



simulationconcours.be



Chimie

Carnet d'entraînement

mole avogadro masse molaire⁺

Masse molaire, mole, concentrations et molarité · Mécanique 1
— des exercices calibrés concours, du plus simple au plus retors.

45 exercices

3 niveaux

corrigés détaillés

Comment bosser ce carnet

- ✓ Lis d'abord le tutoriel : la mécanique y est expliquée pas à pas
- ✓ Fais chaque niveau en entier **avant** d'ouvrir les corrigés
- ✓ Note à côté de chaque exo : réussi, hésité ou raté — et rejoue les ratés 48 h plus tard



simulationconcours.be

scanne & continue en ligne

Sommaire

- 1 Le tutoriel — la mécanique expliquée
- 2 Les exercices Facile x15 · Moyen x15 · Difficile x15
- 3 Les corrigés détaillés exercice par exercice

Le tutoriel

Ce document est un **carnet d'exercices** : on t'explique d'abord la mécanique, puis tu la travailles sur 45 exercices classés en trois niveaux. Les corrigés détaillés t'attendent en deuxième partie, après la page « Corrigés » — pas avant de l'avoir mérité.

Une réaction chimique met en jeu un nombre colossal d'entités : on ne les compte jamais une à une, on les regroupe en **paquets** de taille fixe, la **mole**. Tout ce thème consiste à circuler entre trois grandeurs — un *nombre d'entités* N , une *quantité de matière* n (en moles) et une *masse* m (en grammes) — à l'aide de deux « ponts » seulement.

À RETENIR la mole et le nombre d'Avogadro

La **mole** (mol) est l'unité de **quantité de matière**. Une mole contient $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ entités élémentaires (le **nombre d'Avogadro**).

$$\boxed{N = n \times N_A} \quad \Longleftrightarrow \quad n = \frac{N}{N_A}.$$

On **multiplie** par N_A pour aller des moles aux entités, on **divise** par N_A pour faire l'inverse. Il faut *toujours* préciser la nature de l'entité : une mole d'atomes, de molécules ou d'ions.

MÉTHODE calculer une masse molaire M

La **masse molaire** M est la masse d'une mole ; elle s'exprime en g/mol. Pour une molécule, on **additionne** les masses molaires atomiques de tous les atomes de la formule (lues dans la classification périodique) :

$$\boxed{M(\text{composé}) = \sum_i \nu_i M(\text{élément}_i)}$$

où ν_i est le nombre d'atomes de l'élément i dans la formule brute.

🔗 **EXEMPLE** *masse molaire de l'acide sulfurique* H_2SO_4

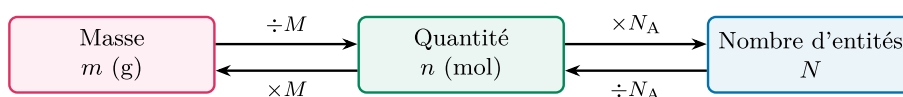
Avec $M(\text{H}) = 1$, $M(\text{S}) = 32$, $M(\text{O}) = 16$ (en g/mol) :

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \underbrace{2 \times 1}_{\text{H}} + \underbrace{32}_{\text{S}} + \underbrace{4 \times 16}_{\text{O}} = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ g/mol.}$$

🔗 **À RETENIR** *le pont masse $\leftrightarrow$ moles*

$$\boxed{n = \frac{m}{M}} \quad \Longleftrightarrow \quad m = n \times M.$$

On **divise** une masse par M pour obtenir des moles ; on **multiplie** des moles par M pour obtenir une masse. Vérification des unités : $\frac{\text{g}}{\text{g/mol}} = \text{mol}$.



La quantité de matière n est le carrefour : tout passe par les moles.

⚠ **PIÈGE** *deux erreurs classiques*

- La masse molaire s'exprime en g/mol, **jamais en uma** (l'uma sert à peser *un* atome, pas une mole).
- « Une mole *de quoi?* » : 1 mol de CO_2 contient 2 mol d'atomes d'oxygène. On multiplie par l'indice de la formule.

Les exercices

FACILE 15 exercices

Exo 1 calculer une masse molaire

Calcule la masse molaire M de chacune des espèces suivantes.

a)



b)



c)



d)



e)



Exo 2 de la masse à la quantité de matière

Détermine la quantité de matière n correspondant à chaque échantillon ($n = m/M$).

a)

64 g de O_2 ($M = 32 \text{ g/mol}$)

b)

22 g de CO_2 ($M = 44 \text{ g/mol}$)

c)

29.25 g de NaCl ($M = 58.5 \text{ g/mol}$)

d)

9.8 g de H_2SO_4 ($M = 98 \text{ g/mol}$)

Exo 3 de la quantité de matière au nombre d'entités

Combien d'entités contient chaque échantillon ($N = n N_A$) ?

a)

2 mol de molécules H_2O

b)

0.5 mol d'atomes de fer

c)

0.25 mol d'ions Cl^-

d)

3 mol de molécules N_2

Exo 4 du nombre d'entités à la quantité de matière

Détermine la quantité de matière n correspondant à ($n = N/N_A$):

a)

$1,204 \times 10^{24}$ molécules

b)

$3,01 \times 10^{23}$ atomes

c)

$6,02 \times 10^{22}$ ions

Exo 5 une mole « de quoi » ?

Pour chaque échantillon, donne la quantité de matière *d'atomes* demandée.

a)

Nombre de moles d'atomes d'oxygène dans 2 mol de CO_2 .

b)

Nombre de moles d'atomes d'hydrogène dans 0.5 mol de H_2O .

c)

Nombre total de moles d'atomes dans 1 mol de H_3PO_4 .

