

Chapitre 5 La mole

masse atomique : masse relative exprimée en unité de masse atomique (uma ou u).

1 uma représente la masse de 1/12 de la masse d'un atome de carbone-12(^{12}C)

Si la masse d'un atome de ^{16}O est 133% plus grande que celle du ^{12}C , la masse d'un atome de ^{16}O est :

$$133\% \times 12,000 = 16,0 \text{ u}$$

Les atomes d'un même élément n'ont pas tous la même masse → isotopes

abondance relative des isotopes : La quantité relative de chaque isotope présent dans un élément.

Masse atomique moyenne

déf : Moyenne pondérée de tous les isotopes d'un élément

$$\frac{(\text{masse isotope 1} \times \% \text{abondance}) + (\text{masse isotope 2} \times \% \text{abondance}) \dots}{100}$$

Par exemple, le magnésium a 3 isotopes naturels, l'abondance relative de chaque isotope est : $^{24}\text{Mg} = 79\%$; $^{25}\text{Mg} = 10\%$; $^{26}\text{Mg} = 11\%$

Sa masse atomique moyenne est donc...

$$\frac{(24 \times 79) + (25 \times 10) + (26 \times 11)}{100} \text{ ou } (24 \times 0,79) + (25 \times 0,10) + (26 \times 0,11)$$

La masse moyenne du Mg est de 24,32 u

Ex.1 : Calcule la masse atomique moyenne du lithium selon les infos suivantes : ${}^7\text{Li}$: 7,015 u et 92,58% d'abondance
 ${}^6\text{Li}$: 6,015 u et 7,42% d'abondance

$$\text{Masse atomique moyenne} : \frac{(7,015 \times 92,58) + (6,015 \times 7,42)}{100}$$

$$M_r = 6,94 \text{ uma}$$

Ex.2 : Calcule l'abondance relative de chaque isotope du bore selon les infos suivantes : $^{10}\text{B} = 10,01 \text{ u}$ $^{11}\text{B} = 11,01 \text{ u}$

$$10,811 = \frac{10,01x + 11,01(100-x)}{100}$$

$$1081,1 = 10,01x + 1101 - 11,01x$$

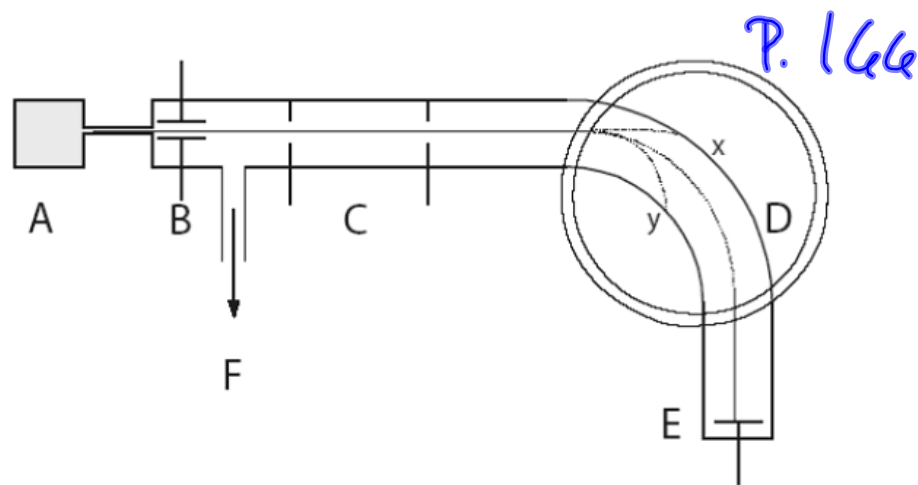
$$-19,9 = -x$$

$$19,9 = x$$

$$^{10}\text{B} : 19,9 \%$$

$$^{11}\text{B} : 80,1 \% (100 - 19,9)$$

Le spectromètre de masse



A : les atomes ou les molécules subissent un changement physique pour donner l'état gazeux

