

Atomes, ions, molécules et fonctions I

1^{ère} partie: 23 septembre – 18 novembre

Chimie générale: concepts de base

Clémence Corminboeuf

cours et exercices:

Lundi **8:00-9:45** amphipôle - auditoire B

Vendredi **10:15-12:00** amphipôle - auditoire B

Semestre d'automne 2011/2012

Organisation du cours AIMF I et II

Répartition du cours:

semestre d'automne 2011

semestre de printemps 2011

Partie I: 9 semaines (C.C.)

14 semaines (S. Gerber)

Partie II: 5 semaines (S. Gerber)

**Deux examens écrits de 2 heures:
Hiver 2011 et été 2012**

Office Hours

Assistants:

Stephan Steinmann (BCH 5118)

Jerome Gonthier (BCH 5118)

Veronique Amstutz (CH A2 464)

Jeudi 13:00-18:00

Clémence Corminboeuf (BCH 5312):

Mardi 13:00-14:30

Tel.: (021 69)3 9357

Clemence.corminboeuf@epfl.ch

<http://lcmd.epfl.ch>

Support du cours (AIMF I, 1^{ère} partie)

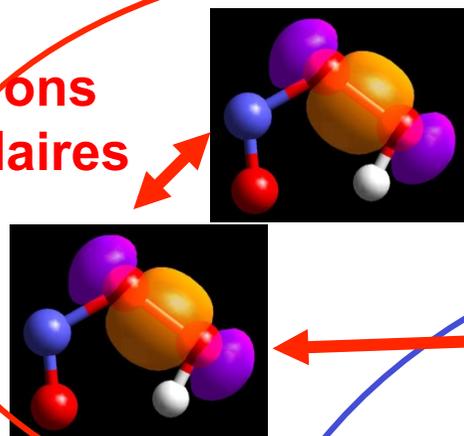
- **Cours:** support Powerpoint en français
(remis à jour en 2011 par C. Corminboeuf)
- **Série d'exercices hebdomadaire**

Link via
<http://lcmd.epfl.ch>

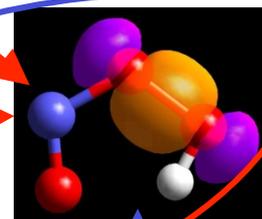
Littérature supplémentaire

- Peter Atkins, Loretta Jones
Chemical Principles, the Quest for Insight
4ème Edition, W. H. Freeman and Company, NY (2008)
<http://www.whfreeman.com/chemicalprinciples/>
- Peter Atkins, Loretta Jones
En français: *Principes de Chimie*
DeBoeck Université, Paris (2008)
Traduction de la 4ème Edition, W. H. Freeman, NY (2008)
- Peter Atkins
Physical Chemistry
7th Edition, W. H. Freeman, NY (2002)
<http://www.whfreeman.com/pchem7>

**Chapitre 5:
Les interactions
intermoléculaires**

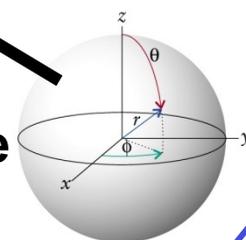
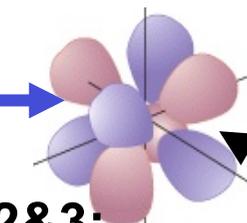
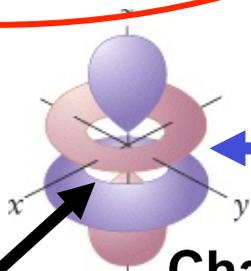


**Chapitre 4:
La liaison chimique**

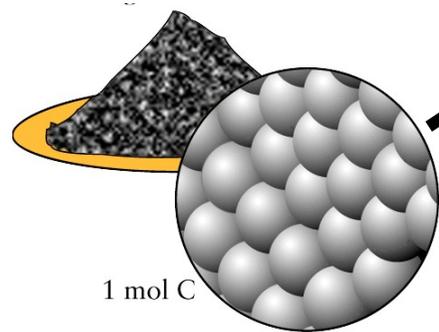


**Forces
intramoléculaires**

**Chapitre 2&3:
Le nuage électronique**



Chapitre 1: La structure des atomes



Introduction: La structure de la matière

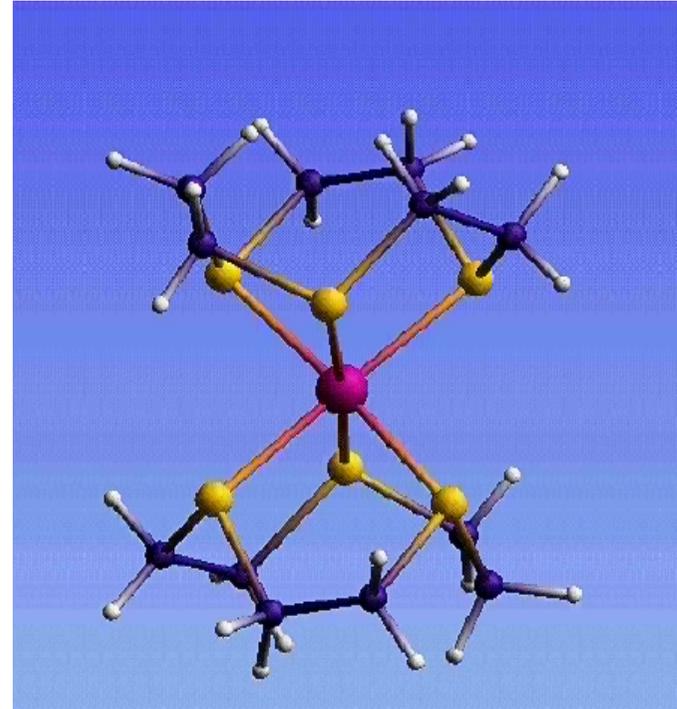
Horaire approximatif

23.09.11	Introduction / 1. La structure des atomes
26.09.11	1. La structure des atomes / 2.
30.09.11	2. Principes de la mécanique quantique / Exercice I
3.10.11	2. Principes de la mécanique quantique
7.10.11	2. Principes de la mécanique quantique / Exercice II
10.10.11	3. La structure électronique des atomes
14.10.11	3. La structure électronique des atomes / Exercice II
17.10.11	3. La structure électronique des atomes
21.10.11	3. La structure élect. des atomes / 4. Exercice III
24.10.11	4. Les types des liaisons chimiques
28.10.11	4. Les types des liaisons chimiques / Exercice III/IV
30.11.11	4. Les types de liaisons chimiques
4.11.11	4. Les types de liaisons chimiques / Exercice V
7.11.11	5. Les Interactions intermoléculaires
11.11.11	5. Les interactions intermoléculaires/ Exercice VI
14-18.11.11	Exercices V+VI /Révisions anciens examens

Introduction



**échelle macroscopique
(ce que l'on observe)**



**échelle moléculaire
(contenu de ce cours)**

**La chimie est la science des propriétés et
des transformations de la matière.**

Quelle est la structure de la matière ?

L'idée est ancienne:

- Démocrite (philosophe grecque 460-371 AD)
pensée philosophique: la matière est constituée d'entités extraordinairement petites qu'il appelait atomes (dérivé du mot grecque 'atomos' = insécable)



Demokrit

La vérification expérimentale:

- John Dalton (1766-1844):
développe la première théorie atomique basée sur des mesures expérimentales

1803-1805: Chaque élément est composé d'atomes d'un seul et unique type.

Les atomes sont immuables, indestructibles mais peuvent se combiner en structures plus complexes.



John Dalton

La structure de la matière

De nos jours, l'existence des atomes est bien établie: Le microscope à balayage à effet tunnel ('scanning tunneling microscope (STM)') permet, e.g. d'observer des images d'atomes

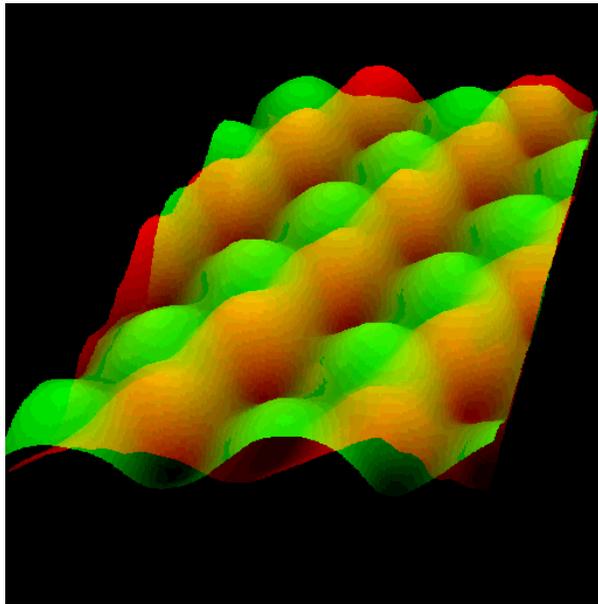
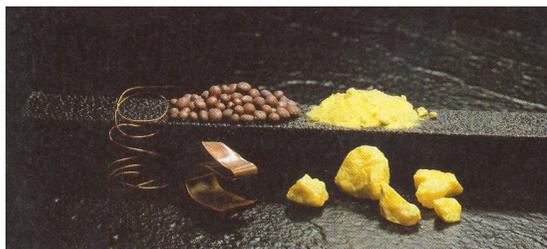


Image STM de la surface de GaAs

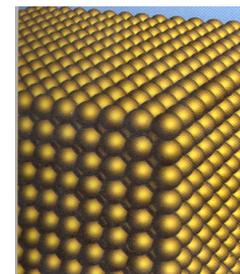
Toute matière est faite d'atomes. Un élément chimique est constitué d'un seul type d'atomes. Aujourd'hui ca. 112 atomes (éléments) différents sont connus.