Exo 6 masse molaire de molécules simples

Calcule la masse molaire M de chaque molécule. *Données:* $\text{H} = 1, \text{C} = 12, \text{N} = 14, \text{O} = 16, \text{S} = 32, \text{Cl} = 35,5$ (g/mol).

a)

HCl

b)

NH_3

c)**d)****e)****Exo 7****masse molaire de composés ioniques**

Même question (attention aux indices). *Données:* $\text{H} = 1$, $\text{O} = 16$, $\text{Na} = 23$, $\text{Mg} = 24$, $\text{Al} = 27$, $\text{Cl} = 35,5$, $\text{K} = 39$.

a)**b)****c)****d)****e)****Exo 8****de la masse à la quantité de matière**

Détermine la quantité de matière n ($n = m/M$).

a)

48 g de carbone ($M = 12 \text{ g/mol}$)

b)

80 g de NaOH ($M = 40 \text{ g/mol}$)

c)

8 g de CH_4 ($M = 16 \text{ g/mol}$)

d)

5.6 g de N_2 ($M = 28 \text{ g/mol}$)

Exo 9 de la quantité de matière à la masse

Détermine la masse m ($m = n \times M$).

a)

3 mol de carbone ($M = 12 \text{ g/mol}$)

b)

0.5 mol de H_2O ($M = 18 \text{ g/mol}$)

c)

0.25 mol de O_2 ($M = 32 \text{ g/mol}$)

d)

2 mol de NaCl ($M = 58.5 \text{ g/mol}$)

Exo 10 de la quantité de matière au nombre d'entités

Combien d'entités ($N = n N_A$) ?

a)

1 mol d'atomes de sodium

b)

0.1 mol de molécules CO_2

c)

0.2 mol d'ions Na^+

d)

0.05 mol de molécules O_2

Exo 11 du nombre d'entités à la quantité de matière

Détermine n ($n = N/N_A$).

a)

$3,01 \times 10^{24}$ atomes

b)

$1,806 \times 10^{24}$ molécules

c)

$3,01 \times 10^{22}$ ions

Exo 12 masse d'une seule entité

La masse d'une entité vaut $m_1 = M/N_A$. Calcule-la pour :

a)

une molécule d'eau H_2O ($M = 18 \text{ g/mol}$) ;

b)

un atome de carbone ($M = 12 \text{ g/mol}$) ;

c)

une molécule de dioxygène O_2 ($M = 32 \text{ g/mol}$).

Exo 13 identifier un élément par sa masse molaire

Pour un corps simple pur, $M = m/n$. Calcule M et identifie l'élément. *Données* : $Na = 23$, $Ca = 40$, $Fe = 56 \text{ (g/mol)}$.

a)

0.5 mol pèse 20 g

b)

0.2 mol pèse 11.2 g

c)

0.1 mol pèse 2.3 g

Exo 14 pourcentage massique d'un élément

Calcule le pourcentage massique de l'élément indiqué.

a)

hydrogène dans HCl ($M = 36.5 \text{ g/mol}$)

b)

oxygène dans CO ($M = 28 \text{ g/mol}$)

c)

sodium dans $NaCl$ ($M = 58.5 \text{ g/mol}$)

Exo 15 compter les ions d'un composé ionique

Un composé ionique se dissocie en ions. Combien d'ions (nombre) contient :

a)

0.5 mol de $MgCl_2$ (ions Mg^{2+} et Cl^-) ?

b)0.25 mol de Na_2O (ions Na^+ et O^{2-}) ?**c)**2 mol de NaCl ?**MOYEN** 15 exercices**Exo 1** chaîne masse → moles → molécules

Détermine le nombre de molécules contenues dans :

a)9 g d'eau H_2O ($M = 18 \text{ g/mol}$) ;**b)**8.8 g de dioxyde de carbone CO_2 ($M = 44 \text{ g/mol}$).**Exo 2** masse molaire du glucose, puis quantité de matièreLe glucose a pour formule $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.**a)**Calcule sa masse molaire M .**b)**

Quelle quantité de matière représente 90 g de glucose ?

c)

Et 18 g de glucose ?

Exo 3 masse d'un nombre d'entités donné

Détermine la masse de :

a) $3,01 \times 10^{23}$ molécules de O_2 ($M = 32 \text{ g/mol}$) ;**b)** $1,204 \times 10^{24}$ atomes de fer ($M = 56 \text{ g/mol}$).**Exo 4** pourcentage massique d'un élément

Calcule le pourcentage massique de l'élément indiqué dans chaque composé.

a)% d'oxygène dans H_2O ;

b)

% d'azote dans le nitrate d'ammonium NH_4NO_3 ($M = 80 \text{ g/mol}$) ;

c)

% de calcium dans CaCO_3 ($M = 100 \text{ g/mol}$).

Exo 5 compter les atomes

Réponds aux deux questions indépendantes.

a)

Combien d'atomes d'oxygène (en nombre) contient 0.2 mol de H_2SO_4 ?

b)

De 8 g de O_2 ou de 8 g de soufre S , quel échantillon contient le plus d'atomes ? ($M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$.)

Exo 6 masse molaire d'un hydrate : le gypse

Le gypse a pour formule $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$. Données : $\text{H} = 1$, $\text{O} = 16$, $\text{S} = 32$, $\text{Ca} = 40 \text{ (g/mol)}$.

a)

Calcule sa masse molaire M (compte les 2 molécules d'eau).

b)

Quel est le pourcentage massique d'eau dans le gypse ?

c)

Quelle masse d'eau contient 34.4 g de gypse ?

Exo 7 masse molaire moyenne : le brome

Le brome naturel est un mélange de deux isotopes : ^{79}Br (79 g/mol , abondance $50,7 \%$) et ^{81}Br (81 g/mol , abondance $49,3 \%$). Données : $\text{Na} = 23$, $\text{Mg} = 24 \text{ (g/mol)}$.

a)

Calcule la masse molaire moyenne du brome.

b)

En déduire $M(\text{NaBr})$ et $M(\text{MgBr}_2)$.

