



Examen 2018, questions et réponses

Atomistique (Université de Rennes)

TD 0 : L'ATOME

Exercice 1 : Composition d'un atome.

La constitution du noyau d'un élément chimique X est donnée par le symbole suivant :

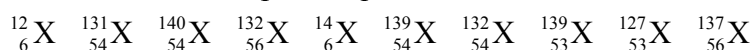


1°) Que représentent A et Z, quelle relation existe entre ces deux nombres ?

A : nombre de nucléons (protons + neutrons) = nombre de masse

Z : nombre de protons = nombre d'électrons = numéro atomique

2°) Donner la composition des noyaux des éléments chimiques suivants, indiquer ceux qui sont isotopes. A l'aide du tableau périodique trouver les noms de ces éléments.



${}^{12}_6X$: 12 nucléons, 6 protons donc $12 - 6 = 6$ neutrons. X = C

${}^{131}_{54}X$: 131 nucléons, 54 protons donc $131 - 54 = 77$ neutrons. X = Xe

${}^{140}_{54}X$: 140 nucléons, 54 protons donc $140 - 54 = 86$ neutrons. X = Xe

${}^{132}_{56}X$: 132 nucléons, 56 protons donc $132 - 56 = 76$ neutrons. X = Ba

${}^{14}_6X$: 14 nucléons, 6 protons donc $14 - 6 = 8$ neutrons. X = C

${}^{139}_{54}X$: 139 nucléons, 54 protons donc $139 - 54 = 85$ neutrons. X = Xe

${}^{132}_{54}X$: 132 nucléons, 54 protons donc $132 - 54 = 78$ neutrons. X = Xe

${}^{139}_{53}X$: 139 nucléons, 53 protons donc $139 - 53 = 86$ neutrons. X = I

${}^{127}_{53}X$: 127 nucléons, 53 protons donc $127 - 53 = 74$ neutrons. X = I

${}^{137}_{56}X$: 137 nucléons, 56 protons donc $137 - 56 = 81$ neutrons. X = Ba

Les éléments isotopes ont un même nombre d'électrons (donc de protons) Ils ont, du coup le même nom (même X).

Exercice 2 : Atome de référence

1°) Un atome étant composé de protons, de neutrons et d'électrons, on pourrait à priori calculer sa masse en additionnant celle de ces constituants.

Pourquoi ceci n'est pas fait ?

La masse du proton est voisine de celle du neutron et très supérieure à celle de l'électron mais reste une entité très petite et difficile à manier. La masse réelle de l'atome s'exprime donc par un nombre extrêmement petit $5,3 \cdot 10^{-26}$ pour un atome de soufre par exemple.

De plus, l'orsque l'on additionne les masses des neutrons, protons et des électrons, on trouve une masse inférieure à la masse réelle de l'atome. En effet, la formation d'un noyau atomique, par réunion de neutrons et de protons s'accompagne d'une libération d'énergie. Avec la théorie de la relativité, on accède à une équivalence entre l'énergie de la masse ($E = mc^2$). La perte de masse (le défaut de masse) est l'équivalent de l'énergie perdue par le système lors de la formation du noyau.

2°) Quel est alors l'atome de référence à partir duquel les masses des autres éléments sont déterminées dans l'échelle des masses molaires atomiques (unité : $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) ?

On choisit alors un atome de référence, le carbone 12. On lui attribue arbitrairement la masse exacte 12,00000. On exprimera donc la masse relative des autres atomes par rapport à celle du Carbone 12. ${}^{12}_6\text{C}$

3°) Le carbone naturel, de masse molaire $12,01115 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ contient en nombre d'atomes 98,892% de l'isotope ${}^{12}\text{C}$ et 1,108% de l'isotope ${}^{13}\text{C}$.

Quelle est la masse d'une mole d'atomes de l'isotope ${}^{13}\text{C}$?

$$12.00000 \times 0.98892 + .01108 x = 12.01115 \text{ soit } x = 13.00631 \text{ g.mol}^{-1}$$

Exercice 3 : Isotopes

L'argon naturel est un mélange des 3 isotopes suivants :

^{36}Ar de masse molaire exacte $35,968 \text{ g.mol}^{-1}$: 0,337%

^{38}Ar de masse molaire exacte $37,963 \text{ g.mol}^{-1}$: 0,063%

^{40}Ar de masse molaire exacte $39,962 \text{ g.mol}^{-1}$: 99,600%

(les % étant donnés en nombre d'atomes)

Quelle est la masse molaire de l'argon naturel ?

L'argon naturel est constitué des trois isotopes suivants dont on connaît la masse molaire exacte comme leur proportions atomiques.

$$0.00337 \times 35.968 + 0.00063 \times 37.963 + 0.99600 \times 39.962 = 39.947 \text{ g.mol}^{-1}$$

Exercice 4 : Unité de masse atomique

1°) Calculer en g et en kg la valeur de l'unité de masse atomique : **u**.

L'unité arbitraire définie avec la masse du $^{12}_6\text{C}$ est l'unité de masse atomique. u.m.a. (u)

La masse atomique de $^{12}_6\text{C}$ est par définition égale à 12u exactement. Un atome $^{12}_6\text{C}$ a pour masse, en gramme $12/\mathcal{N}$. 1 u.m.a représente $1/12$ de cette masse soit $1/\mathcal{N}$.

$$1/6.022.10^{23} = 1.660.10^{-24} \text{ g} = 1.660.10^{-27} \text{ kg}$$

2°) Sachant que l'uranium naturel est essentiellement composé d' ^{235}U et d' ^{238}U calculer les % en nombre d'atomes d' ^{235}U et ^{238}U dans l'uranium naturel de masse $238,03 \text{ g.mol}^{-1}$.

Masse des noyaux atomiques : ^{235}U : 235,044 u ^{238}U : 238,102 u

Nombre d'Avogadro : $6,02205 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Soit x la proportion de ^{235}U : $235,044 x + 238,102 (1-x) = 238,03$

$$(235,044 - 238,102) x = 238,03 - 238,102$$

$$-3,058 x = -0,072$$

$$x = 0,0235 \text{ soit } 2.35\% \text{ d' Uranium } 235$$

