



Exercice 1 : Isoler un membre

- A partir de la formule $n = \frac{m}{M}$:
 - Isolez m . $m = n \cdot M$
 - Isolez M . $M = \frac{m}{n}$
- A partir de la formule $n = C \cdot V$:
 - Isolez C . $C = \frac{n}{V}$
 - Isolez V . $V = \frac{n}{C}$
- A partir de la formule $n = \frac{N}{N_A}$:
 - Isolez N . $N = n \cdot N_A$
 - Isolez N_A . $N_A = \frac{N}{n}$
- A partir de la formule $n = \frac{\rho V}{M}$:
 - Isolez ρ . $\rho = \frac{n \cdot M}{V}$
 - Isolez V . $V = \frac{n \cdot M}{\rho}$
 - Isolez M . $M = \frac{\rho \cdot V}{n}$
- A partir de la formule $n = \frac{V}{V_m}$:
 - Isolez V . $V = n \cdot V_m$
 - Isolez V_m . $V_m = \frac{V}{n}$
- A partir de la formule $n = \frac{C_m \cdot V}{M}$:
 - Isolez C_m . $C_m = \frac{n \cdot M}{V}$
 - Isolez V . $V = \frac{n \cdot M}{C_m}$
 - Isolez M . $M = \frac{C_m \cdot V}{n}$
- A partir de la formule $PV = nRT$:
 - Isolez P . $P = \frac{nRT}{V}$
 - Isolez V . $V = \frac{nRT}{P}$
 - Isolez n . $n = \frac{PV}{RT}$
 - Isolez R . $R = \frac{PV}{nT}$
 - Isolez T . $T = \frac{PV}{nR}$

Exercice 2 : Masse d'un morceau de fer

Formule de départ : $n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}}$

- Calculez la masse d'un morceau de fer dont la quantité de matière est de 2,5 moles. Vous donnerez d'abord l'expression littérale.

Par définition de la quantité de matière : $n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}}$

La masse du morceau de fer est donc : $m_{Fe} = n_{Fe} \cdot M_{Fe}$ (ceci est l'expression littérale)

A.N (application numérique) : $m_{Fe} = 2,5 \times 55,85 \Rightarrow m_{Fe} = \underline{139,625 \text{ g}}$

Vous ne devez pas laisser ce résultat sous cette forme.

Ce calcul est une multiplication et la donnée qui contient le moins de chiffres significatifs est 2,5 avec 2 chiffres significatifs. Vous devez donc donner le résultat avec 2 chiffres significatifs.

Dans ce cas, ceci n'est possible qu'en utilisant l'écriture scientifique :