Le programme du cours



matière

toute matière est
composée de particules



particules

La particule qui est responsable des caractéristiques chimiques de la matière est **l'atome**. Les atomes peuvent interagir et former des groupes d'atomes fortement liés: **les molécules**.

Les **interactions entre les molécules** déterminent les propriétés physiques (e.g. points de fusion et les points d'ébullition d'un composé).

Chapitre 1: la structure des atomes

Littérature supplémentaire pour chapitre I

Atkins and Jones (traduits de l'anglais): *Principes de Chimie*

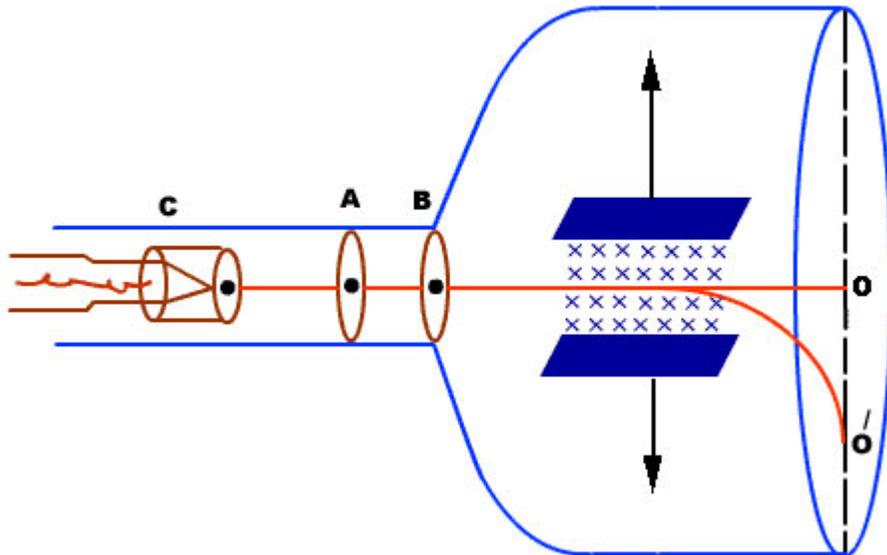
- *Fondements B et E*
- *Chapitre 17: Chimie Nucléaire*

Atkins and Jones: *Chemical Principles, the Quest for Insight*

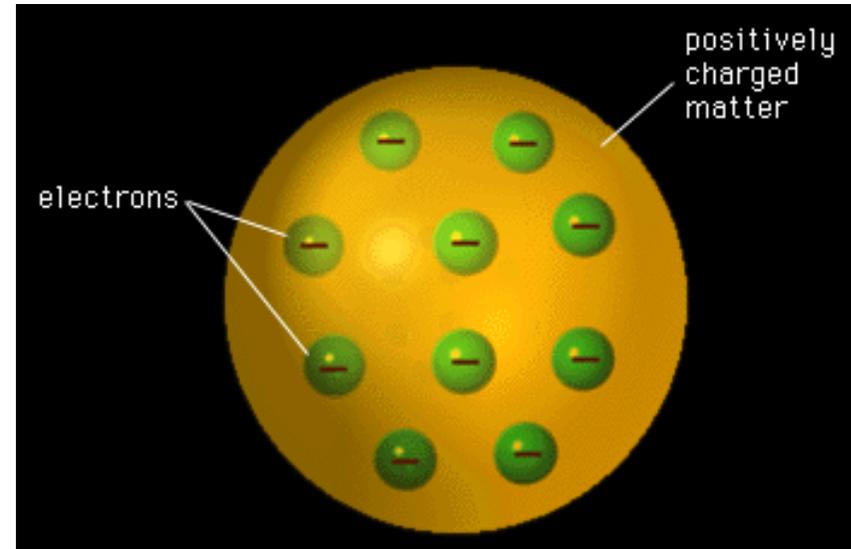
- *Fundamental B and E*
- *Chapter 17: Nuclear Chemistry*

La découverte de l'électron par Thomson

Tube de Crookes (cathodique)



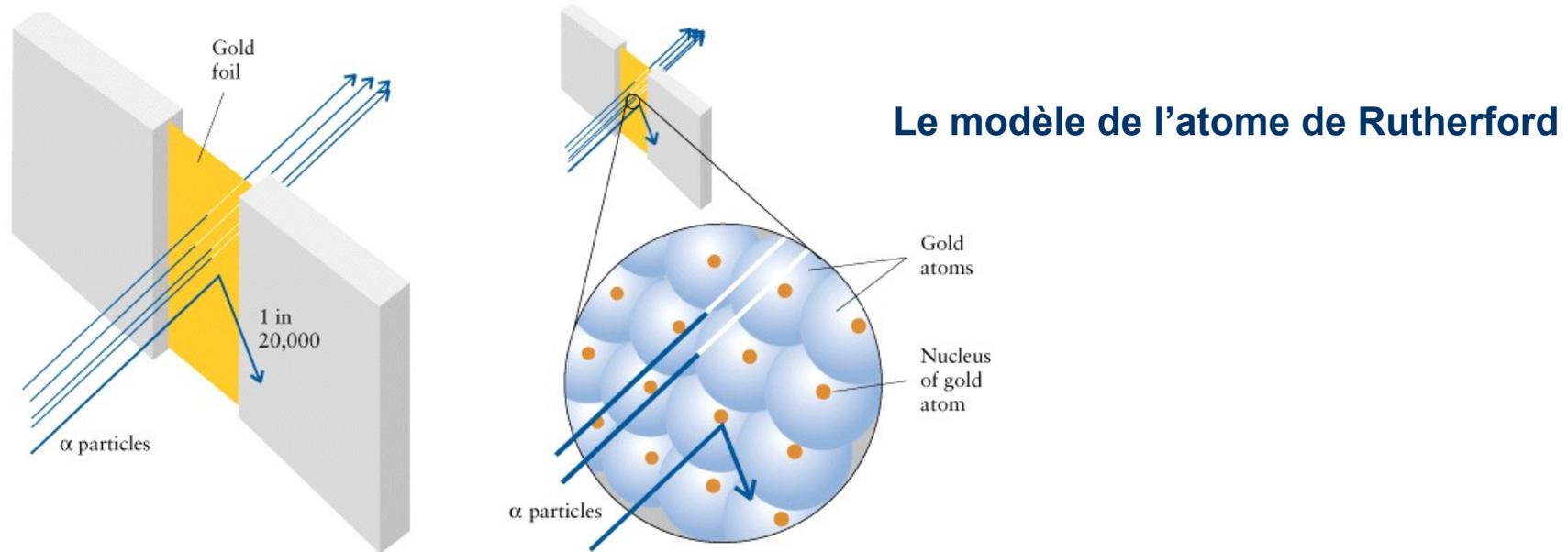
Principe: Flux de particules déviées se déplaçant de la cathode vers l'anode



Modèle "pudding" de J. J. Thomson

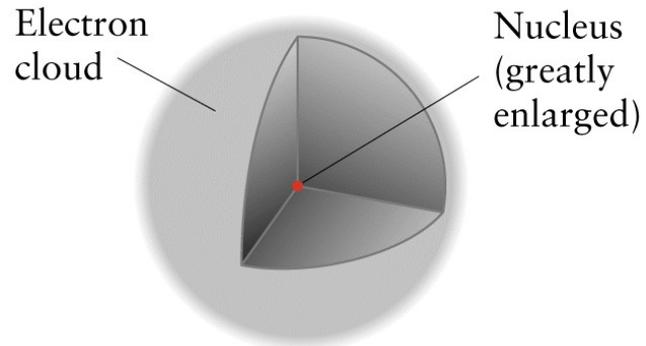
→ **1897**: **l'atome est divisible**. J. J. Thomson découvre la première particule subatomique: **l'électron**. Pour expliquer la charge neutre des atomes, il propose le modèle des charges négatives dispersées dans un "gel" chargé positivement.

Le modèle de Rutherford



- 1908 expérience de la feuille d'or: Certains éléments émettent des particules α . Ces dernières ne pénètrent pas facilement la feuille d'or (1/20000 particules sont déviées) → le modèle du gel ou pudding (charge positive diffuse) est invalidé.
- 1911 Interprétation par Rutherford: l'atome contient un **noyau** très petit où toute la masse et la charge positive (les neutrons et les protons) sont concentrées et entourées par un grand **nuage électronique** (espaces vides).