Exo 8 retrouver une formule : le benzène

Un hydrocarbure contient, en masse, $92,3 \%$ de carbone et $7,7 \%$ d'hydrogène ($\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$).

a)

Détermine sa formule empirique (le motif le plus simple).

b)

Sachant que sa masse molaire vaut 78 g/mol , donne sa formule moléculaire.

Exo 9 teneur en azote d'un engrais

Le nitrate d'ammonium NH_4NO_3 est un engrais azoté ($M = 80 \text{ g/mol}$, $N = 14$).

a)

Calcule le pourcentage massique d'azote.

b)

Quelle masse d'azote apporte 200 g de cet engrais (supposé pur) ?

c)

Quelle masse d'engrais faut-il pour apporter 14 g d'azote ?

Exo 10 compter les atomes d'hydrogène dans le glucose

On dispose de 3.6 g de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ($M = 180 \text{ g/mol}$).

a)

Quelle est la quantité de matière n de glucose ?

b)

Quelle quantité de matière d'atomes d'hydrogène cela représente-t-il ?

c)

Combien d'atomes d'hydrogène (en nombre) l'échantillon contient-il ?

Exo 11 remonter du nombre d'atomes à la masse

Un échantillon de carbonate de calcium CaCO_3 contient $1,806 \times 10^{24}$ atomes d'oxygène ($M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$).

a)

Quelle quantité de matière d'atomes d'oxygène cela représente-t-il ?

b)

En déduire la quantité de matière de CaCO_3 .

c)

Quelle est la masse de l'échantillon ?

Exo 12 trouver une formule à partir de masses : un oxyde de cuivre

On analyse 7.15 g d'un oxyde de cuivre : il renferme 6.35 g de cuivre, le reste étant de l'oxygène ($O = 16$, $\text{Cu} = 63,5$).

a)

Calcule la quantité de matière d'atomes de cuivre et d'atomes d'oxygène.

b)

En déduire le rapport $\text{Cu} : \text{O}$ et la formule brute de l'oxyde.

Exo 13 bilan d'un mélange de sels

Un mélange solide contient 0.2 mol de NaCl et 0.1 mol de KCl ($\text{Na} = 23$, $\text{Cl} = 35,5$, $\text{K} = 39$).

a)

Calcule la masse totale du mélange.

b)

Quel est le pourcentage massique de NaCl dans le mélange ?

c)

Combien d'ions (en nombre) le mélange libère-t-il en solution ?

Exo 14 calcaire impur

Un calcaire contient 80,0 % de carbonate de calcium CaCO_3 en masse, le reste étant inerte. On en prélève 250 g ($\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$, $\text{Ca} = 40$).

a)

Quelle masse de CaCO_3 pur contient l'échantillon ?

b)

Quelle quantité de matière de CaCO_3 cela représente-t-il ?

c)

Quelle masse de calcium peut-on en extraire au maximum ?

Exo 15 déterminer la formule d'un hydrate par chauffage

On chauffe 24.6 g de sulfate de magnésium hydraté $\text{MgSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ jusqu'au départ complet de l'eau ; il reste 12 g de MgSO_4 anhydre ($\text{H} = 1$, $\text{O} = 16$, $\text{Mg} = 24$, $\text{S} = 32$).

a)

Quelle masse d'eau a été libérée, et quelle quantité de matière d'eau cela représente-t-il ?

b)

Quelle quantité de matière de MgSO_4 anhydre reste-t-il ?

c)

En déduire x et la formule de l'hydrate.

DIFFICILE

15 exercices

Exo 1 retrouver une formule à partir des pourcentages massiques

Un composé ne contient que du potassium, du chrome et de l'oxygène. Son analyse donne 26,6 % de potassium et 35,4 % de chrome en masse (le reste étant de l'oxygène). Détermine sa formule brute $K_xCr_yO_z$. Indication : raisonne sur 100 g de composé.

Exo 2 égaliser des nombres d'atomes

Quelle masse de dioxyde de carbone CO_2 contient *autant* d'atomes d'oxygène que 3.6 g d'eau H_2O ? ($M(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$, $M(CO_2) = 44 \text{ g/mol}$.)

Exo 3 identifier un métal par sa masse molaire

On pèse un échantillon d'un métal pur : 0.15 mol de ce métal a une masse de 9.525 g.

a)

Détermine sa masse molaire M .

b)

De quel métal peut-il s'agir (parmi ceux des données) ?

c)

Combien d'atomes contient l'échantillon ?

Exo 4 remonter à la formule d'un oxyde de soufre

Un flacon contient $6,02 \times 10^{22}$ molécules d'un oxyde de soufre SO_x , de masse totale 8 g.

a)

Quelle est la quantité de matière n présente ?

b)

En déduire la masse molaire M du composé.

c)

Déterminer x et nommer l'oxyde.

Exo 5 bilan d'un mélange

Un mélange gazeux contient 0.2 mol de diazote N_2 et 0.3 mol de dioxygène O_2 . ($M(N_2) = 28 \text{ g/mol}$, $M(O_2) = 32 \text{ g/mol}$.)

a)

Quelle est la masse totale du mélange ?

b)

Quel est le nombre total de molécules ?

c)

Quel est le nombre total d'atomes ?

Exo 6 formule d'un hydrate à partir du pourcentage d'eau

Un sulfate de sodium hydraté $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ contient 55,9 % d'eau en masse ($\text{H} = 1, \text{O} = 16, \text{Na} = 23, \text{S} = 32$; on donne $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ g/mol}$).

a)

Exprime le pourcentage massique d'eau en fonction de x .

b)

Résous l'équation pour trouver x .

c)

Donne la formule de l'hydrate.

Exo 7 combustion du magnésium

On brûle 2.4 g de magnésium dans le dioxygène ; on recueille 4 g d'un oxyde de magnésium MgO_y ($\text{O} = 16, \text{Mg} = 24$).

a)

Quelle quantité de matière d'atomes de magnésium a réagi ?

b)

Quelle masse, puis quelle quantité de matière d'atomes d'oxygène, s'est fixée ?

c)

En déduire la formule de l'oxyde et sa masse molaire.