$$\Rightarrow m_{Fe} = 1,4 \cdot 10^2 \text{ g}$$

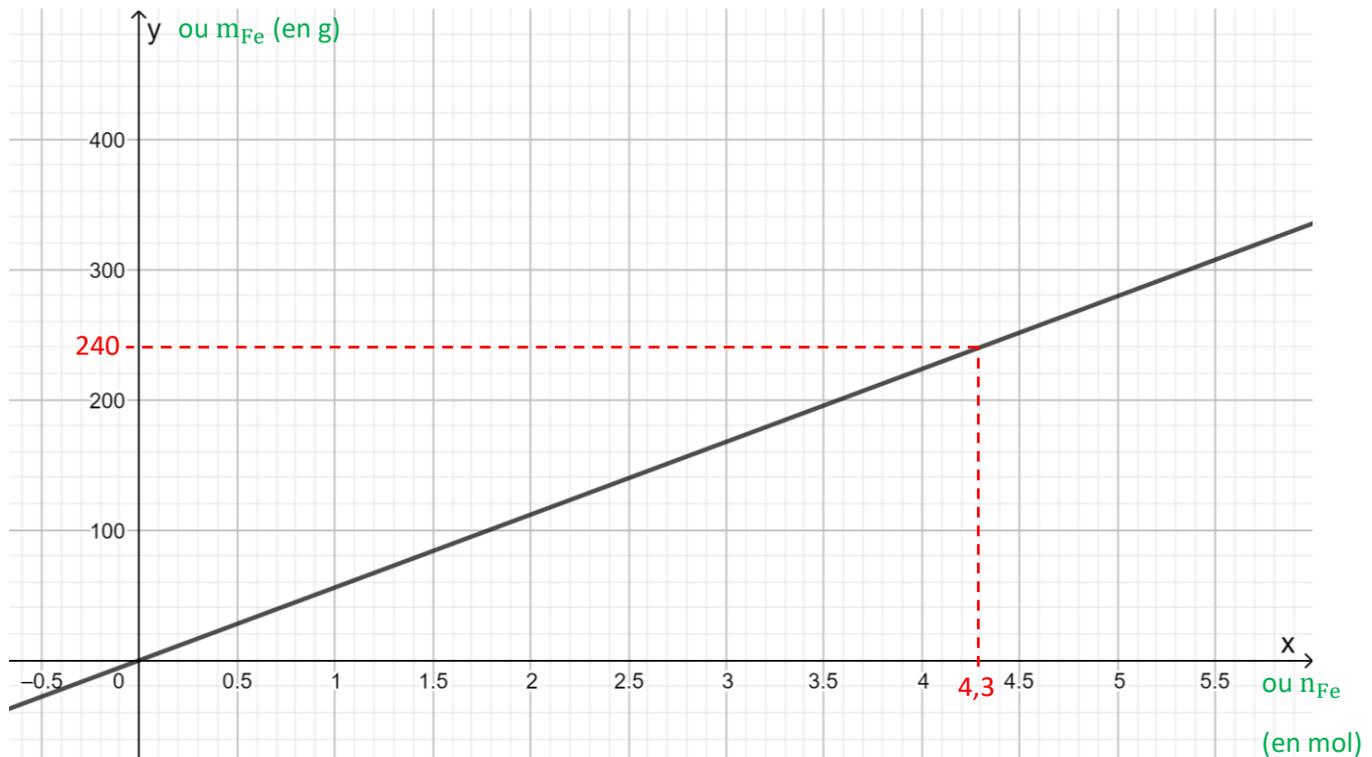
- Peut-on mettre l'expression littérale de la question 1 sous la forme $y = a \cdot x$ où a est une constante ? Justifiez. Oui, c'est possible car la masse molaire de fer est constante alors que la masse de fer et sa quantité de matière sont proportionnelles (quand l'une augmente, l'autre augmente aussi dans des proportions identiques), donc on peut écrire :

$$m_{Fe} = M_{Fe} \cdot n_{Fe}$$

y a x



3. Sur votre calculatrice ou sur un tableur, tracer la droite de fonction linéaire $y = a \cdot x$ de la question 2 puis trouvez graphiquement la masse d'un morceau de fer dont la quantité de matière est de 4,3 moles.



Un morceau de fer de 4,3 moles a donc une masse de 240 g.

