

# Santé – Chimie

## 1<sup>ère</sup> leçon – De l'atome à l'élément chimique

L'atome est le constituant fondamental de la matière, c'est la « brique » de base de la matière solide, liquide ou gazeuse. A partir d'atomes, peuvent se former les ions et molécules.

### I - Modèle de l'atome

#### 1. Composition

Un atome est constitué d'un noyau entouré de vide dans lequel des électrons, tous identiques, sont en mouvement rapide et désordonné.

Un atome peut être représenté simplement par une boule de rayon de l'ordre de  $10^{-9}$  m.

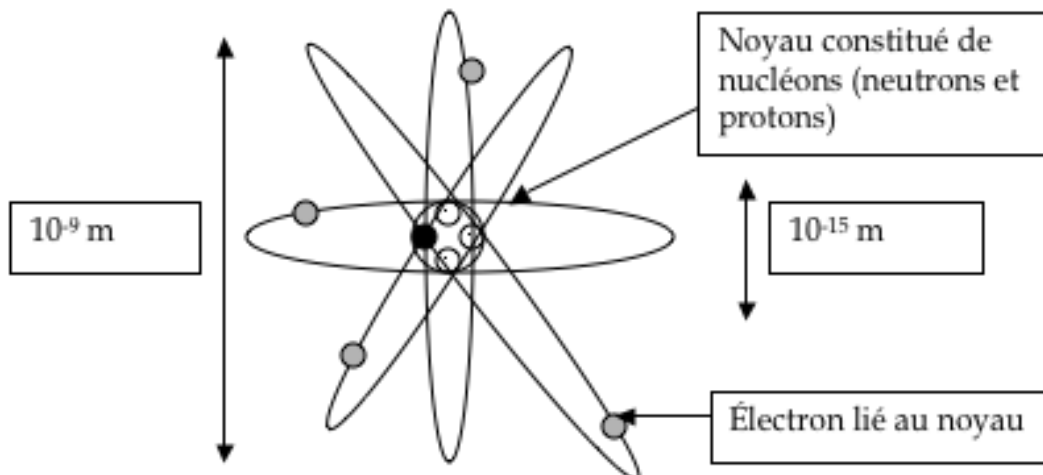
Le noyau situé au centre de l'atome, est de l'ordre de  $10^{-15}$  m (un million de fois plus petit que l'atome).

Entre le noyau et les électrons se trouvent un espace vide : on dit que l'atome a une structure lacunaire.

- le noyau est constitué lui-même de nucléons (protons et neutrons).

- Il existe environ une centaine d'atomes différents dont la taille varie avec le nombre de nucléons et d'électrons.

Attention : Le schéma ci-dessous ne respecte pas les proportions réelles. Il s'agit d'une illustration.



#### 2. La structure électronique des atomes

Les électrons d'un noyau ne sont pas tous liés à leur noyau de la même façon. Plus ils sont proches du noyau plus ils lui sont liés. Ils se répartissent en couches plus ou moins lointaines du noyau.

On note K la couche la plus proche du noyau, son nombre d'électrons est limité à 2.

On note L la seconde couche, son nombre d'électrons est limité à 8.  
 On note M, la troisième couche avec un nombre d'électrons limité à 18.

Exemple : La couche K, correspond à  $n = 1$ , peut contenir au maximum  $2 n^2$  électrons.  
 La répartition des électrons dans les différentes couches s'appelle structure électronique.

Nombre maximal d'électrons sur chaque couche :

K : 2  
 L : 8  
 M : 18

La couche contenant les électrons les plus éloignée du noyau s'appelle couche externe. Les électrons de cette couche sont appelés électrons périphériques.

### 3. Neutralité et masse de l'atome

Particules	Charges	Masses
Électrons	$q_{e^-} = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
Neutrons	$q_n = 0 \text{ C}$	$m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Protons	$q_p = +e = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

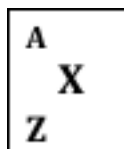
C = coulomb : unité de charge électrique ayant pour symbole C.