Exo 8 analyse par combustion d'un hydrocarbure

La combustion complète de 4.4 g d'un hydrocarbure C_xH_y produit 13.2 g de CO_2 et 7.2 g d'eau ($\text{H} = 1, \text{C} = 12, \text{O} = 16$).

a)

Déduis-en la masse de carbone de l'échantillon (tout le C passe dans le CO_2).

b)

Déduis-en la masse d'hydrogène (tout le H passe dans l'eau).

c)

Sachant que $M = 44 \text{ g/mol}$, détermine la formule brute de l'hydrocarbure et nomme-le.

Exo 9 **abondance des isotopes du bore**

Le bore naturel a une masse molaire $M(\text{B}) = 10.81 \text{ g/mol}$. Il n'existe que deux isotopes : ^{10}B (10 g/mol) et ^{11}B (11 g/mol).

a)
Note p l'abondance (fraction) de ^{11}B et écris l'équation de la masse molaire moyenne.

b)
Résous pour trouver p .

c)
Donne l'abondance (en %) de chaque isotope.

Exo 10 **degré d'hydratation du sulfate d'aluminium**

Un échantillon de 13.32 g de sulfate d'aluminium hydraté $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ contient 1.08 g d'aluminium ($\text{H} = 1, \text{O} = 16, \text{Al} = 27, \text{S} = 32$).

a)
Détermine la quantité de matière d'aluminium, puis celle de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

b)
Calcule la masse de sel anhydre, puis la masse et la quantité de matière d'eau.

c)
En déduire x .

Exo 11 **masse molaire de l'hémoglobine**

L'hémoglobine contient 0,335 % de fer en masse, et chaque molécule renferme exactement 4 atomes de fer ($\text{Fe} = 56$).

a)
Quelle est la masse de fer contenue dans une mole d'hémoglobine ?

b)
En déduire la masse molaire de l'hémoglobine.

c)
Que peut-on dire de la taille de cette molécule ?

Exo 12 **qui a le plus d'atomes d'oxygène ?**

On prélève 10 g de chacune des espèces suivantes : H_2O , CO_2 , O_2 , H_2SO_4 ($\text{H} = 1, \text{C} = 12, \text{O} = 16, \text{S} = 32$).

a)

Calcule, pour chaque échantillon, la quantité de matière d'atomes d'oxygène.

b)

Classe les échantillons par nombre d'atomes d'oxygène décroissant.

Exo 13 formule d'un acide aminé

Un acide aminé contient, en masse, 32,0 % de carbone, 6,71 % d'hydrogène et 18,7 % d'azote, le reste étant de l'oxygène ; sa masse molaire vaut 75 g/mol ($H = 1, C = 12, N = 14, O = 16$).

a)

Calcule le pourcentage massique d'oxygène.

b)

Détermine la formule empirique du composé.

c)

En utilisant M , donne sa formule moléculaire et nomme-le.

Exo 14 masse molaire moyenne d'un mélange

Un mélange gazeux contient des masses *égales* de dioxyde de soufre SO_2 et de trioxyde de soufre SO_3 ($O = 16, S = 32$).

a)

Pour une masse m de chaque gaz, exprime les quantités de matière et calcule la fraction molaire de chaque espèce.

b)

En déduire la masse molaire moyenne du mélange.

Exo 15 étude du sulfate de fer(III)

Le sulfate de fer(III) a pour formule $Fe_2(SO_4)_3$ ($O = 16, S = 32, Fe = 56$).

a)

Calcule sa masse molaire M .

b)

Quel est le pourcentage massique de fer ?

c)

Quelle masse de sel apporte 5.6 g de fer ?

d)

Combien d'ions sulfate SO_4^{2-} (en nombre) cette masse contient-elle ?



DEUXIÈME PARTIE

Corrigés

Chaque exercice repris pas à pas, niveau par niveau.
Compare ta démarche, pas seulement ton résultat.





Une seconde – avant d'ouvrir le corrigé...



Si ce carnet t'aide, rends-nous la pareille : parle de simulationconcours.be à quelqu'un qui prépare le concours. C'est comme ça qu'on peut continuer.

Ce qu'on a préparé pour toi

- ✓ Ce carnet en interactif, avec correction en un clic
- ✓ Les cours complets, chapitre par chapitre – gratuits
- ✓ 3100 QCM type concours, corrigés et expliqués
- ✓ Des fiches de révision à imprimer

Tous les jeudis : simulation du concours en ligne

En conditions réelles – chrono, QCM type concours et score immédiat.



Rejoins-nous sur simulationconcours.be

scanne le QR ou tape l'adresse – puis reviens vérifier tes réponses

Les corrigés

FACILE 15 exercices

Exo 1 calculer une masse molaire

On additionne les masses molaires atomiques, pondérées par les indices de la formule.

a)

$$M(\text{O}_2) = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol.}$$

b)

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol.}$$

c)

$$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol.}$$

d)

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g/mol.}$$

e)

$$M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \times 16 = 100 \text{ g/mol.}$$

Exo 2 de la masse à la quantité de matière

On divise chaque masse par la masse molaire : $n = m/M$.

a)

$$n = \frac{64}{32} = 2,00 \text{ mol.}$$

b)

$$n = \frac{22}{44} = 0,500 \text{ mol.}$$

c)

$$n = \frac{29,25}{58,5} = 0,500 \text{ mol.}$$

d)

$$n = \frac{9,8}{98} = 0,100 \text{ mol.}$$

Exo 3 de la quantité de matière au nombre d'entités

On multiplie par $N_A = 6,02 \times 10^{23}$.

a)

$$N = 2 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,20 \times 10^{24} \text{ molécules.}$$

b)

$$N = 0,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{23} \text{ atomes.}$$

c)

$$N = 0,25 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,51 \times 10^{23} \text{ ions.}$$

d)

$$N = 3 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,81 \times 10^{24} \text{ molécules.}$$

Exo 4 du nombre d'entités à la quantité de matière

On divise par N_A .

a)

$$n = \frac{1,204 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} = 2,00 \text{ mol.}$$

b)

$$n = \frac{3,01 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,500 \text{ mol.}$$

c)

$$n = \frac{6,02 \times 10^{22}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,100 \text{ mol.}$$

Exo 5 une mole « de quoi » ?