Le nuage électronique et le noyau



Le rayon électronique est beaucoup plus grand que le rayon du noyau:

$$r_{el}/r_{nuc} \approx 10^4-10^5$$

Pour comparaison si $r_{nuc} = 1 \text{ cm}$



La structure interne des atomes

- Les atomes ne sont pas les plus petites particules possibles mais sont constitués de particules subatomiques:

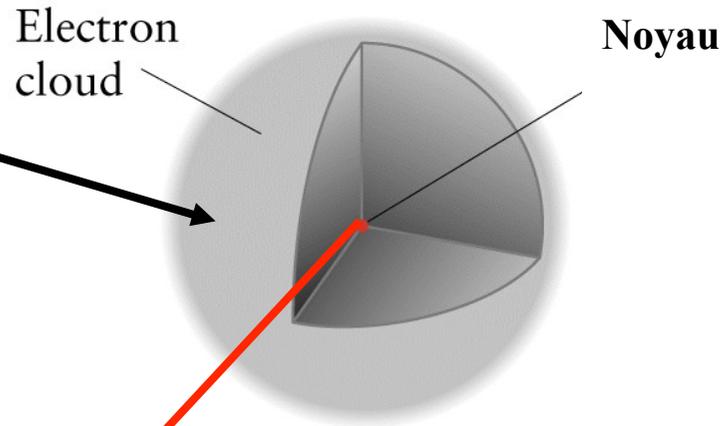
les électrons, protons, et neutrons

Particle	Symbol	Charge*	Mass, g
electron	e^-	-1	9.109×10^{-28}
proton	p	+1	1.673×10^{-24}
neutron	n	0	1.675×10^{-24}

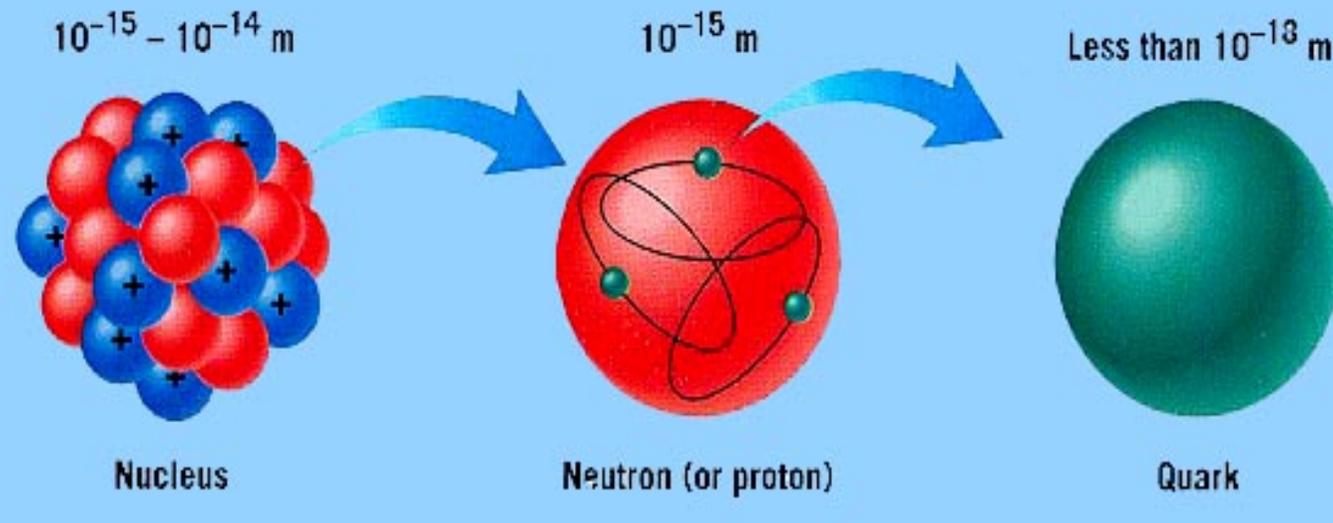
*Charges are given as multiples of the charge on a proton, which in SI units is 1.602×10^{-19} coulomb.

La structure interne du noyau

La chimie s'intéresse aux changements dans le nuage électronique (et non pas au noyau).



La structure du noyau



Protons et neutrons sont constitués de particules encore plus élémentaires: **les quarks**

La physique nucléaire s'intéresse au noyau.

La structure du noyau: la physique nucléaire

Jusqu'en 1932:

3 particules élémentaires: l'électron, le proton, et le neutron

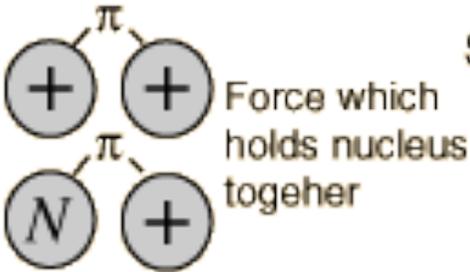
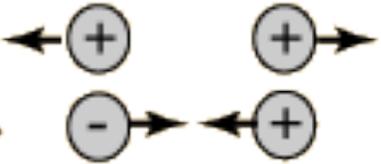
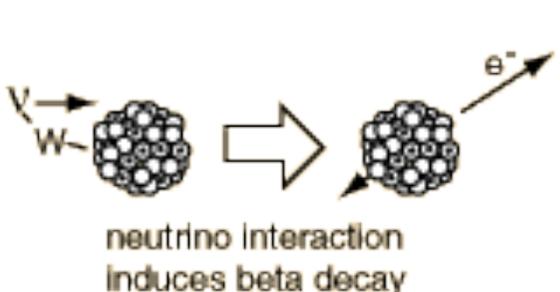
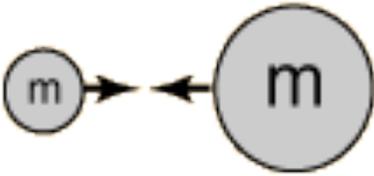
Aujourd'hui: > 100 particules élémentaires (pions, positons, anti-particules, neutrinos, quarks (6 saveurs: up, down, charm, strange, top, bottom, 3 couleurs and 3 anti-couleurs))

Site web des particules élémentaires:

<http://sol.sci.uop.edu/~jfalward/elementaryparticles/elementaryparticles.html>

Quelles sont les forces qui tiennent le noyau ensemble malgré la large répulsion entre les protons?

Les forces fondamentales

<p><i>Strong</i> la plus puissante</p>	 <p>Force which holds nucleus together</p>	<p>Strength 1</p>	<p>rayon d'action très court Range (m) 10^{-15} (diameter of a medium sized nucleus)</p>	<p>Particle π, others mass > 0.1 GeV</p>
<p><i>Electro-magnetic</i></p>		<p>Strength $\frac{1}{137}$</p>	<p>Range (m) Infinite $1/r^2$</p>	<p>Particle photon mass = 0 spin = 1</p>
<p><i>Weak</i></p>	 <p>neutrino interaction induces beta decay</p>	<p>Strength 10^{-5}</p>	<p>Range (m) 10^{-17} (0.1% of the diameter of a proton)</p>	<p>Particle Intermediate vector bosons W^+, W^-, Z_0, mass > 80 GeV spin = 1</p>
<p><i>Gravity</i> la plus faible</p>		<p>Strength 6×10^{-39}</p>	<p>Range (m) Infinite</p>	<p>Particle graviton? mass = 0 spin = 2</p>

Le nombre atomique

- Les caractéristiques chimiques d'un atome sont déterminées par le nombre d'électrons qu'il contient.
- Pour un atome neutre, le nombre d'électrons est égal au nombre de protons:
$$n_{el} = n_{prot}$$
- Tous les éléments chimiques sont constitués d'un seul type d'atome qui est caractérisé par un nombre identique de protons n_{prot}

Un **élément** est indiqué par:

- un **symbole** (1 ou 2 lettres: p.ex. H (hydrogène), Na (sodium) etc...)
- le **nombre atomique Z** égal au nombre de protons $Z = n_{prot}$

Dans le tableau périodique, les éléments sont classés selon l'ordre croissant du nombre atomique

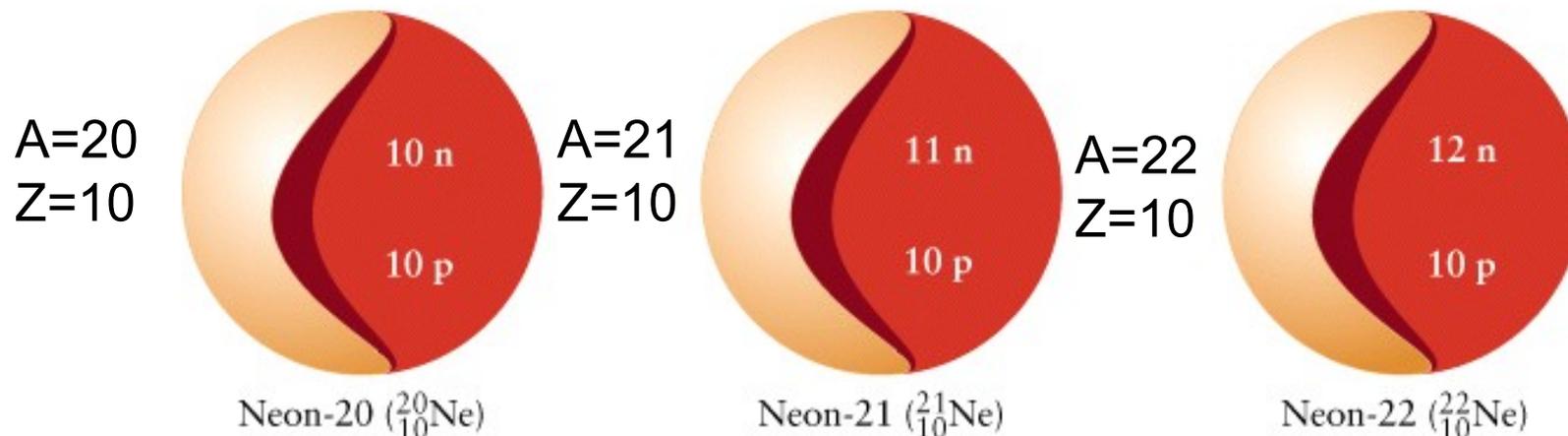
Le nombre de masse et les isotopes

- Les atomes d'un même élément peuvent contenir un nombre variable de neutrons: ils possèdent les mêmes propriétés chimiques mais une masse différente.

Le nombre total de nucléons (protons et neutrons) est appelé le **nombre de masse A**: $A = n_{\text{prot}} + n_{\text{neut}}$

Les atomes avec les mêmes nombres atomiques (Z) mais des nombres de masse (A) différents sont appelés **isotopes**.