B : les atomes ou les molécules sont ensuite convertis en ions positifs

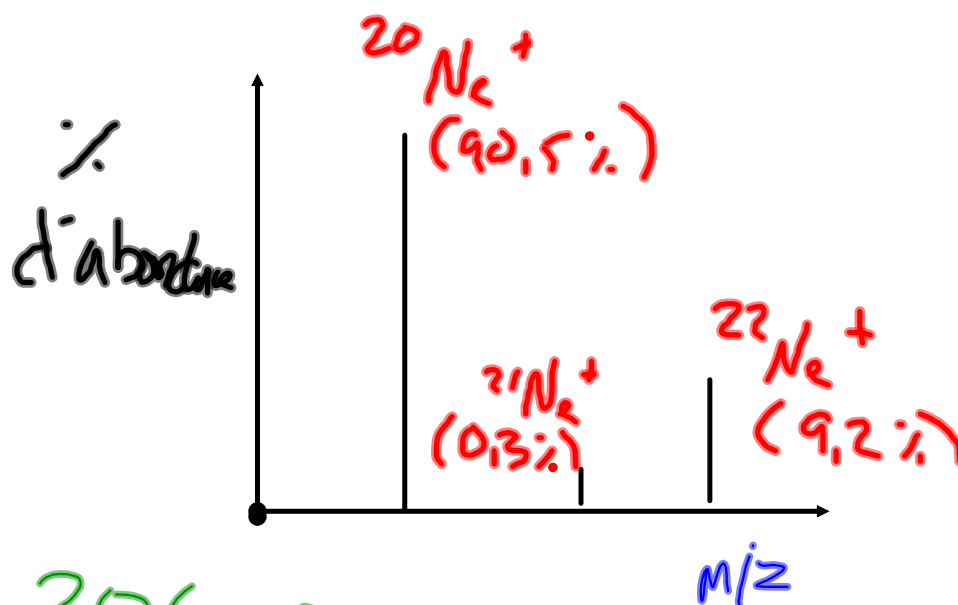
C : les ions se font accélérés

D : les ions se font déviés; plus la particule est légère, plus elle est déviée

E : les particules ayant une masse spécifique seront détectées

F : tout le système se fait sous vide donc ce vide est maintenu avec une pompe à vide

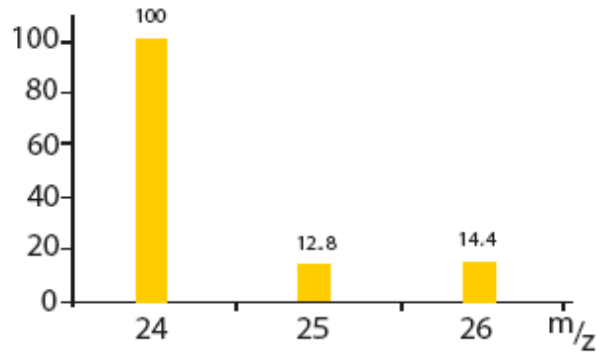
Ex₁ Quelle est la masse moyenne du Néon de la p.166? *arrondir à 2 décimales*



$$M_{r(\text{Ne})} = \frac{20(90,5) + 21(0,3) + 22(9,2)}{100}$$

$$= \frac{2018,7}{100} = \boxed{20,19 \text{ uma}}$$

Ex₂ : Un échantillon de magnésium est vaporisé dans un spectromètre de masse. Le spectre de masse trouvé est le suivant. Quelle est la masse moyenne du magnésium?



$$M_r(\text{Mg}) : \frac{24(100) + 25(12,8) + 26(14,4)}{127,2}$$

$$= \frac{2400 + 320 + 374}{127,2}$$

$$= \frac{3094}{127,2} \rightarrow 24,32 \text{ u}$$

Devoir
feuille
P. 167-170
n° 1 à 8

5.2 La mole

La masse d'un atome étant si petite, il faut travailler avec un groupe d'atomes, un regroupement pratique où le nombre d'atomes doit être grand.

La mole(mol): c'est une unité d'expression de la quantité de matière d'une substance équivalant à $6,02 \times 10^{23}$ particules de cette substance.

$6,02 \times 10^{23}$, le nombre(ou constante) d'Avogadro (N_A), représente la quantité d'atomes de ^{12}C dans exactement 12g de ^{12}C

Une mole d'un élément est $6,02 \times 10^{23}$ atomes.

Une mole d'un composé moléculaire est $6,02 \times 10^{23}$ molécules.

Comment gros est ce nombre...

Si tu pouvais compter 1 000 000 de nombres par secondes, ça prendrait 20 000 000 000 d'années pour compter une mole.

Si je couvrais la surface de la planète avec une mole de timbres cela couvrirait la planète 80 000 fois.

Si une dinde occupe environ 1 pied cube et on avait une mole de dindes, cela occuperait un volume égal à 16 Terres ou 1/4 de Uranus.

Ex. Si j'ai 3 moles d'atomes de zinc, combien d'atomes de zinc ai-je?

$$3 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ atomes}}{1 \text{ mol}} = 1,81 \times 10^{24} \text{ atomes}$$

Donc, si N : nombre de particules, n : nombre de moles et N_A : la constante d'Avogadro, on peut en déduire l'équation suivante :

$$N = n \cdot N_A \quad n = \frac{N}{N_A}$$

Ex.2 : Si Pierre avait $3,18 \times 10^{24}$ stylos, combien de moles de stylos aurait-il?

$$n = \frac{3,18 \times 10^{24} \text{ stylos}}{6,02 \times 10^{23} \text{ stylos/mol}} = 5,28 \text{ mol}$$

$3,18 \times 10^{24} \text{ stylos} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ stylos}}$

Ex.3 : Si on a 0,240 mol de molécules d'eau,
a) combien de molécules d'eau a-t-on?

$$0,240 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}} = 1,44 \times 10^{23} \text{ molécules H}_2\text{O}$$

b) combien d'atomes d'oxygène a-t-on?