On multiplie la quantité de molécules par le nombre d'atomes concernés *par* molécule.

a)

Chaque CO_2 porte 2 atomes O : $2 \times 2 = 4 \text{ mol}$ d'atomes d'oxygène.

b)

Chaque H_2O porte 2 atomes H : $0,5 \times 2 = 1 \text{ mol}$ d'atomes d'hydrogène.

c)

H_3PO_4 compte $3 + 1 + 4 = 8$ atomes : $1 \times 8 = 8 \text{ mol}$ d'atomes au total.

Exo 6 masse molaire de molécules simples

On additionne les masses molaires atomiques.

a)

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol.}$$

b)

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g/mol.}$$

c)

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \times 1 = 16 \text{ g/mol.}$$

d)

$$M(\text{CO}) = 12 + 16 = 28 \text{ g/mol.}$$

e)

$$M(\text{SO}_2) = 32 + 2 \times 16 = 64 \text{ g/mol.}$$

Exo 7 masse molaire de composés ioniques

a)

$$M(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ g/mol.}$$

b)

$$M(\text{MgCl}_2) = 24 + 2 \times 35,5 = 95 \text{ g/mol.}$$

c)

$$M(\text{Na}_2\text{O}) = 2 \times 23 + 16 = 62 \text{ g/mol.}$$

d)

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \times 27 + 3 \times 16 = 102 \text{ g/mol.}$$

e)

$$M(\text{K}_2\text{O}) = 2 \times 39 + 16 = 94 \text{ g/mol.}$$

Exo 8 de la masse à la quantité de matière

$$n = m/M.$$

a)

$$n = \frac{48}{12} = 4 \text{ mol.}$$

b)

$$n = \frac{80}{40} = 2 \text{ mol.}$$

c)

$$n = \frac{8}{16} = 0,5 \text{ mol.}$$

d)

$$n = \frac{5,6}{28} = 0,2 \text{ mol.}$$

Exo 9 de la quantité de matière à la masse

$$m = n \times M.$$

a)

$$m = 3 \times 12 = 36 \text{ g.}$$

b)

$$m = 0,5 \times 18 = 9 \text{ g.}$$

c)

$$m = 0,25 \times 32 = 8 \text{ g.}$$

d)

$$m = 2 \times 58,5 = 117 \text{ g.}$$

Exo 10 de la quantité de matière au nombre d'entités

$$N = n N_A.$$

a)

$$N = 1 \times 6,02 \times 10^{23} = 6,02 \times 10^{23} \text{ atomes.}$$

b)

$$N = 0,1 \times 6,02 \times 10^{23} = 6,02 \times 10^{22} \text{ molécules.}$$

c)

$$N = 0,2 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,20 \times 10^{23} \text{ ions.}$$

d)

$$N = 0,05 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{22} \text{ molécules.}$$

Exo 11 du nombre d'entités à la quantité de matière

$$n = N / N_A.$$

a)

$$n = \frac{3,01 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} = 5 \text{ mol.}$$

b)

$$n = \frac{1,806 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} = 3 \text{ mol.}$$

c)

$$n = \frac{3,01 \times 10^{22}}{6,02 \times 10^{23}} = 0.05 \text{ mol.}$$

Exo 12 masse d'une seule entité

$$m_1 = M / N_A.$$

a)

$$m_1 = \frac{18}{6,02 \times 10^{23}} = 2,99 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

b)

$$m_1 = \frac{12}{6,02 \times 10^{23}} = 1,99 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

c)

$$m_1 = \frac{32}{6,02 \times 10^{23}} = 5,32 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

Exo 13 identifier un élément par sa masse molaire

$$M = m/n.$$

a)

$$M = \frac{20}{0,5} = 40 \text{ g/mol : c'est le calcium Ca.}$$

b)

$$M = \frac{11,2}{0,2} = 56 \text{ g/mol : c'est le fer Fe.}$$

c)

$$M = \frac{2,3}{0,1} = 23 \text{ g/mol : c'est le sodium Na.}$$

Exo 14 pourcentage massique d'un élément

$$\% \text{ élément} = \frac{\text{masse de l'élément dans une mole}}{M} \times 100.$$

a)

$$\% \text{ H} = \frac{1}{36,5} \times 100 \approx 2,74 \%.$$

b)

$$\% \text{ O} = \frac{16}{28} \times 100 \approx 57,1 \%.$$

c)

$$\% \text{ Na} = \frac{23}{58,5} \times 100 \approx 39,3 \%.$$

Exo 15 compter les ions d'un composé ionique

On compte les ions par unité formulaire, puis on multiplie par N_A .

a)

$$\text{MgCl}_2 \rightarrow 3 \text{ ions } (\text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cl}^-) : 0,5 \times 3 = 1,5 \text{ mol d'ions, soit } N = 1,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 9,03 \times 10^{23} \text{ ions.}$$

b)

$$\text{Na}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{ ions } (2 \text{Na}^+ + \text{O}^{2-}) : 0,25 \times 3 = 0,75 \text{ mol, soit } N = 4,52 \times 10^{23} \text{ ions.}$$

c)

$\text{NaCl} \rightarrow 2 \text{ ions} : 2 \times 2 = 4 \text{ mol d'ions, soit } N = 2,41 \times 10^{24} \text{ ions.}$

MOYEN

15 exercices

Exo 1 chaîne masse $\rightarrow$ moles $\rightarrow$ molécules

On enchaîne $m \xrightarrow{\div M} n \xrightarrow{\times N_A} N$.