Exemple: les isotopes du néon



Quelques isotopes importants

Pour $Z < 30$, les isotopes stables sont caractérisés par $n_{\text{neut}} \sim n_{\text{prot}}$, respectivement $A \sim 2Z$ ('l'île de stabilité')

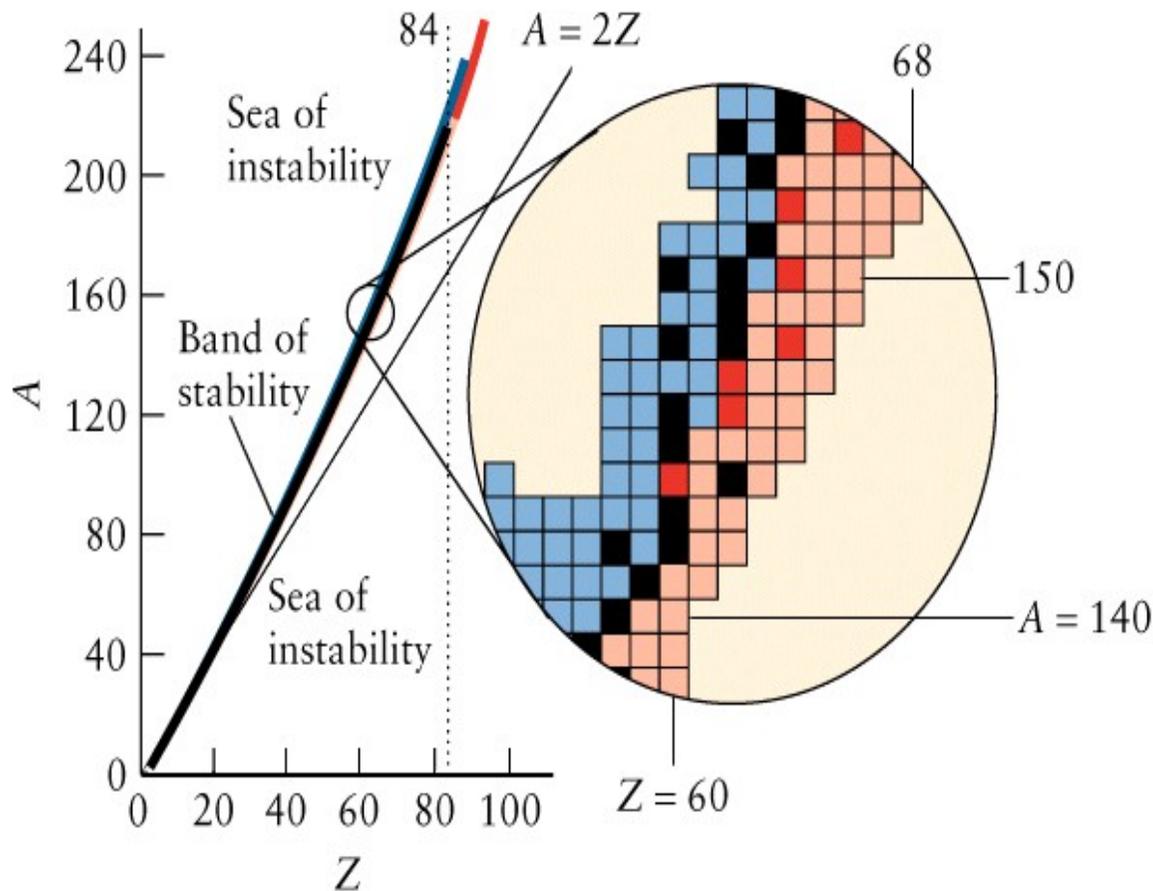
Table 1.2 Selected isotopes of some common elements

Element	Symbol	Atomic number Z	Mass number A	Abundance, %
hydrogen	${}^1\text{H}$	1	1	99.985
deuterium	${}^2\text{H}$ or D	1	2	0.015
tritium	${}^3\text{H}$ or T	1	3	—*
carbon-12	${}^{12}\text{C}$	6	12	98.90
carbon-13	${}^{13}\text{C}$	6	13	1.10
oxygen-16	${}^{16}\text{O}$	8	16	99.76

*Radioactive, short-lived.

Quels nombres de masse correspondent aux noyaux stables

- Consultez les tables d'isotopes (si disponible)!
- Essayez de prédire la décomposition la plus probable en utilisant la règle approximative de l'île de stabilité:



- les isotopes sur la ligne noire grasse sont en général stables
- $A = 2Z$ jusqu'à $Z \approx 30$ (environ autant de neutrons que de protons)
- $A > 2Z$ pour $Z > 30$

Quiz I

- 1) Quel est le nombre atomique du carbone?
 - A) 12
 - B) 6
 - C) 13

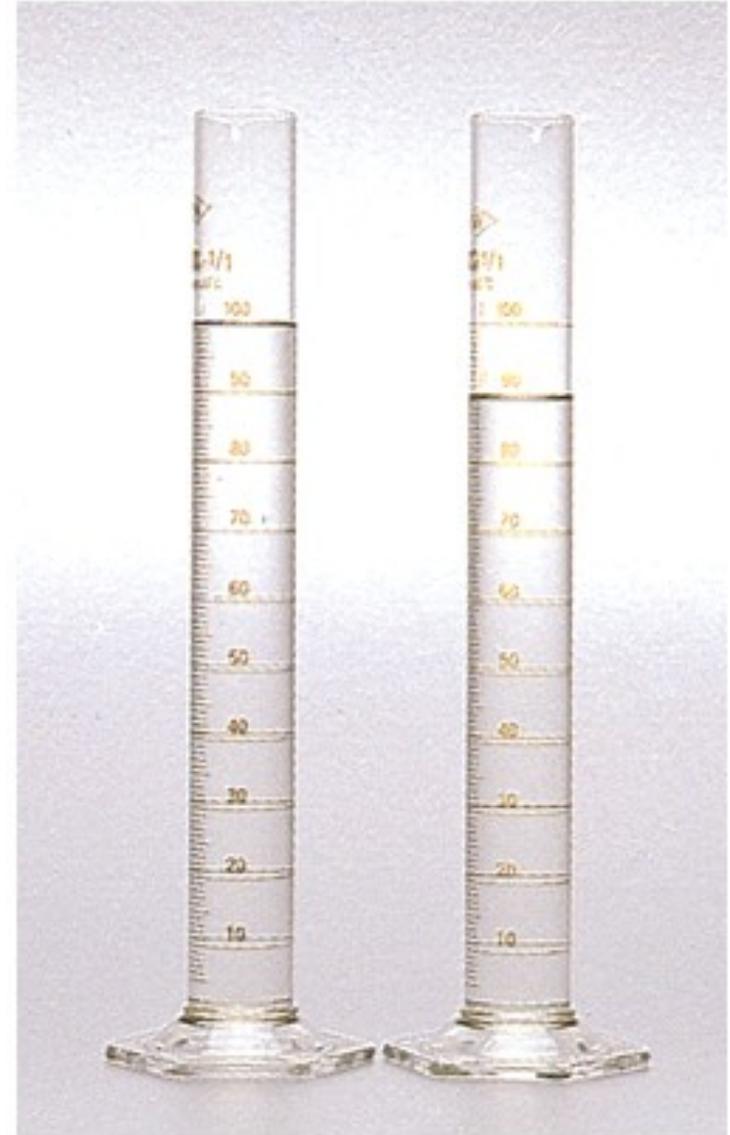
- 2) Quel est le nombre de masse de l'isotope le plus abondant du carbone?
 - A) 12
 - B) 6
 - C) 13

- 3) Combien de protons et de neutrons cet isotope a-t-il ?
 - A) 6 protons et 6 neutrons
 - B) 12 protons et 12 neutrons
 - C) 6 protons et 7 neutrons

Les propriétés physiques des isotopes

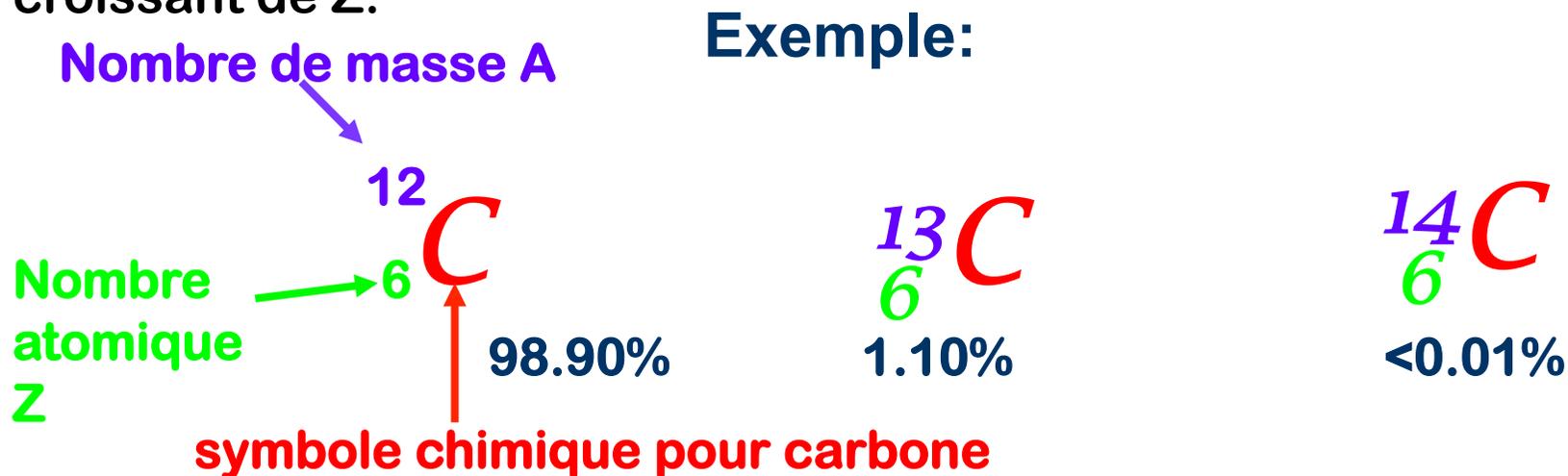
Tous les isotopes d'un élément ont le même nombre atomique (Z) i.e. le même nombre de protons et d'électrons $n_{el} = n_{prot}$. Ils ont les mêmes propriétés chimiques mais des propriétés physiques différentes à cause de leur différence de masse.

