

Les isotopes

1. Les neutrons

Le noyau des atomes est composé de nucléons : les protons, chargés positivement et les neutrons, qui sont neutres. Un proton a une masse égale à 0,9986 fois celle d'un neutron. Ces particules ont donc bien des masses équivalentes.

2. Les isotopes

Définition :

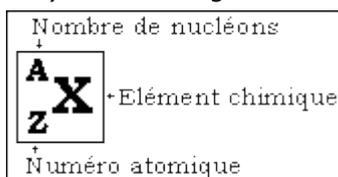
Des isotopes sont des atomes d'un même élément (même nombre de protons et d'électrons) mais ayant un nombre de neutrons différents. Ils possèdent donc une masse différente.

Les différents isotopes d'un même élément sont représentés par la même case du tableau périodique (iso : même / topos : lieu).

Notation et symbolisation :

L'isotope 12 du carbone se note : $^{12}_6\text{C}$ avec $A=12$ et $Z=6$. Son isotope radioactif², l'isotope du carbone comportant 14 nucléons (7 neutrons), se notera donc $^{14}_6\text{C}$ ou ^{14}C

Symbolisation générale :



A est appelé NOMBRE DE MASSE et détermine le nombre de NUCLÉONS constituant le noyau atomique.

Le nombre de neutron composant le noyau se détermine par la formule : $n^0 = A - Z$

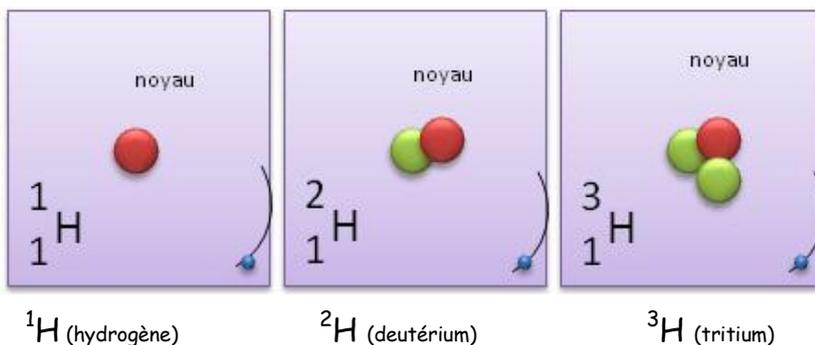
Pour un **isotope**

$$Z = p^+ = e^- \neq n^0$$

Z, le numéro atomique nombre de protons nombre d'électrons nombre de neutrons

3. Les isotopes de l'hydrogène

Nombre de Masse	Nombre de protons	Nombre de neutrons	isotopes
A = 1	Z = 1	N = 0	Hydrogène normal
A = 2	Z = 1	N = 1	Hydrogène lourd = Deutérium
A = 3	Z = 1	N = 2	Hydrogène hyper lourd = Tritium



4. Isotopes et masse atomique relative

La masse atomique relative d'un élément, A_r , est égale à la moyenne des masses atomiques relatives des isotopes de cet élément pondérée en fonction de leur abondance à l'état naturel. Ceci permet d'expliquer que la masse atomique relative n'est généralement pas un nombre entier.

² Certains isotopes sont radioactifs (non stables) et se désintègrent en d'autres éléments, c'est le cas de l'isotope 14 du carbone ^{14}C .