a)

$n = \frac{9}{18} = 0.5 \text{ mol, puis } N = 0,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{23} \text{ molécules.}$

b)

$n = \frac{8,8}{44} = 0.2 \text{ mol, puis } N = 0,2 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,20 \times 10^{23} \text{ molécules.}$

Exo 2 masse molaire du glucose, puis quantité de matière

a)

$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ g/mol.}$

b)

$n = \frac{90}{180} = 0.500 \text{ mol.}$

c)

$n = \frac{18}{180} = 0.100 \text{ mol.}$

Exo 3 masse d'un nombre d'entités donné

On enchaîne $N \xrightarrow{\div N_A} n \xrightarrow{\times M} m$.

a)

$n = \frac{3,01 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 0.5 \text{ mol, puis } m = 0,5 \times 32 = 16.0 \text{ g.}$

b)

$n = \frac{1,204 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} = 2 \text{ mol, puis } m = 2 \times 56 = 112 \text{ g.}$

Exo 4 pourcentage massique d'un élément

Le pourcentage massique d'un élément vaut $\frac{\text{masse de l'élément dans 1 mol}}{M} \times 100$.

a)

$\% \text{ O} = \frac{16}{18} \times 100 \approx 88,9 \%$.

b)

L'azote apparaît deux fois : masse $2 \times 14 = 28$. $\% \text{ N} = \frac{28}{80} \times 100 = 35,0 \%$.

c)

$$\% \text{Ca} = \frac{40}{100} \times 100 = 40,0 \%$$

Exo 5 compter les atomes

a)

H_2SO_4 porte 4 atomes O : $n(\text{O}) = 0,2 \times 4 = 0.8 \text{ mol}$, soit $N = 0,8 \times 6,02 \times 10^{23} = 4,82 \times 10^{23}$ atomes d'oxygène.

b)

O_2 : $n = \frac{8}{32} = 0.25 \text{ mol}$ de molécules, soit $0,25 \times 2 = 0.5 \text{ mol}$ d'atomes. S : $n = \frac{8}{32} = 0.25 \text{ mol}$ d'atomes. À masse égale, O_2 contient donc **deux fois plus** d'atomes que le soufre.

Exo 6 masse molaire d'un hydrate : le gypse

a)

$$M(\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}) = 40 + 32 + 4 \times 16 + 2 \times 18 = 136 + 36 = 172 \text{ g/mol}.$$

b)

$$\% \text{eau} = \frac{2 \times 18}{172} \times 100 = \frac{36}{172} \times 100 \approx 20,9 \%$$

c)

$$n = \frac{34,4}{172} = 0.2 \text{ mol d'hydrate, soit } m_{\text{eau}} = 0,2 \times 36 = 7.2 \text{ g d'eau}.$$

Exo 7 masse molaire moyenne : le brome

a)

$$M(\text{Br}) = 79 \times 0,507 + 81 \times 0,493 = 40,05 + 39,93 \approx 80.0 \text{ g/mol}.$$

b)

$$M(\text{NaBr}) = 23 + 80,0 = 103 \text{ g/mol et } M(\text{MgBr}_2) = 24 + 2 \times 80,0 = 184 \text{ g/mol}.$$

Exo 8 retrouver une formule : le benzène

a)

Sur 100 g : $n(\text{C}) = \frac{92,3}{12} = 7,69$ et $n(\text{H}) = \frac{7,7}{1} = 7,7$. Le rapport C : H $\approx 1 : 1$, donc la formule empirique est CH.

b)

$$M(\text{CH}) = 13 \text{ g/mol et } \frac{78}{13} = 6 : \text{la formule moléculaire est } \text{C}_6\text{H}_6 \text{ (le benzène)}.$$

Exo 9 teneur en azote d'un engrais

a)

L'azote apparaît deux fois : $\% \text{N} = \frac{2 \times 14}{80} \times 100 = 35,0 \%$.

b)

$$m(\text{N}) = 200 \times 0,350 = 70 \text{ g.}$$

c)

$$m_{\text{engrais}} = \frac{14}{0,350} = 40 \text{ g.}$$

Exo 10 compter les atomes d'hydrogène dans le glucose

a)

$$n = \frac{3,6}{180} = 0,02 \text{ mol de glucose.}$$

b)

Chaque $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ porte 12 atomes H : $n(\text{H}) = 0,02 \times 12 = 0,24 \text{ mol.}$

c)

$$N(\text{H}) = 0,24 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,44 \times 10^{23} \text{ atomes d'hydrogène.}$$

Exo 11 remonter du nombre d'atomes à la masse

a)

$$n(\text{O}) = \frac{1,806 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} = 3 \text{ mol.}$$

b)

Chaque CaCO_3 contient 3 atomes O : $n(\text{CaCO}_3) = \frac{3}{3} = 1 \text{ mol.}$

c)

$$m = 1 \times 100 = 100 \text{ g.}$$

Exo 12 trouver une formule à partir de masses : un oxyde de cuivre

a)

Masse d'oxygène : $7,15 - 6,35 = 0,8 \text{ g.}$ $n(\text{Cu}) = \frac{6,35}{63,5} = 0,1 \text{ mol}$ et $n(\text{O}) = \frac{0,8}{16} = 0,05 \text{ mol.}$

b)

$$\frac{n(\text{Cu})}{n(\text{O})} = \frac{0,1}{0,05} = 2, \text{ soit } \text{Cu} : \text{O} = 2 : 1 : \text{la formule est } \text{Cu}_2\text{O (oxyde de cuivre(II)).}$$

Exo 13 bilan d'un mélange de sels

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol et } M(\text{KCl}) = 39 + 35,5 = 74,5 \text{ g/mol.}$$

a)

$$m = 0,2 \times 58,5 + 0,1 \times 74,5 = 11,7 + 7,45 = 19,15 \text{ g.}$$

b)

$$\% \text{ NaCl} = \frac{11,7}{19,15} \times 100 \approx 61,1 \%$$

c)

Chaque unité formulaire donne 2 ions : $n_{\text{ions}} = (0,2 + 0,1) \times 2 = 0,6 \text{ mol}$, soit $N = 0,6 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,61 \times 10^{23}$ ions.