On remarque que le proton (+) et l'électron (-) ont des charges électriques opposés.  
 -le proton et le neutron, ont la même masse.  
 -l'électron est environ 2 000 fois plus léger qu'un nucléon. On peut donc considérer que la masse d'un atome est concentrée dans son noyau.

L'atome est électriquement neutre : il contient toujours autant de protons que d'électrons, dont les charges électriques s'annulent.

La charge électrique d'un atome est nulle.

### 4. Représentation symbolique du noyau atomique



X est le symbole de l'atome.  
 A est le nombre de masse de l'atome X représentant le nombre de nucléons.  
 Z est le nombre de charge de l'atome X également appelé numéro atomique représentant le nombre de protons.

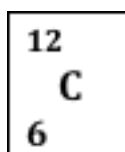
On peut connaître le nombre de particules présentes dans un atome X de la façon suivante :

$$N_e = N_p = Z$$

$$N_n = A - Z$$

- $N_e$  est le nombre d'électrons présents dans l'atome X
- $N_p$  est le nombre de protons présents dans l'atome X
- $N_n$  est le nombre neutrons présents dans l'atome X

Exemple : L'atome de carbone a pour notation symbolique :



Ainsi l'atome de carbone possède :

$$N_e = Z = 6 \text{ (6 électrons)}$$

$$N_p = Z = 6 \text{ (6 protons)}$$

$$N_n = A - Z = 12 - 6 = 6 \text{ (6 neutrons)}$$

Dans la nature, tous les éléments tentent à devenir stables. Pour y parvenir, il leur faut perdre ou gagner des électrons pour acquérir une structure électronique externe où chaque couche des électrons est remplie.

Par exemple, les atomes avec 1 ou 4 électrons vont perdre ou gagner un électron afin de stabiliser la première couche à 2 électrons (la couche K) ; les atomes avec plus de 4 électrons vont se stabiliser en remplissant la première couche et la seconde (la couche L)... etc. Ainsi, afin de respecter la règle de l'octet (remplissage de la couche L) et de la règle du duet (remplissage de la K), les atomes s'associent dans les molécules. Le nombre de liaisons qu'un atome forme dans une molécule correspond au nombre d'électrons qu'il doit gagner pour satisfaire à la règle de l'octet (ou du duet). Ce nombre est déduit de la structure électronique de l'atome.

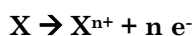
## II - Les ions

### 1. Cation et anion

Les ions monoatomiques :

Un ion monoatomique est un atome ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

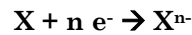
Si l'atome (X) perd des électrons ( $n e^-$ ), il se charge positivement et devient un ion positif appelé **cation** ( $X^{n+}$ ).



Exemple :  $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

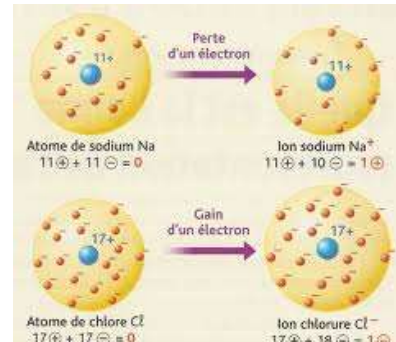
L'atome de sodium perd un électron et donne un cation possédant une charge positive.

Si l'atome (X) gagne des électrons ( $n e^-$ ), il se charge négativement et devient un ion négatif appelé **anion** ( $X^{n-}$ ).



Exemple :  $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$

L'atome de chlore gagne un électron et donne un anion possédant une charge négative.



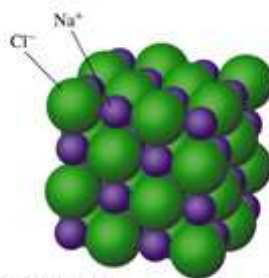
## 2. Les composés ioniques

Un composé ionique solide est constitué d'un agencement ordonné de cation et d'anion.

Un composé ionique est électriquement neutre : les charges du cation et de l'anion s'annulent.

