

Module 1.1 : Révision

- Objectifs :
- Déterminer le nombre d'atomes / molécules / ions dans un échantillon,
 - Déterminer le nombre de moles d'atomes / molécules / ions dans un échantillon,
 - Déterminer la masse d'un échantillon,
 - Savoir raisonner sur la composition d'un échantillon.

Moles et nombre d'Avogadro

La mole est une quantité de matière correspondant à $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes, molécules ou ions (selon la matière en question). Ce nombre est appelé nombre d'Avogadro (N_A).

Le nombre d'Avogadro permet donc de relier le nombre de corpuscules (atomes, molécules ou ions) constituant la matière et le nombre de mole de cette matière :

$$N_A = \frac{N(x)}{n(x)} \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} N_A = 6,02 \cdot 10^{23}, \text{ unité : atomes/mol, molécules}^1/\text{mol ou ions/mol} \\ N(x) = \text{nombre de corpuscules, unité : atomes, molécules ou ions} \\ n(x) = \text{nombre de moles de corpuscules, unité : mol} \\ x = \text{espèce chimique concernée} \end{array}$$

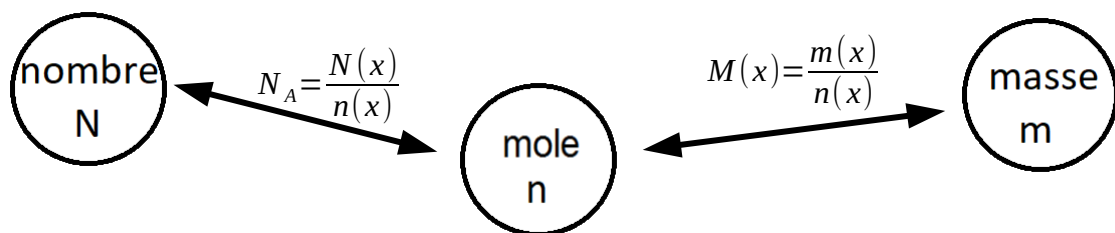
Masse molaire et masses

Dans le cas d'un corps pur monoatomique comme un métal ou un gaz rare, la masse d'une mole correspond à la valeur numérique de la masse atomique A inscrite dans le tableau périodique des éléments, exprimée en grammes.

Dans le cas d'un corps pur moléculaire, la masse d'une mole correspond à la somme des masses atomiques des atomes constituant la molécule, toujours exprimée en grammes.

$$M(x) = \frac{m(x)}{n(x)} \quad \text{Avec} \quad \begin{array}{l} M(x) = \text{masse molaire}^2 \text{ (déduite grâce au TPE), unité : g/mol} \\ m(x) = \text{masse, unité : g} \\ n(x) = \text{nombre de moles d'atomes, molécules ou ions, unité : mol} \\ x = \text{espèce chimique concernée} \end{array}$$

Résumé visuel



- 1 Le terme « molécule » ne pourra pas être plus abrégé que « moléc. », sans quoi la confusion avec le terme de mole serait inévitable.
- 2 Le terme masse molaire signifie « masse d'une mole ».

Exercices

- 1.1.1. La caféine est un alcaloïde présent dans le café, le thé et la kola. Sa formule brute est $C_8H_{10}N_4O_2$. La teneur en caféine varie selon la variété de café. Lorsque le café est dit fort, il contient $6,55 \cdot 10^{-3}$ mol de caféine par litre de café.
- a) Quelle masse de caféine y a-t-il dans un litre de café fort ?
 - b) Combien de molécules de caféine y a-t-il dans une tasse (150 mL) de café fort ?
- 1.1.2. Déterminez lequel de ces échantillons contient le plus d'atomes d'hydrogène : 730 mg de HCl, $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol de sucre ($C_6H_{12}O_6$) ou 1,00 mL d'eau.
- 1.1.3. On analyse un échantillon d'oxyde de chrome inconnu et on détermine que 1,126 g de cet oxyde correspond à $7,41 \cdot 10^{-3}$ mol. Quelle est la formule brute de ce composé ?
- 1.1.4. Le dioxyde de carbone est un des principaux gaz responsables de l'effet de serre. Lors de la réaction de combustion du carbone dans l'air, il se forme du dioxyde de carbone selon l'équation suivante : $1\text{ C} + 1\text{ O}_2 \rightarrow 1\text{ CO}_2$
- a) Combien d'atomes de carbone trouve-t-on dans 10,0 g de carbone pur ?
 - b) Quelle masse de CO_2 sera produite par la réaction complète de ces 10,0 g de C ?