L'image montre deux échantillons chacun ayant une masse de 100g. L'échantillon à gauche contient de l'eau (H_2O) et celui de droite de l'eau lourde (D_2O). Leur densité étant différente, le volume occupé par l'eau lourde est 11% moindre que celle de l'eau normale.



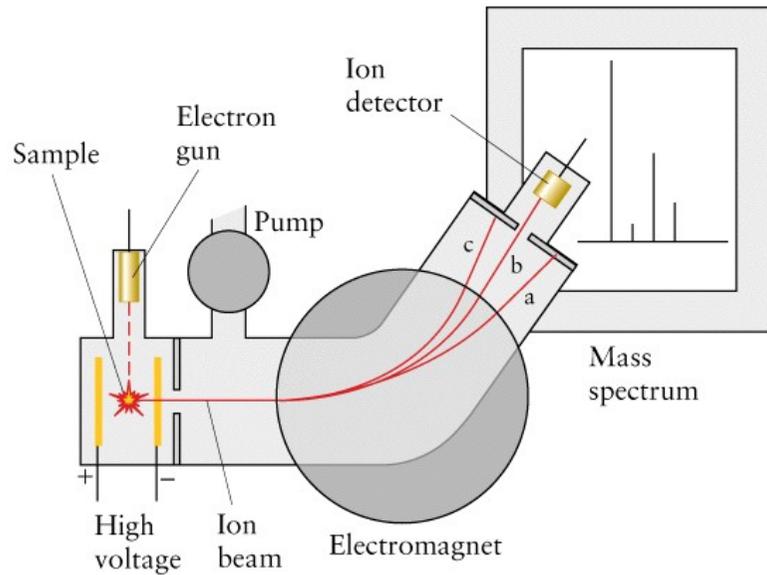
Résumé: nombre atomique et nombre de masse

Tous les éléments chimiques sont constitués d'atomes avec un **nombre spécifique de protons** (qui est égal au nombre d'électrons). Le nombre de protons d'un atome s'appelle **nombre atomique Z**. Dans le tableau périodique tous les éléments chimiques sont classés dans l'ordre croissant de Z.



Les atomes d'un élément peuvent contenir un nombre variable de neutrons, et par conséquent avoir des masses différentes. Des atomes ayant un nombre identique de protons mais un nombre différent de neutrons, sont des **isotopes**. Le nombre total de protons et de neutrons détermine la masse de l'atome. Les isotopes d'un atome ont le même nombre atomique Z mais un **nombre de masse A** différent.

Mesures de Masses atomiques



Les masses atomiques et moléculaires peuvent être mesurées avec grande précision grâce aux spectromètres de masse.

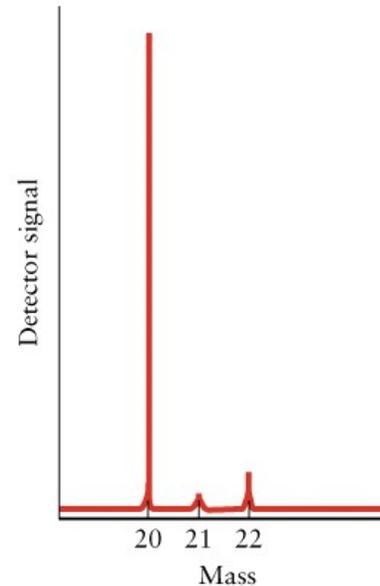
Principe du spectromètre de masse: accélération, déviation et détection des atomes (ou molécules) ionisés.

Les masses sont mesurées dans des unités de masse atomique 1uma:

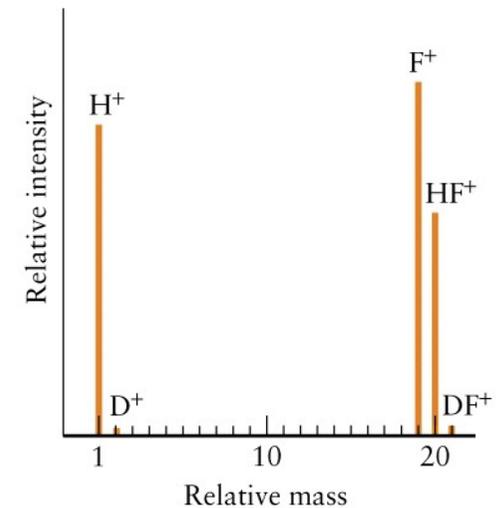
$$1 \text{ uma} = 1.66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Exemple: masse atomique de ^{12}C : 12 uma
(mais dans le TPE: $m_{\text{C}} = 12.011$ (selon l'abondance naturelle des isotopes))

Les isotopes de néon



spectre de masse de HF



Quiz II

- 1) La masse atomique de H-1 est $\sim 1 \text{ uma}$. Cette masse est-elle égale à la somme des masses des particules subatomiques de H-1?
 - A) oui
 - B) non
- 2) Quelle est la masse moyenne d'un atome de carbone donnée par le tableau périodique des éléments? Quelle est l'abondance naturelle des deux isotopes stables du carbone?
- 3) Combien de pics attendez-vous à voir dans un spectre de masse d'une molécule de C_2H_2 (sans fragmentation)?
 - A) 2 pics
 - B) 4 pics
 - C) 5 pics

Quiz II

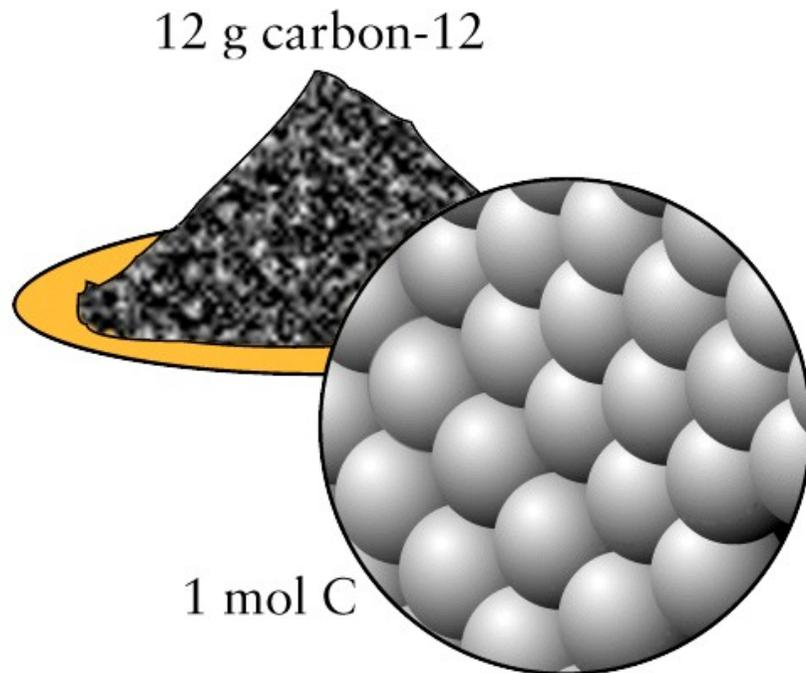
Quelle est la masse moyenne d'un atome de carbone donnée par le tableau périodique des éléments? Quelle est l'abondance naturelle des deux isotopes stables du carbone?

Atomic Weights and Isotopic Compositions for Carbon

<u>Isotope</u>	<u>Relative Atomic Mass</u>	<u>Isotopic Composition</u>	<u>Standard Atomic Weight</u>	<u>Notes</u>
6 C 12	12.000 000 0(0)	98.93(8)	12.0107(8)	g,r
13	13.003 354 8378(10)	1.07(8)		
14	14.003 241 988(4)			

<http://www.physics.nist.gov/PhysRefData/Elements/index.html>

Combien d'atomes sont contenus dans les quantités macroscopiques de matière?



En pratique, les chimistes ne travaillent pas avec 1 ou 2 atomes mais avec des quantités macroscopiques de substances contenant des centaines de milliers de milliards de milliards (10^{23}) d'atomes ou de molécules.

Afin de ne pas jongler avec des chiffres aussi grands, les chimistes ont introduit **la mole**.

Quelques définitions...

La mole:

1 mole est la quantité d'une substance contenant le **nombre d'Avogadro** de particules.

Le nombre d'Avogadro N_A :

$$N_A = 6.02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

La masse molaire:

La masse d'une mole de particules.

La masse donnée dans les tableaux périodiques des éléments peut être interprétée comme masse d'un seul atome de l'élément en unités de masse atomique ou comme la masse molaire de cet élément en g/mol.

La molarité d'une solution:

La molarité est une mesure pour la concentration d'une solution. Une solution de molarité 1M contient une mole d'une substance dissolue par litre de solution.

Quiz III

- 1) Quelle est la masse molaire de l'eau?
 - A) 18 uma
 - B) 18 g/mol

- 2) Combien de moles sont contenues dans un échantillon de carbone de 1g?
 - A) 1 mole
 - B) 12 moles
 - C) 1/12 mole

- 3) Combien de grammes de NaCl faut-il pour préparer un litre d'une solution 2 molaire?
 - A) 58.5 g
 - B) 200g
 - C) 117 g

Radioactivité

Henri Becquerel

1896: découverte de traces sur un plaque photographique à proximité d'oxyde d'uranium.