Exo 14 calcaire impur

a)

$$m(\text{CaCO}_3) = 250 \times 0,800 = 200 \text{ g.}$$

b)

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{200}{100} = 2 \text{ mol.}$$

c)

Chaque CaCO_3 contient 1 atome Ca : $m(\text{Ca}) = 2 \times 40 = 80 \text{ g.}$

Exo 15 déterminer la formule d'un hydrate par chauffage

a)

$$m_{\text{eau}} = 24,6 - 12 = 12,6 \text{ g, soit } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{12,6}{18} = 0,7 \text{ mol.}$$

b)

$$M(\text{MgSO}_4) = 24 + 32 + 4 \times 16 = 120 \text{ g/mol, donc } n(\text{MgSO}_4) = \frac{12}{120} = 0,1 \text{ mol.}$$

c)

$$x = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n(\text{MgSO}_4)} = \frac{0,7}{0,1} = 7 : \text{l'hydrate est } \text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O} \text{ (sel d'Epsom).}$$

DIFFICILE 15 exercices

Exo 1 retrouver une formule à partir des pourcentages massiques

Sur 100 g de composé, il y a 26,6 g de K, 35,4 g de Cr et $100 - 26,6 - 35,4 = 38,0 \text{ g}$ de O. On convertit chaque masse en moles :

$$n(\text{K}) = \frac{26,6}{39} = 0,682; \quad n(\text{Cr}) = \frac{35,4}{52} = 0,681; \quad n(\text{O}) = \frac{38,0}{16} = 2,375.$$

On divise par la plus petite (0,681) : K : Cr : O = 1,00 : 1,00 : 3,49. En multipliant par 2 pour obtenir des entiers : 2 : 2 : 7.



Exo 2 égaliser des nombres d'atomes

On raisonne sur le nombre de *moles d'atomes d'oxygène*. Eau : $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{3,6}{18} = 0,2 \text{ mol}$, et chaque H_2O porte 1 atome O : $n(\text{O}) = 0,2 \text{ mol}$. Il faut donc 0,2 mol d'atomes O dans le CO_2 , qui en porte 2 par molécule :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol} \Rightarrow m = 0,1 \times 44 = 4,4 \text{ g}.$$

$$\boxed{m(\text{CO}_2) = 4,4 \text{ g}}$$

Exo 3 identifier un métal par sa masse molaire

a)

$$M = \frac{m}{n} = \frac{9,525}{0,15} = 63,5 \text{ g/mol}.$$

b)

Cette valeur correspond au **cuivre** Cu ($M = 63,5 \text{ g/mol}$).

c)

$$N = n N_A = 0,15 \times 6,02 \times 10^{23} = 9,03 \times 10^{22} \text{ atomes}.$$

Exo 4 remonter à la formule d'un oxyde de soufre

a)

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{6,02 \times 10^{22}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,100 \text{ mol}.$$

b)

$$M = \frac{m}{n} = \frac{8}{0,100} = 80 \text{ g/mol}.$$

c)

$$M(\text{SO}_x) = 32 + 16x = 80 \Rightarrow x = 3. \text{ C'est le } \textbf{trioxyde de soufre} \text{ SO}_3.$$

Exo 5 bilan d'un mélange

a)

$$m = n(\text{N}_2) M(\text{N}_2) + n(\text{O}_2) M(\text{O}_2) = 0,2 \times 28 + 0,3 \times 32 = 5,6 + 9,6 = 15,2 \text{ g}.$$

b)

Nombre total de *molécules*: $n_{\text{tot}} = 0,2 + 0,3 = 0,5 \text{ mol}$, soit $N = 0,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{23}$ molécules.

c)

Atomes: N_2 donne $0,2 \times 2 = 0,4 \text{ mol}$ d'atomes, O_2 donne $0,3 \times 2 = 0,6 \text{ mol}$, soit $1,0 \text{ mol}$ au total: $N_{\text{at}} = 6,02 \times 10^{23}$ atomes.

Exo 6 formule d'un hydrate à partir du pourcentage d'eau

a)

La masse d'eau par mole est $18x$ et la masse molaire de l'hydrate $142 + 18x$, donc $\% \text{ eau} = \frac{18x}{142+18x}$.

b)

$$\frac{18x}{142+18x} = 0,559 \Rightarrow 18x = 0,559(142 + 18x) \Rightarrow 18x = 79,4 + 10,06x \Rightarrow 7,94x = 79,4 \Rightarrow x = 10.$$

c)

La formule est $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ (sel de Glauber).

Exo 7 combustion du magnésium

a)

$$n(\text{Mg}) = \frac{2,4}{24} = 0,1 \text{ mol}.$$

b)

Masse d'oxygène fixée: $4 - 2,4 = 1,6 \text{ g}$, soit $n(\text{O}) = \frac{1,6}{16} = 0,1 \text{ mol}$.

c)

$$\frac{n(\text{Mg})}{n(\text{O})} = \frac{0,1}{0,1} = 1 : \text{la formule est } \text{MgO}, \text{ de masse molaire } M = 24 + 16 = 40 \text{ g/mol}.$$

Exo 8 analyse par combustion d'un hydrocarbure

a)

$$n(\text{CO}_2) = \frac{13,2}{44} = 0,3 \text{ mol}, \text{ d'où } n(\text{C}) = 0,3 \text{ mol et } m(\text{C}) = 0,3 \times 12 = 3,6 \text{ g}.$$

b)

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{7,2}{18} = 0,4 \text{ mol}, \text{ d'où } n(\text{H}) = 2 \times 0,4 = 0,8 \text{ mol et } m(\text{H}) = 0,8 \text{ g. (Vérification: } 3,6 + 0,8 = 4,4 \text{ g, il n'y a pas d'oxygène.)}$$

c)

$n(\text{C}) : n(\text{H}) = 0,3 : 0,8 = 3 : 8$, formule empirique C_3H_8 , de masse $M = 3 \times 12 + 8 \times 1 = 44 \text{ g/mol}$. Comme M vaut déjà 44 g/mol , la formule moléculaire est C_3H_8 (le propane).

