapitre 2. L'élément chimique

1

TP Elément Cu

### I/ Qu'est-ce qu'un élément chimique ?

#### 1) Définition

Un élément chimique désigne l'ensemble des atomes dont les noyaux ont le même nombre de protons, quelle que soit l'entité chimique dans laquelle ces noyaux se trouvent.

|| Un élément chimique est donc caractérisé par son numéro atomique  $Z$ .

Un élément chimique peut se trouver :

- sous forme d'atome isolé  
ex oxygène  $O$

- sous forme d'ion ex ion oxyde  $O_2^-$

- dans une molécule, associé à d'autres atomes

ex eau  $H_2O$   
dioxygène  $O_2$

|| Au cours des transformations chimiques, les éléments chimiques se conservent : aucun élément n'apparaît ni ne disparaît.

Remarque. Ce n'est pas le cas dans une réaction nucléaire, dans laquelle le noyau est modifié donc des éléments apparaissent et disparaissent.

## 2) Les isotopes

Des atomes ayant même numéro atomique  $Z$  mais des nombres de nucléons  $A$  différents sont dits isotopes. Des isotopes ont donc le même nombre de protons mais des nombres de neutrons différents.

ex isotopes de l'oxygène  ${}^{16}_8\text{O}$ ,  ${}^{17}_8\text{O}$  et  ${}^{18}_8\text{O}$ .

Pour un élément chimique donné, chaque isotope existant dans la Nature est présent dans des proportions connues : cette proportion est appelée abondance relative.

ex	isotope	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{17}_8\text{O}$	${}^{18}_8\text{O}$
	abondance relative dans la Nature	99,8%	0,05%	0,15%

## 3) les ions monoatomiques.

Un ion monoatomique est formé par un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

ex le fer peut perdre 2 ou 3 électrons :

$\text{Fe}^{2+}$  : ion fer II

$\text{Fe}^{3+}$  : ion fer III

Remarque : le noyau n'est pas modifié :  $Z$  et  $A$  restent les mêmes.

Applicad n°1

Ex. 3

L'ion n'est pas électriquement neutre : la charge électrique est indiquée en haut à droite du symbole en fonction de la charge élémentaire  $e$ .

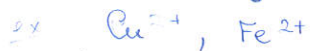


$$q = 20e - 27e = +7e$$

Un ion chargé négativement est un anion ;



un ion chargé positivement est un cation.



Remarque : les composés ioniques sont des solides électriquement neutres, constitués d'ions positifs et négatifs.

ex  $\text{CuO}$  oxyde de cuivre (solide noir) constitué de l'ion Cu II  $\text{Cu}^{2+}$  et d'ion oxyde  $\text{O}^{2-}$ .

La charge des ions n'apparaît pas dans la formule statistique d'un composé ionique.

## II / Règle de stabilité des éléments

### 1) Les gaz nobles.

les gaz nobles sont les éléments chimiques les plus stables : ils ne participent que rarement à des réactions chimiques et n'existent naturellement que sous forme d'atome isolé (pas d'ion ni de molécule).

numéro atomique	$Z = 2$	$Z = 10$	$Z = 18$	$Z = 36$	$Z = 54$
élément	Hélium He	Néon Ne	Argon Ar	Krypton Kr	Xénon Xe

Applicat° n° 2+3  
Ex. 1+2+5

ACTIVITÉ =  
CLASSIFICATION  
PÉRIODIQUE



## Structure électronique des gaz nobles

gaz noble	Z	structure électronique
He	2	$1s^2$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

### 2) Règles du duet et de l'octet

A l'exception des gaz nobles, les éléments n'existent pas naturellement sous forme d'atomes isolés, car sous cette forme ils ne sont pas stables.

Dans une entité chimique stable, les éléments adoptent la même structure électronique que celle du gaz noble\* le plus proche.\* de numéro atomique

ex  $_{11}\text{Na}$

L'atome isolé n'est pas stable :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

En perdant  $1e^-$ , le sodium acquiert une structure électronique semblable au Néon  $\rightarrow \text{Na}^+$

#### Règle du duet :

Les éléments de numéro atomique proche de celui de l'Hélium adoptent sa structure électronique  $1s^2$ .

#### Règle de l'octet :

Les autres éléments de numéro atomique  $\leq 21$  adoptent la structure électronique du Néon ou de l'Argon : ils portent 8 électrons sur leur couche externe.

Pour obéir à la règle du duet ou de l'octet et trouver une forme stable, les éléments ont notamment 2 possibilités :

- perdre ou gagner des électrons pour former des ions monoatomiques
- s'associer à d'autres atomes pour former des molécules ou des ions polyatomiques.



$\text{Li}^+$  et  $\text{S}^{2-}$  sont des ions stables.

Application n°4

Ex.  $4+6+7+8$