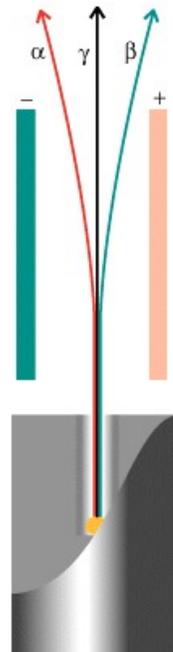
Marie Curie (1867–1934)

1896: Introduction du concept de radioactivité: rayons émis par des atomes d'uranium, puis thorium, radium, polonium (origine du noyau par Rutherford 1908, encore inconnue)

Rutherford:

1898: Identification de 3 types de radiation (α , β and γ):

Effet d'un champ électrique sur le rayonnement nucléaire →

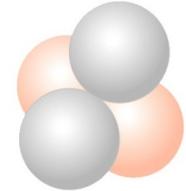


a) radiation de type α

particules α :

2 protons

2 neutrons



b) radiation de type β^-

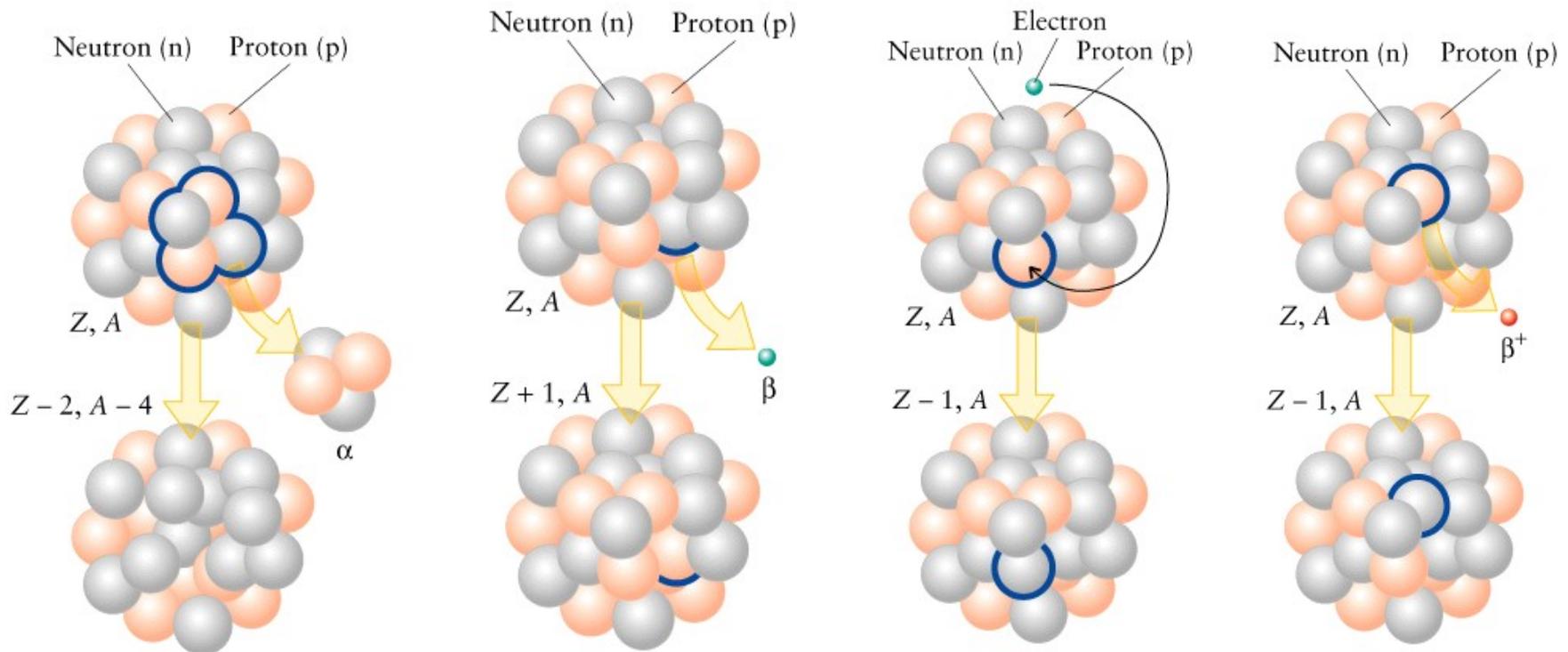
émission d'électrons β^- ou e^-

c) Radiation de type γ

émission de radiation électromagnétique

Désintégrations nucléaires

Trop de nucléons, les forces nucléaires ne font plus leur travail: désintégration



Désintégration α : Perte de 2 protons ($Z-2$) et 2 neutrons ($A-4$).

Caractéristiques des noyaux lourds ($Z>60$), riches en protons.

Désintégration β^- : Conversion d'un neutron en proton ($Z+1$) (éjection d'un électron du noyau). Noyaux riches en neutrons.

Capture d'électrons: Conversion d'un proton en neutron ($Z-1$) par capture d'un électron (inverse de la désintégration β^-)

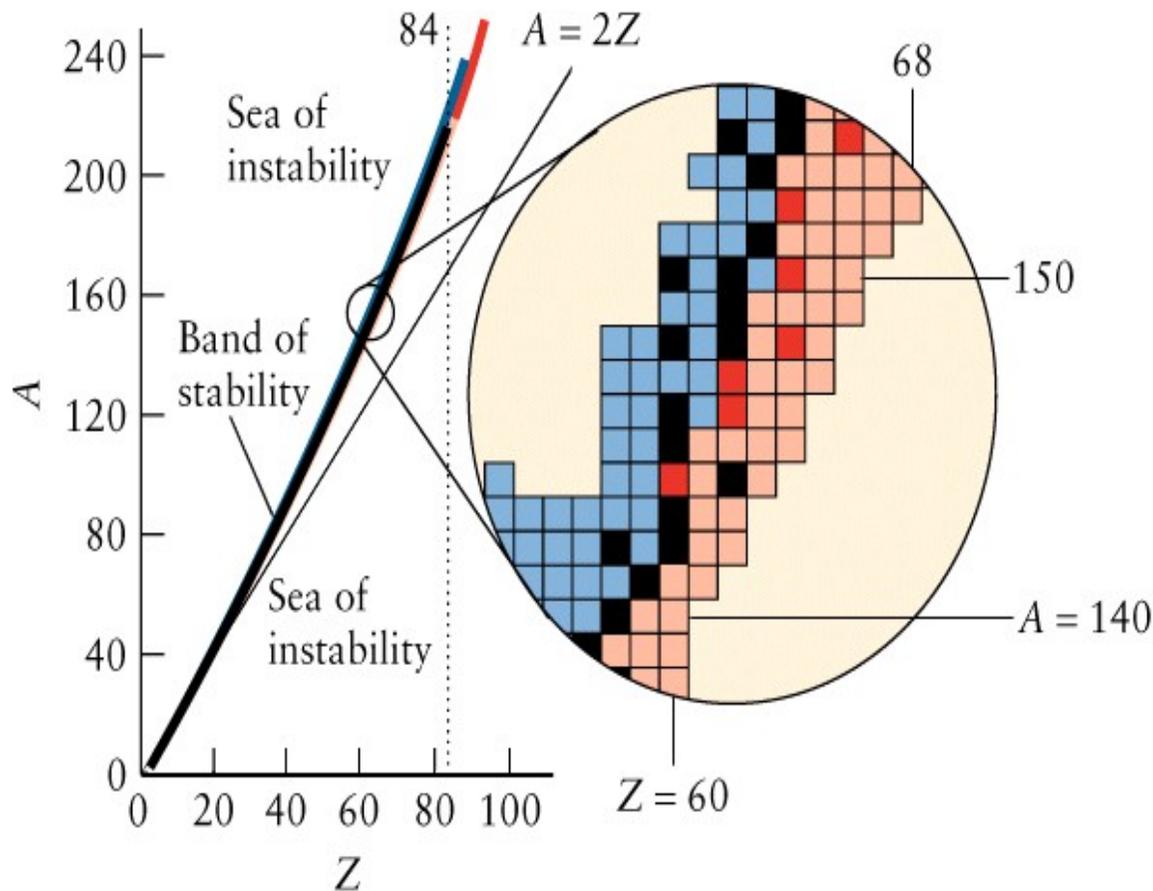
Émission de positons: Conversion d'un proton en neutron ($Z-1$) par émission d'un positon β^+

Propriétés des radiations nucléaires

type	degré de pénétration	vitesse	particule	protection nécessaire	exemple
α	faible (1) mais beaucoup de dégât	10% c	4-He^{2+}	papier, peau	$226\text{-Ra} \rightarrow 222\text{-Rn} + \alpha$
β^-	moyen (100)	<90% c	électron	3mm aluminium	$3\text{-H} \rightarrow 3\text{-He} + e^-$
γ	Haut (10 000)	c	photon	béton, plomb	$60\text{-Co}^* \rightarrow 60\text{-Co} + \gamma$
β^+	Moyen	> 90% c	positon		$22\text{-Na} \rightarrow 22\text{-Ne} + \beta^+$
p	Moyen à bas	10 % c	proton		$53\text{-Co} \rightarrow 52\text{-Fe} + p$
n	très haut	< 10% c	neutron		$137\text{-I} \rightarrow 136\text{-I} + n$

Lesquels des nucléides sont instable? Quel type de désintégration subissent-ils?