$$1,44 \times 10^{23} \text{ molécules d'eau} \times \frac{1 \text{ atome O}}{1 \text{ molécule H}_2\text{O}} = 1,44 \times 10^{23} \text{ atomes Oxygène}$$

c) combien d'atomes d'hydrogène a-t-on?

$$1,44 \times 10^{23} \text{ molécules H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ atomes H}}{1 \text{ molécule H}_2\text{O}} = 2,88 \times 10^{23} \text{ atomes H}$$

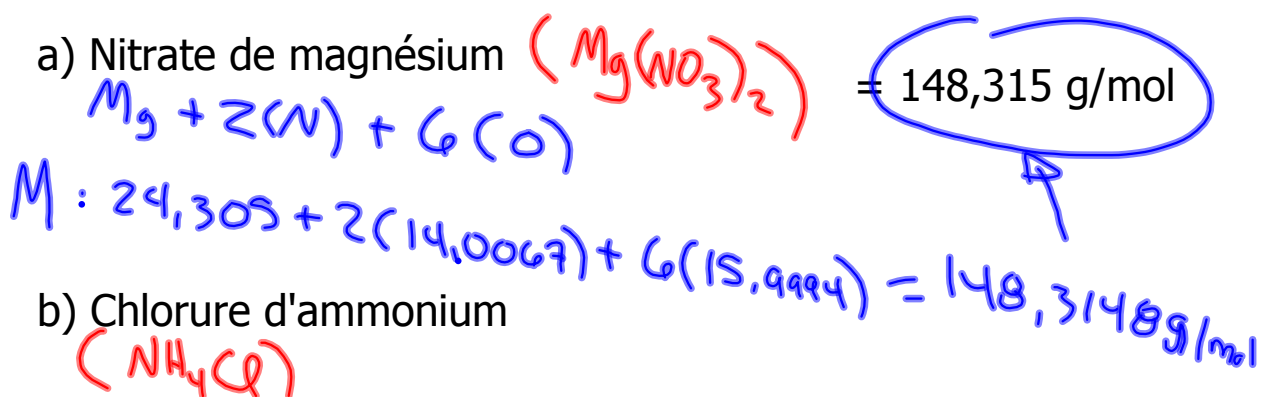
P.174-178
n°s 13 à 18

La masse molaire

La masse molaire est la masse en grammes d'une mole d'un élément ou composé. C'est comme la masse atomique mais les unités sont g/mol au lieu de uma.

Si la masse atomique moyenne de «C» est 12,011 uma, sa masse molaire est de 12,011g/mol. Donc, une mole de carbone pèse 12,011g.

Calculez la masse molaire: (M)



$$M: N + 4H + Cl$$

$$: 14,0067 + 4(1,00794) + 35,4527$$

$$= 53,4916 \text{ g mol}^{-1}$$

$$= 53,4912 \text{ g/mol}$$

Conversion nombre de moles \Rightarrow masse en g

masse = nombre de moles x masse molaire

$$m = n \times M$$

Ex.1 Calcule la masse de 1,35 mol de méthane, CH₄.

$$\begin{aligned}
 M_{\text{CH}_4} &: \text{C} + 4\text{H} \\
 &= 12,011 + 4(1,00794) \\
 &= 16,04276 \\
 &= \underline{16,043 \text{ g mol}^{-1}}
 \end{aligned}
 \quad \left. \vphantom{M_{\text{CH}_4}} \right\}
 \begin{aligned}
 m &: 1,35 \text{ mol} \times 16,043 \text{ g mol}^{-1} \\
 &= 21,65805 \text{ g} \\
 &= \boxed{21,7 \text{ g}}
 \end{aligned}$$

Ex.2 Quelle est la masse de 0,955 mol de chlorure de sodium ?

$$\begin{aligned}
 M &: \text{Na} + \text{Cl} \\
 &= 22,98977 + 35,4527 \\
 &= \underline{58,4425 \text{ g mol}^{-1}}
 \end{aligned}$$

NaCl

$$\begin{aligned}
 m &: 0,955 \text{ mol} \times 58,4425 \text{ g mol}^{-1} \\
 &= 55,8125 \dots \text{ g} \\
 &= \boxed{55,8 \text{ g}}
 \end{aligned}$$

Conversion nombre de masse en g \Rightarrow moles

nombre de moles = masse \div masse molaire

$$n = m \div M$$

Ex.1 Calcule le nombre de mol comprises dans 135g de fluorure de calcium.

$$n = \frac{135 \text{ g}}{78,075 \text{ g}} = 1,73 \text{ mol CaF}_2$$

(CaF_2) $M : \text{Ca} + 2\text{F}$
 $: 40,078 + 2(18,9984)$
 $: 78,075 \text{ g mol}^{-1}$

Ex.2 47,40 g de chlorure de sodium représente combien de moles de NaCl?

$$M_{\text{NaCl}} : 58,4425 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n = \frac{47,40 \text{ g}}{58,4425 \text{ g mol}^{-1}} = 0,8111 \text{ mol}$$

P. 184 n° 24 et 26
 186-187 n° 27 à 34