Exercices de renforcement

- 1.1.5. Un des poisons chimiques les plus virulents est la batrachotoxine ($C_{31}H_{42}N_2O_6$), qui a été extraite de la peau de certaines grenouilles de Colombie. La dose mortelle de ce poison est de 0,20 mg pour un adulte. Calculez le nombre de molécules présentes dans cette dose.
- 1.1.6. Le fluor constitue 51 % de la masse d'un échantillon de fluorure de manganèse. Déterminez si cet échantillon est constitué de fluorure de manganèse (II), de fluorure de manganèse (III) ou de fluorure de manganèse (IV).
- 1.1.7. Lors d'une analyse d'un oxyde de cobalt, on détermine que le cobalt constitue 71 % de la masse de ce composé. La formule brute de la molécule est-elle CoO ou Co_2O_3 ? Justifiez votre réponse par un calcul.
- 1.1.8. Le calcaire, de formule CaCO_3 , se décompose sous l'effet de la chaleur en gaz carbonique, CO_2 et en oxyde de calcium CaO .
- a) Donnez l'équation de réaction.
 - b) Quelle masse de CO_2 sera libérée lorsque l'on chauffe 10,0 g de CaCO_3 ?

Module 1.2 : Conditions stœchiométriques

Objectif : - Associer des calculs de quantités de matière (réactifs ou produits) aux réactions chimiques

Proportionnalité

Nous avons vu précédemment qu'une équation chimique équilibrée indique dans quels rapports de quantités (en moles) les différents corps participent à une réaction.

Ex : $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$

signifie que si 2 mol de KClO_3 se décomposent, il se forme 2 mol de KCl et 3 mol d' O_2 .

Les coefficients stœchiométriques permettent donc de trouver les quantités de produits obtenus pour une quantité de réactif donnée en posant les proportions suivant lesquelles les corps réagissent.

$$\text{Application de la stœchiométrie : } \frac{\text{coeff. stœchio}(A)}{\text{coeff. stœchio}(B)} = \frac{n(A)}{n(B)}$$

Déterminons en exemple les masses de produits créés par la décomposition de 12,0 g de KClO_3

$$12,0 \text{ g } \text{KClO}_3 \text{ en mole : } n(\text{KClO}_3) = \frac{m(\text{KClO}_3)}{M(\text{KClO}_3)} = \frac{12,0 \text{ g}}{122,55 \text{ g/mol}} = 9,79 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

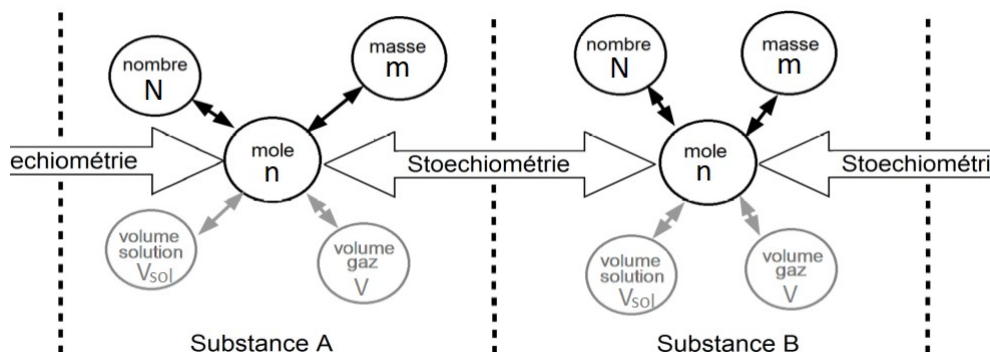
$$\text{Stœchiométrie : } \frac{2 \text{KCl}}{2 \text{KClO}_3} = \frac{x}{9,79 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KClO}_3} \Rightarrow x = 9,79 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KCl créé}$$

$$9,79 \cdot 10^{-2} \text{ mol KCl en masse : } m(\text{KCl}) = n(\text{KCl}) \cdot M(\text{KCl}) = 9,79 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 74,55 \text{ g/mol} = 7,30 \text{ g}$$

$$\text{Stœchiométrie : } \frac{3 \text{O}_2}{2 \text{KClO}_3} = \frac{y}{9,79 \cdot 10^{-2} \text{ mol}} \Rightarrow y = 1,47 \cdot 10^{-1} \text{ mol de O}_2 \text{ créé}$$

$$1,46 \cdot 10^{-1} \text{ mol O}_2 \text{ en masse : } m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 1,47 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot 32,00 \text{ g/mol} = 4,70 \text{ g}$$