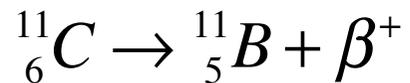
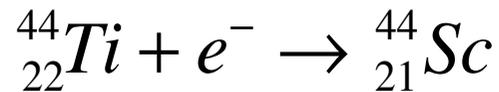
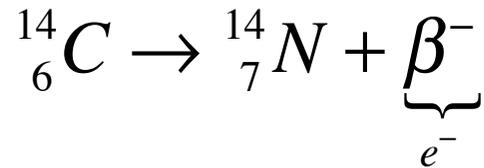
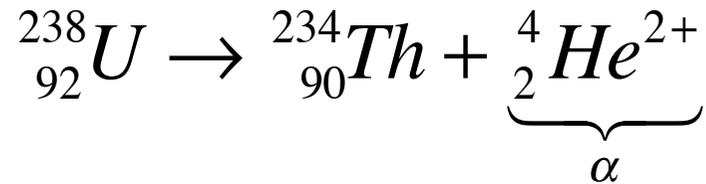
→ Essayez de prédire la décomposition la plus probable en utilisant la règle approximative de l'île de stabilité:



- les isotopes sur la ligne noire grasse sont, en général, stables
- les isotopes dans la région bleue ont une probabilité haute pour l'émission de type β^-
- dans la région rouge radiation de type α est préféré ($Z > 60$)
- les isotopes dans la région rose sont caractérisés par l'émission de positons ou la capture d'électrons

Quel type de désintégration?

Trois exemples:



Désintégration α :

noyau lourd ($Z > 60$)

riche en protons

augmentation du rapport $A/2Z$

Emission β^{-} :

trop riche en neutrons

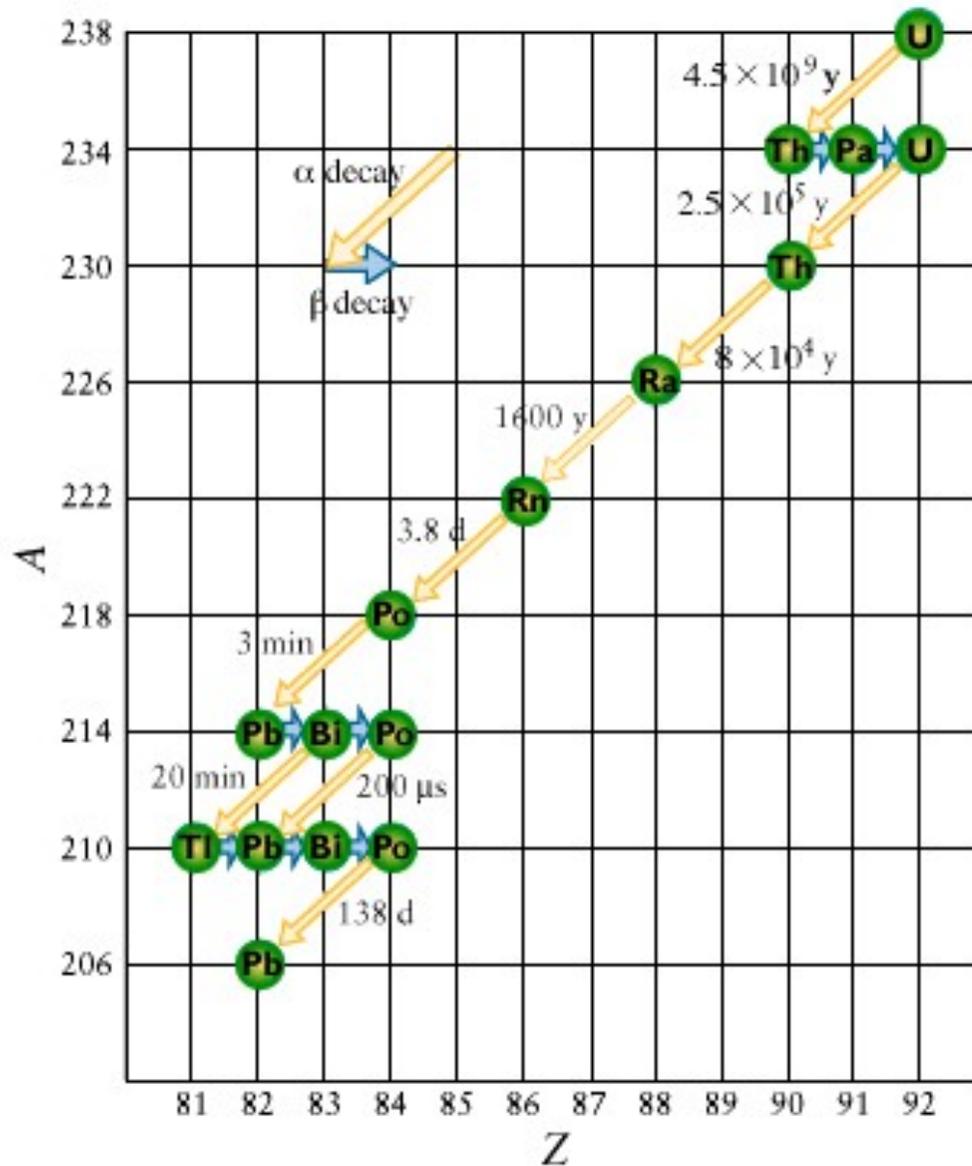
diminution du rapport $A/2Z$

Capture β^{-} ou Emission β^{+}

trop riche en protons

augmentation du rapport $A/2Z$

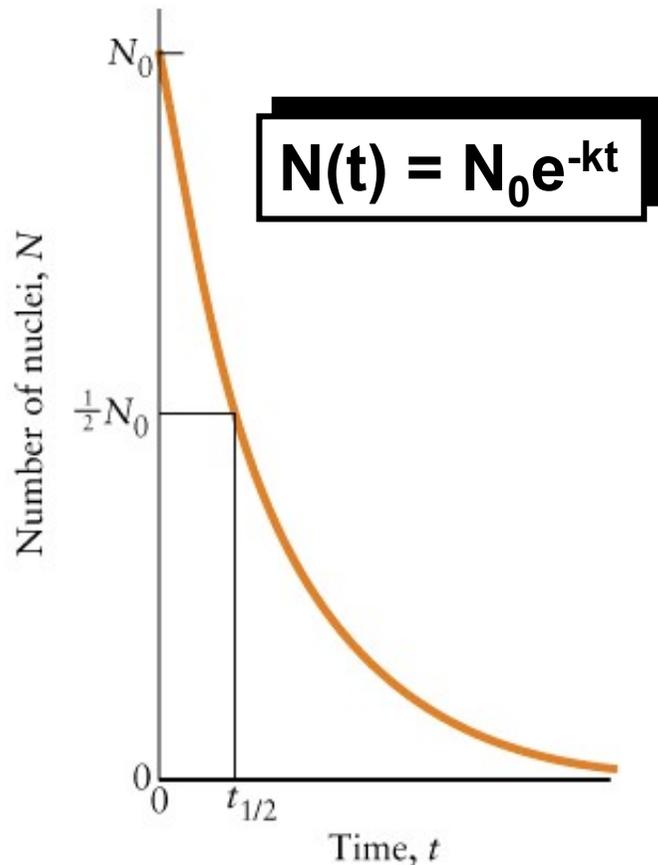
Une réaction nucléaire aboutit souvent à des produits qui sont eux-même instables.



Exemple:

- La série des décompositions nucléaire d'uranium-238.

La loi de désintégration radioactive



L'activité A est définie par la vitesse de la décomposition radioactive: le nombre de désintégrations par seconde:

$$A(t) = -\frac{N(t) - N_0}{t - t_0} = -\frac{\Delta N}{\Delta t}$$

N_0 : nombre des isotopes radioactifs au temps t_0 ($t = 0$)

k : constante de désintégration (s^{-1})

La **demi-vie $t_{1/2}$** est le temps pour lequel la moitié des nucléides radioactifs sont décomposés.

$$N(t_{1/2}) = \frac{1}{2} N_0$$

$$\begin{aligned} N_0 / 2 &= N_0 e^{-kt_{1/2}} \\ \ln(1/2) &= -kt_{1/2} \\ t_{1/2} &= \ln(2) / k \end{aligned}$$

Les demi-vies de quelques nucléides

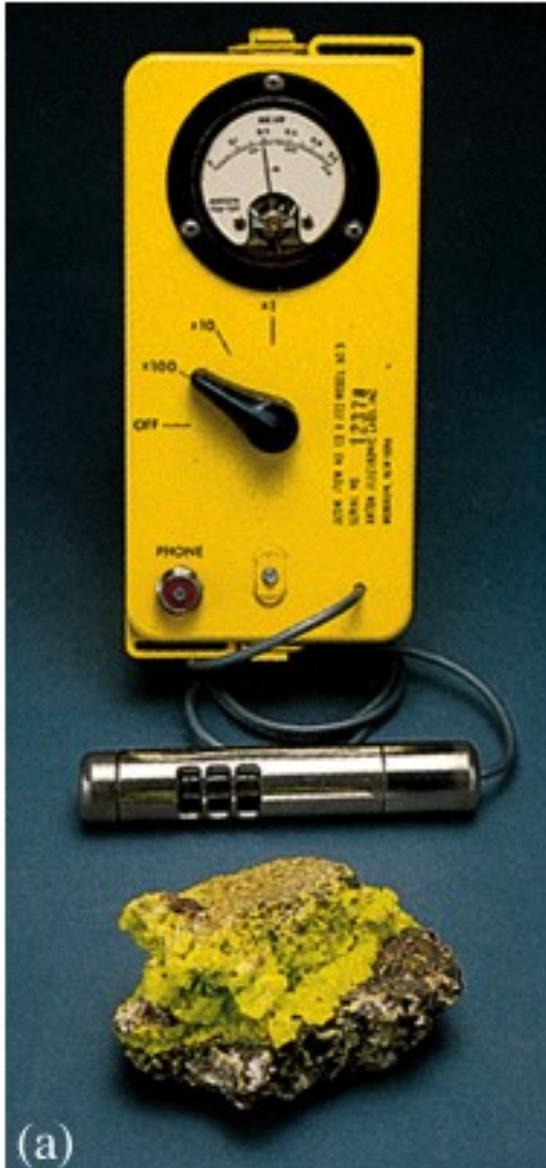
Nuclide	Half-life, $t_{1/2}$
tritium	12.3 y
carbon-14	5.73×10^3 y
carbon-15	2.4 s
potassium-40	1.26×10^9 y
cobalt-60	5.26 y
strontium-90	28.1 y
iodine-131	8.05 d
cesium-137	30.17 y
radium-226	1.60×10^3 y
uranium-235	7.1×10^8 y
uranium-238	4.5×10^9 y
fermium-244	3.3 ms

*d = day, y = year.