Exo 9 abondance des isotopes du bore

a)

Avec p l'abondance de ^{11}B et $1 - p$ celle de ^{10}B : $10(1 - p) + 11p = 10,81$.

b)

$$10 + p = 10,81 \Rightarrow p = 0,81.$$

c)

^{11}B : 81 % ; ^{10}B : 19 %. Le bore est majoritairement composé de ^{11}B .

Exo 10 degré d'hydratation du sulfate d'aluminium

$$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \times 27 + 3 \times (32 + 4 \times 16) = 54 + 288 = 342 \text{ g/mol}.$$

a)

$$n(\text{Al}) = \frac{1,08}{27} = 0,04 \text{ mol}, \text{ donc } n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{0,04}{2} = 0,02 \text{ mol}.$$

b)

$$\text{Sel anhydre : } m = 0,02 \times 342 = 6,84 \text{ g. Eau : } 13,32 - 6,84 = 6,48 \text{ g, soit } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{6,48}{18} = 0,36 \text{ mol}.$$

c)

$$x = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)} = \frac{0,36}{0,02} = 18 : \text{ la formule est } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}.$$

Exo 11 masse molaire de l'hémoglobine

a)

Une mole d'hémoglobine renferme 4 moles d'atomes de fer : $m(\text{Fe}) = 4 \times 56 = 224 \text{ g}$.

b)

Ces 224 g représentent 0,335 % de la masse molaire : $M = \frac{224}{0,00335} \approx 6,69 \times 10^4 \text{ g/mol}$.

c)

C'est une molécule **géante** (une protéine), des milliers de fois plus lourde qu'une petite molécule.

Exo 12 qui a le plus d'atomes d'oxygène ?

Pour chaque espèce : $n(\text{O}) = \frac{m}{M} \times (\text{nombre d'atomes O par formule})$.

a)

$$\text{H}_2\text{O} (M = 18) : \frac{10}{18} \times 1 = 0,556 \text{ mol} ; \text{CO}_2 (M = 44) : \frac{10}{44} \times 2 = 0,455 \text{ mol} ; \text{O}_2 (M = 32) : \frac{10}{32} \times 2 = 0,625 \text{ mol} ; \text{H}_2\text{SO}_4 (M = 98) : \frac{10}{98} \times 4 = 0,408 \text{ mol}.$$

b)

Ordre décroissant : $\text{O}_2 > \text{H}_2\text{O} > \text{CO}_2 > \text{H}_2\text{SO}_4$.

Exo 13 formule d'un acide aminé

a)

$$\% \text{O} = 100 - 32,0 - 6,71 - 18,7 = 42,6 \%$$

b)

Sur 100 g : $n(\text{C}) = \frac{32,0}{12} = 2,67$; $n(\text{H}) = \frac{6,71}{1} = 6,71$; $n(\text{N}) = \frac{18,7}{14} = 1,34$; $n(\text{O}) = \frac{42,6}{16} = 2,66$. En divisant par 1,34 : C : H : N : O = 2 : 5 : 1 : 2, soit $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$.

c)

$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2) = 2 \times 12 + 5 \times 1 + 14 + 2 \times 16 = 75 \text{ g/mol}$: la formule moléculaire est $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$ (la glycine).

Exo 14 masse molaire moyenne d'un mélange

$$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ g/mol} \text{ et } M(\text{SO}_3) = 80 \text{ g/mol}.$$

a)

Pour une masse m de chaque : $n(\text{SO}_2) = \frac{m}{64}$ et $n(\text{SO}_3) = \frac{m}{80}$. $x(\text{SO}_2) = \frac{m/64}{m/64 + m/80} = \frac{1/64}{1/64 + 1/80} \approx 0,556$; donc $x(\text{SO}_3) \approx 0,444$.

b)

$$\overline{M} = \frac{m_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{2m}{m/64 + m/80} = \frac{2}{1/64 + 1/80} \approx 71,1 \text{ g/mol}.$$

Exo 15 étude du sulfate de fer(III)

a)

$$M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \times 56 + 3 \times (32 + 4 \times 16) = 112 + 288 = 400 \text{ g/mol}.$$

b)

$$\% \text{Fe} = \frac{2 \times 56}{400} \times 100 = \frac{112}{400} \times 100 = 28,0 \%$$

c)

$$n(\text{Fe}) = \frac{5,6}{56} = 0,1 \text{ mol, soit } n(\text{sel}) = \frac{0,1}{2} = 0,05 \text{ mol et } m = 0,05 \times 400 = 20 \text{ g}.$$

d)

Chaque unité $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ porte 3 ions SO_4^{2-} : $n(\text{SO}_4^{2-}) = 3 \times 0,05 = 0,15 \text{ mol}$, soit $N = 0,15 \times 6,02 \times 10^{23} = 9,03 \times 10^{22}$ ions.



Tous les exos cochés ? Passe au niveau réel.

+

Ce carnet est un extrait de notre bibliothèque d'entraînement — la suite se joue en ligne.

Sur simulationconcours.be

- ✓ Le même carnet en interactif, avec correction en un clic
- ✓ Les autres mécaniques de la fiche, niveau par niveau
- ✓ 3100 QCM type concours, corrigés et expliqués
- ✓ Les cours complets — gratuits — et les fiches de révision

Tous les jeudis : simulation du concours en ligne

En conditions réelles — chrono, QCM type concours et score immédiat.



Rejoins-nous sur simulationconcours.be

scanne le QR ou tape l'adresse — les cours complets sont gratuits