

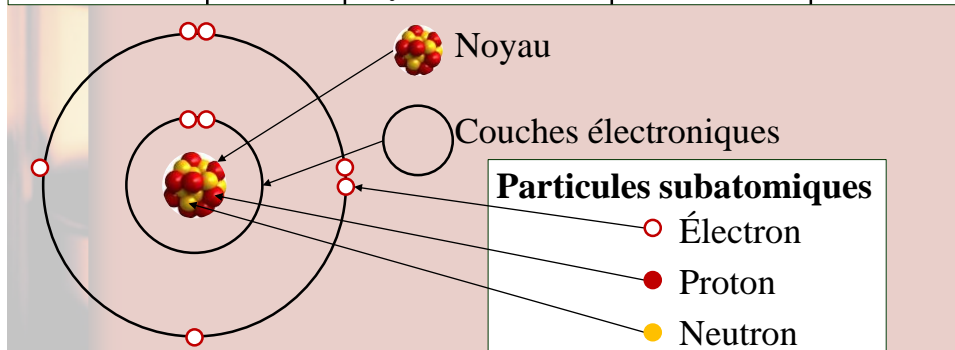
# Le numéro atomique et la masse atomique

PowerPoint 8.2

1

## Les particules subatomiques


<u>Particule subatomique</u>	<u>Symbole</u>	<u>L'emplacement</u>	<u>La masse</u>	<u>La charge</u>
proton	p	noyau	1 uma	1+
électron	e <sup>-</sup>	Couches électroniques	$\frac{1}{1837}$ uma $\approx$ 0 uma	1-
neutron	n	noyau	1 uma	0




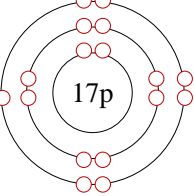
2

## Le numéro atomique et les protons

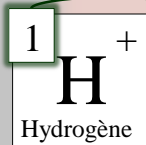
Les éléments se diffèrent par le nombre de protons dans le noyau.

Ex. – hydrogène a 1 proton 

hélium a 2 protons 

chlore a 17 protons 

En plus, n'importe quel atome avec 1 proton est de l'hydrogène, n'importe quel atome avec 2 protons est l'hélium, n'importe quel atome avec 17 protons est le chlore.



Le numéro atomique est le nombre de protons dans un atome et la charge dans le noyau

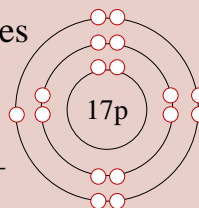
3

## Le nombre d'électrons

Dans un atome neutre, le nombre de charge négatives est égal au nombre de charges positives, donc

dans un atome neutre, # d'électrons = # de protons

Ex. – le chlore neutre a 17 p et 17 e<sup>-</sup>



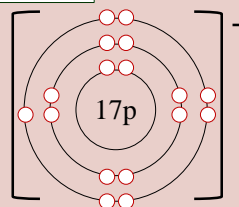
Un atome qui gagne ou perd des électrons devient un ion.

Ajouter des électrons produit un ion négatif (anion),

Ajouter des électrons produit un ion positif (cation)

dans un ion, # d'électrons = # de protons – la charge

Ex. – l'ion de chlore (chlorure) a 17 p et 18 e<sup>-</sup>, et donc, une charge ionique de 1-



4

## La masse atomique

La masse atomique d'un atome est égale au nombre de protons et neutron dans le noyau.

$$\text{masse atomique} = \# \text{ de protons} + \# \text{ de neutrons}$$

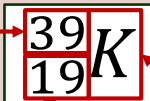
Le nombre de neutrons peut être calculé en soustrayant le nombre de protons de la masse atomique.

$$\# \text{ de neutrons} = \text{masse atomique} - \# \text{ de protons}$$

La notation atomique universelle peut être utilisée pour indiquer la masse et la charge ionique dans un symbole.

$$\text{Nombre de masse} = \#p + \#n$$

$$\text{Charge nucléaire} = \#p$$



Symbol chimique

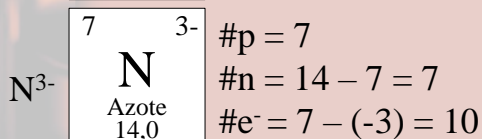
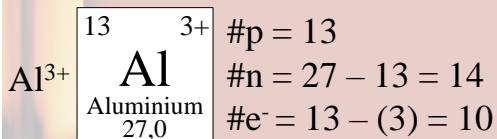
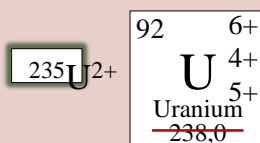
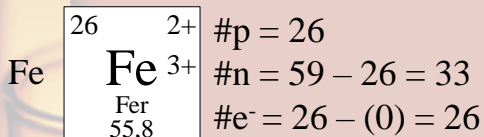
D'autres versions incluent  ${}^{39}\text{K}$  ou  $\text{K} - 39$ , pour le potassium 39

5

## Questions pratiques

**Question** – Combien de protons, de neutrons, et d' électrons est-ce qu'il y a dans Fe, Al<sup>3+</sup>, N<sup>3-</sup>, et  ${}^{235}\text{U}^{2+}$ ?

**Réponse** –



6

## Les isotopes

Les isotopes sont des atomes d'un élément donné qui ont le même nombre de protons, mais des nombres de neutrons différents – ils ont le même numéro atomique, mais des masses atomiques différentes.

Ex. –  $^{14}_6\text{C}$  Carbone – 12 a 6 protons et 8 neutrons

$^{13}_6\text{C}$  Carbone – 13 a 6 protons et 7 neutrons

$^{12}_6\text{C}$  Carbone – 12 a 6 protons et 6 neutrons

- La majorité des éléments existent comme un mélange d'isotopes, et la masse atomique sur le tableau périodique est la moyenne de la masse atomique des isotopes d'un élément selon leurs abondances relatives.

7

## Questions pratiques

**Question** – Le chlore est un mélange de 75,77% Cl – 35 et 24,23% Cl – 37. Si la masse molaire de Cl-35 est 34,968 852 g/mol et Cl-37 est 36,965 903, quelle est la masse molaire moyenne des atomes de chlore?

**Réponse** –

masse de Cl – 35 =  $0.7577 \times 34,968\ 852\ \text{g/mol} = 26,4959\ \text{g/mol}$

masse de Cl – 37 =  $0.2423 \times 36,965\ 903\ \text{g/mol} = 8,9568\ \text{g/mol}$

+  


---

Masse molaire moyenne = 35,45 g/mol

Si les masses précises ne sont pas fournies,

masse moyenne =  $(0.7577 \times 35) + (0.2423 \times 37) = 35,45\ \text{g/mol}$

8

## Récapitulons!

<u>Particule subatomique</u>	<u>Symbole</u>	<u>L'emplacement</u>	<u>La masse</u>	<u>La charge</u>
proton	p	noyau	1 uma	1+
électron	e <sup>-</sup>	Couches électroniques	$\frac{1}{1837}$ uma $\approx$ 0 uma	1-
neutron	n	noyau	1 uma	0

dans un atome neutre, # d'électrons = # de protons

dans un ion, # d'électrons = # de protons – la charge

masse atomique = # de protons + # de neutrons

# de neutrons = masse atomique – # de protons