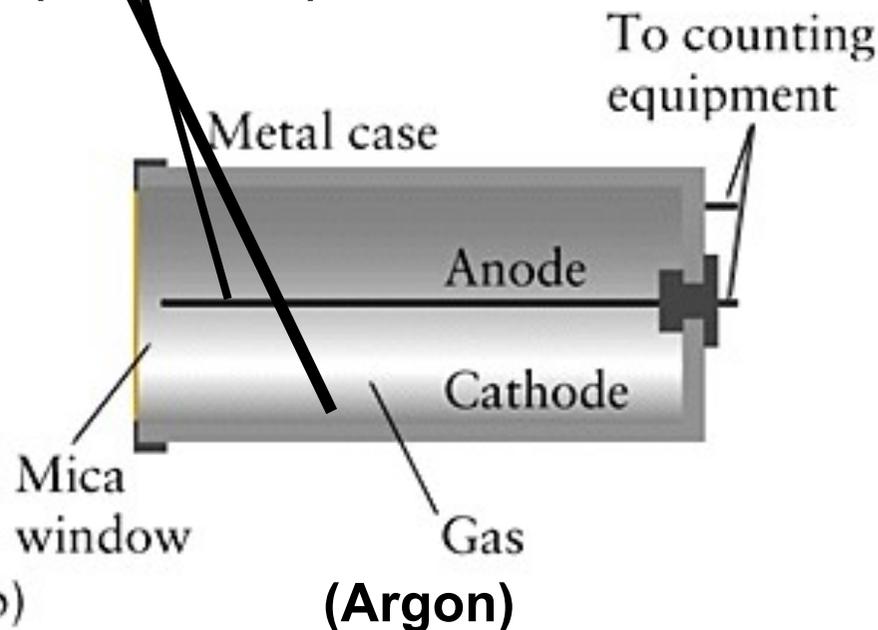
Les mesures d'activité

- **compteur de scintillations**

Les radiations interagissent avec la matière et causent des ionisations. Ces dernières sont utilisées pour mesurer le taux de radiation dans un **compteur de Geiger**.



**Haute différence en potentiel
(500-1200V)**



Unités de radiation

TABLEAU 17.4 Unités de rayonnement*

Propriété	Nom de l'unité	Symbole	Définition
activité	becquerel	Bq	1 désintégration par seconde
	curie	Ci	$3,7 \times 10^{10}$ désintégrations par seconde
dose absorbée	gray	Gy	$1 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}$
	dose de radiation absorbée	rad	$10^{-2} \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}$
équivalent de dose	sievert	Sv	$Q \times \text{dose absorbée}^{**}$
	« roentgen equivalent man »	rem	$Q \times \text{dose absorbée}^{**}$

* Les anciennes unités sont en rouge.

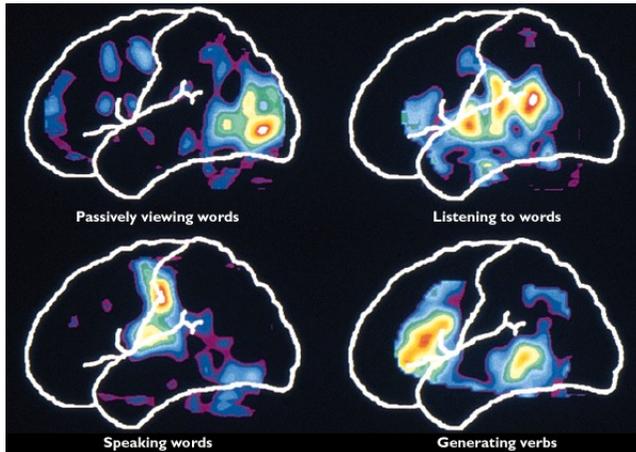
** Q est l'efficacité biologique du rayonnement. Normalement, $Q < 1 \text{ Sv}\cdot\text{Gy}^{-1}$ pour γ , β et la plupart des autres rayonnements, mais $Q < 20 \text{ Sv}\cdot\text{Gy}^{-1}$ pour le rayonnement α et les neutrons rapides. Un facteur supplémentaire de 5 (c'est-à-dire $5Q$) est utilisé pour les os dans certaines circonstances.

L'exposition humaine aux rayonnements est caractérisée par la dose absorbée (énergie déposée dans un corps exposé au rayonnement) et l'équivalent de dose (tient compte des effets de différents types de rayonnement sur les tissus).

Principales sources de radioactivité naturelle: K-40 (4.4kBq, 200mrem), radiation cosmique (27mrem)

Par comparaison, 1986 Tchernobyl Cs-137, pendant les premiers 10 jours: 12 exa Bq (un billion de billion (10^{18}) Becquerels)

Les applications



diagnostic médical:

tomographie par émission de positons (PET)

Principe: marquage d'hormones au F-18 ($t_{1/2} = 110$ min). Le composé qui porte le fluor sera absorbé préférentiellement par la tumeur cancéreuse. Le fluor émet des positons rapidement annihilés par des électrons → détection de rayons γ par le scanner.

imagerie:

^{99m}Tc (γ , $t_{1/2} = 6$ h)

Buts thérapeutiques: **Utilisation de rayonnements pour détruire les cellules malignes**

• absorption de ^{10}B non radioactif mais émission α après bombardement de neutrons ($t_{1/2} = 8.05$ d)

^{186}Re , ^{188}Re (β^- , $t_{1/2} = 3.8$ d)

^{131}I (β^- , $t_{1/2} = 8.05$ d)

^{90}Y (β^- , $t_{1/2} = 64$ h)

Les applications

Datation isotopique (e.g. carbone-14, β , $t_{1/2} = 5.73 \cdot 10^3$ y)

Principes: Mesure de l'activité des isotopes radioactifs contenu dans un échantillon. Le carbone-12 est l'isotope principal du carbone, mais une petite proportion de carbone-14 est présente dans tous les organismes vivants.

$$N = N_0 e^{-kt}$$

$$t = -\frac{1}{k} \ln\left(\frac{N}{N_0}\right)$$

$$t_{1/2} = \ln(2) / k$$

$$t = -\frac{t_{1/2}}{\ln 2} \ln\left(\frac{N}{N_0}\right)$$

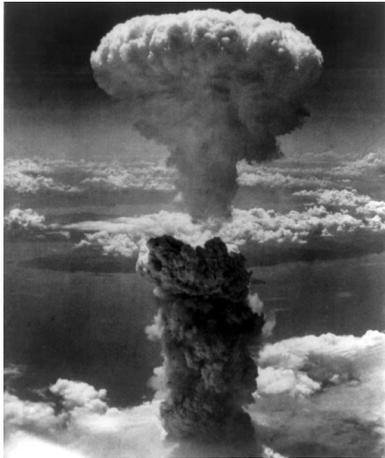
Le rapport N/N_0 est égal au rapport des nombres de désintégrations dans les échantillons anciens et modernes .

Réactions nucléaires

- **fission nucléaire**

(décomposition des noyaux en noyaux plus petits: U-235, Pu-239)

Arme de destruction



Bombe atomique sur Nagasaki

(fission Pu-239)

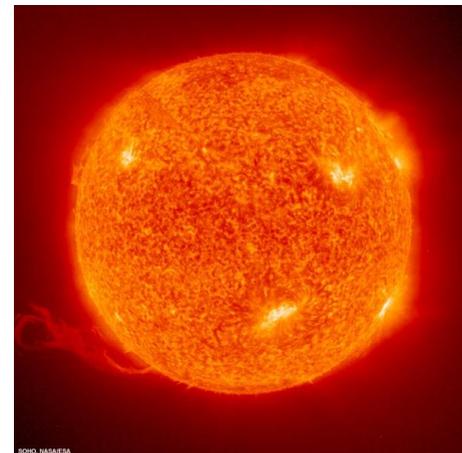
source d'énergie



Réacteur nucléaire (fission U-235 et Pu-239)

- **fusion nucléaire** (fusions de deux noyaux: D et T)

H bombe (fusion)



Le soleil, un réacteur de fusion naturel

CRPP à l'EPFL

À maîtriser

Les Fondements de la structure de l'atome:

- Décrire la structure de l'atome.
- Trouver le nombre d'atomes dans une masse donnée d'un corps simple.
- Trouver le nombre de neutrons, de protons et d'électrons d'un isotope.
- Calculer la masse molaire d'un composé connaissant sa formule chimique.
- Calculer la masse molaire d'un élément connaissant sa composition isotopique.

Chimie Nucléaire:

- Utilisation de la bande de stabilité pour prédire le type de désintégration probable d'un noyau radioactif donné.
- Utilisation de la demi-vie d'un isotope pour déterminer l'âge d'un objet.
- Prédire la quantité d'échantillon radioactif qui restera après une période de temps donnée.