Exemple : Le sel ou chlorure de sodium est un composé ionique constitué d'ion sodium  $Na^+$  et d'ion chlorure  $Cl^-$ .

Ces ions sont disposés suivant un ordre précis. Il y a autant d'ion  $Na^+$  que d'ion  $Cl^-$ , d'où la neutralité électrique du chlorure de sodium  $NaCl$ .

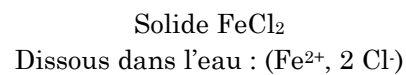


Copyright © 2004 Pearson Prentice Hall, Inc.

Un composé ionique peut se dissoudre dans l'eau, les ions sont alors dispersés dans l'eau.

Exemple : On dissout du chlorure de sodium  $NaCl$  solide dans l'eau, on obtient une solution de chlorure de sodium ( $Na^+$ ,  $Cl^-$ ), qui contient des ions  $Na^+$  et  $Cl^-$  dispersés dans l'eau.

Autre exemple: chlorure de fer :



### Exercices non à soumettre :

#### Exercice 10

On donne le numéro atomique est le nombre de nucléons d'un atome de Bore, de symbole B :  
 $Z = 4$  ;  $A = 9$

1. Donner le nombre de protons, d'électrons et de neutrons composant un atome de bore.
2. Donner la représentation symbolique du noyau de l'atome de bore.

### Exercice 11

Donner la composition en particules des ions suivants en complétant le tableau ci-dessous:

ions	$\begin{array}{c} 65 \\ \text{Zn}^{2+} \\ 30 \end{array}$	$\begin{array}{c} 23 \\ \text{Na}^+ \\ 11 \end{array}$	$\begin{array}{c} 16 \\ \text{O}^{2-} \\ 8 \end{array}$
Nombre de protons			
Nombre de neutrons			
Nombre d'électrons			
Charge			

## 2<sup>ème</sup> leçon – De l'atome à l'élément chimique (suite)

### I - Mise en évidence d'ions monoatomiques

Rappel : Un ion est un atome qui a perdu ou gagné plusieurs électrons. Il porte une charge électrique : un cation porte une charge positive et un anion une charge négative.

#### 1. Quelques ions courants

a) Les cations

$\text{Ag}^+$	$\text{H}^+$	$\text{K}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{NH}_4^+$
Ion argent	Ion hydrogène	Ion potassium	Ion sodium	Ion oxonium	Ion ammonium

$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Zn}^{2+}$
Ion calcium	Ion cuivre II	Ion fer II	Ion magnésium	Ion plomb	Ion zinc

$\text{Al}^{3+}$	$\text{Fe}^{3+}$
Ion aluminium	Ion fer III

b) Les anions

$\text{Cl}^-$	$\text{HO}^-$	$\text{MnO}_4^-$	$\text{NO}_3^-$
Ion chlorure	Ion hydroxyde	Ion permanganate	Ion nitrate

$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{O}^{2-}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{S}^{2-}$
Ion carbonate	Ion oxyde	Ion sulfate	Ion sulfure

$\text{PO}_4^{3-}$
Ion phosphate

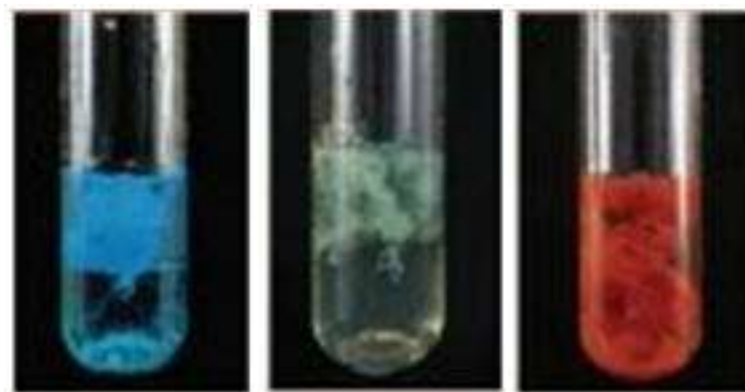
A la différence d'un atome, un ion n'a pas le même nombre d'électrons que de protons.