Exercice 3 : Masse molaire de différents atomes

Formule de départ : $M_{\text{entité}} = m_{\text{entité}} \cdot N_A$

Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

1. Calculez la masse molaire du fer sachant qu'un atome de fer a une masse de $9,27 \cdot 10^{-23} \text{ kg}$.

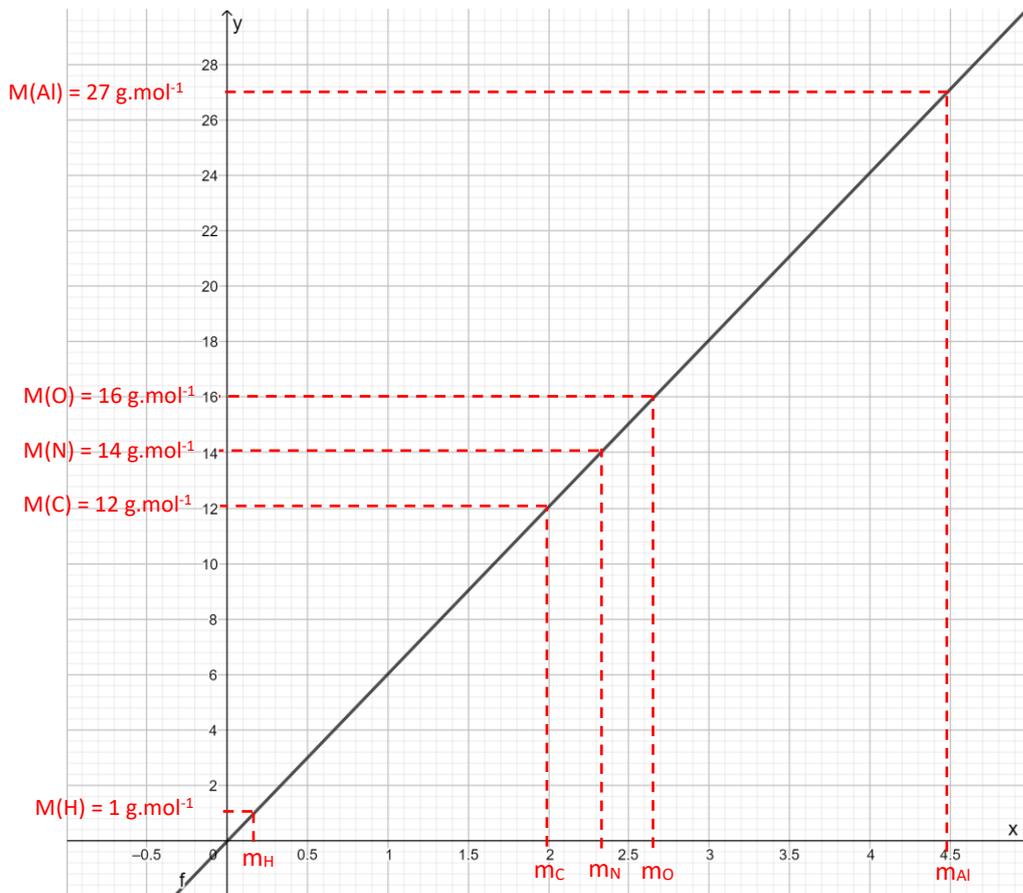
Par définition de la masse molaire de l'atome de fer : $M_{\text{Fe}} = m_{\text{atome de fer}} \cdot N_A$

A.N (application numérique) : $M_{\text{Fe}} = 9,27 \cdot 10^{-23} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \Rightarrow M_{\text{Fe}} = 9,27 \times 6,02 \times 10^{-23} \times 10^{23}$

$$\Rightarrow M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2. Sur votre calculatrice ou sur un tableur, tracer la droite de fonction linéaire correspondant à la formule de départ puis trouvez graphiquement la masse molaire des éléments ci-dessous, connaissant leur masse atomique. Comparez la valeur trouvée à la valeur indiquée sur votre tableau périodique des éléments.

Atome	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène	Aluminium	Cuivre	Uranium
$m_{\text{atome}} \text{ (en g)}$	$1,67 \cdot 10^{-24}$	$1,99 \cdot 10^{-23}$	$2,33 \cdot 10^{-23}$	$2,66 \cdot 10^{-23}$	$4,48 \cdot 10^{-23}$	$1,06 \cdot 10^{-22}$	$3,95 \cdot 10^{-22}$
$M_{\text{atome}} \text{ (en g} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	1	12	14	16	27	64	238



J'ai tracé 2 courbes pour être le plus précis possible.

La première est agrandie (zoomée) par rapport à la deuxième.

En agrandissant au maximum, on j'aurais pu être plus précis mais vu la taille de la courbe, je ne peux être plus précis que l'unité.

Ce qui signifie que chaque masse molaire est donnée avec une incertitude d'environ 1 unité.

Exemple :

La masse molaire de cuivre trouvée est d'environ 64 g.mol^{-1} .

Cela signifie que :

$$63 \text{ g.mol}^{-1} < M(\text{Cu}) < 65 \text{ g.mol}^{-1}$$