## 2. Test d'identification des ions

Des ions monoatomiques courants peuvent être mis en évidence par ajout d'un réactif. Dans de nombreux cas, l'ajout d'un réactif provoque la formation d'un précipité (= solide), qui permet de mettre en évidence la présence d'un ion dans la solution testée.

À connaître :

Ion	Formule	Couleur de la solution	Réactif	Test positif
Fer (II)	$\text{Fe}^{2+}$	Vert pâle	Solution de soude $\text{Na}^+\cdot\text{HO}^-$	Précipité vert
Fer (III)	$\text{Fe}^{3+}$	Orange/rouille	Solution de soude	Précipité rouille
Cuivre	$\text{Cu}^{2+}$	bleu	Solution de soude	Précipité bleu
Chlorure	$\text{Cl}^-$	incolore	Solution de nitrate d'argent $\text{Ag}^+, \text{NO}_3^-$	Précipité blanc qui noircit à la lumière



Tests respectifs des ions Cuivre, Fer II, Fer III

Pour doser les ions sodium, potassium, calcium, chlorures, contenus dans les urines et permettre ainsi de déceler un dysfonctionnement des reins, on utilise un ionogramme. Cet examen consiste à doser les ions contenus dans une solution organique comme le sang ou les urines.

Un diagnostic médical peut également être posé en comparant des quantités de deux isotopes dans un échantillon (autrement appelé rapport isotopique). On peut ainsi en comparant la quantité de carbone dans les urines, détecter les dopages.

## II - L'élément chimique

### 1. Définition

Un élément chimique est l'ensemble des atomes et des ions qui ont le même nombre de protons dans leur noyau.

Un élément chimique est donc caractérisé par son numéro atomique  $Z$  et est représenté par son symbole chimique.

Exemple : L'élément potassium est l'ensemble des atomes et des ions de numéro atomique  $Z = 19$ , et de symbole K.

Soit  ${}_{19}\text{K}$ , l'ion  ${}_{19}\text{K}^+$

### 2. Isotope

Les isotopes sont des atomes qui ont le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différents.

Ils ont le même numéro atomique  $Z$  mais un nombre de masse  $A$  différent.

Exemple :  ${}^{12}_6\text{C}$  et  ${}^{14}_6\text{C}$

Carbone 12 et carbone 14, qui existe naturellement en plus petite quantité que le carbone 12.

Le carbone 14 est radioactif

#### Isotopes of carbon

Carbon-12	Carbon-14
6 protons	6 protons
6 neutrons	8 neutrons

## III - Application médicale : la scintigraphie

On fait absorber au malade une substance contenant des atomes ou des ions dont les noyaux sont radioactifs, c'est à dire instables. Par exemple une solution ionique d'iodure de sodium, contenant de l'iode 123, isotope radioactif de l'iode est injecté à un patient souffrant de la thyroïde. À l'aide d'une caméra spécifique, on étudie l'image de la thyroïde. S'il y a des nodules, ils seront repérés par leur couleur sur l'image, car un nodule ne fixe pas l'iode comme le reste de la glande et apparaîtra d'une couleur différente.

### Exercices non à soumettre :

#### Exercice 12

1. Quelle est la couleur d'une solution contenant des ions Fer (II) ?
2. Comment peut-on mettre en évidence la présence de ces ions ?
3. On ajoute de la soude à la solution, on observe un mélange de précipités : un précipité vert et un précipité de couleur rouille. Que peut-on conclure ?



### Exercice 13

Soient les 4 atomes ci-dessous :

Atomes	A	B	C	D
Nombre de protons	9	10	10	11
Nombre de neutrons	10	10	11	12

1. Quels sont les atomes isotopes ?

2. Quels sont les atomes correspondants sachant les numéros atomiques suivants :

Z = 9 pour le fluor (symbole F)

Z = 10 pour le néon (symbole Ne)

Z = 11 pour le sodium (symbole Na)