Résumé visuel



Rendement

Le rendement de réaction permet de comparer la masse pratique obtenue à la masse théorique calculée (considérée comme égale à 100 %) :

$$\rho = \frac{m_{\text{pratique}}}{m_{\text{théorique}}} \cdot 100\% = \frac{n_{\text{pratique}}}{n_{\text{théorique}}} \cdot 100\%$$

Exercices

- 1.2.1. On brûle un ruban d'oxygène. Calculez les masses de magnésium et d'oxygène nécessaires à la formation de 100 g d'oxyde de magnésium.
- 1.2.2. Calculez la masse d'oxygène nécessaire pour brûler complètement un kilo de butane, gaz organique de formule C_4H_{10} .
- 1.2.3. Quelle masse de chacun des réactifs est nécessaire pour préparer 265 g de carbonate de sodium Na_2CO_3 par réaction de neutralisation ?
- 1.2.4. Une solution contient 5,0 g de nitrate d'argent ($AgNO_3$). On y ajoute suffisamment de chromate de potassium pour faire précipiter tout l'argent sous forme de Ag_2CrO_4 . Quelle masse de précipité obtient-on ? Quel est le rendement de la réaction si 4,6 g de précipité sont obtenus pratiquement après filtration ?

Exercices de renforcement

- 1.2.5. Quelle masse de carbone faut-il brûler pour former 15 L de gaz carbonique aux conditions standards ? (à faire après le module 1.4)
- 1.2.6. Lorsque l'on chauffe du dichromate d'ammonium, celui-ci se décompose selon l'équation de réaction : $1 (NH_4)_2Cr_2O_7 (s) \rightarrow 1 Cr_2O_3 (s) + 1 N_2 (g) + 4 H_2O (g)$. Quelle est la masse d'oxyde de chrome formée lors de la réaction de 10,00 g de dichromate d'ammonium ? Quel est le rendement de la réaction si l'on obtient pratiquement 5,589 g de dichromate d'ammonium ?
(voir la réaction : <http://www.youtube.com/watch?v=Ula2NWi3Q34>)
- 1.2.7. Le propane, de formule C_3H_8 , est l'hydrocarbure gazeux que l'on utilise dans les cartouches de gaz. Quelle masse doit-on brûler pour produire 10 L de CO_2 , mesurés aux conditions standard de pression et de température ? (à faire après le module 4)
- 1.2.8. Pour déterminer la quantité de KCl contenue dans une poudre inconnue, on dissout 3,0 g de cette poudre dans 30 mL d'eau et on y ajoute une solution de $AgNO_3$ en suffisance pour que la réaction soit complète. On filtre, on sèche, puis on pèse : on a obtenu 3,27 g de précipité. Calculez la masse de KCl dissoute au départ et le pourcentage de KCl que contenait la poudre.

Module 1.3 : Excès et limitant

Objectif : - Réaliser des calculs de quantité de matière (réactifs ou produits) dans des conditions non stœchiométriques

Conditions non stœchiométriques

Dans le cas où une réaction est réalisée dans des conditions qui ne respectent pas les proportions imposées par les coefficients stœchiométriques de l'équation de réaction, il se trouvera un réactif en excès (partiellement consommé) et un réactif limitant (entièrement consommé et dont la quantité déterminera la quantité de produit qui pourra être synthétisée).

Par exemple, déterminons si, lors de la réaction de 100 g d'octane avec 100 g d'oxygène, l'octane sera ou non été entièrement consommé.

Équation de réaction équilibrée : $2 \text{C}_8\text{H}_{18} + 25 \text{O}_2 \rightarrow 16 \text{CO}_2 + 18 \text{H}_2\text{O}$

100 g d'octane en mole :
$$n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \frac{m(\text{C}_8\text{H}_{18})}{M(\text{C}_8\text{H}_{18})} = \frac{100 \text{ g}}{144,22 \text{ g/mol}} = 8,75 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

100 g d'oxygène en mole :
$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{100 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 3,13 \text{ mol}$$

La stœchiométrie nous permettra, dans un premier temps, de déterminer combien de moles d'un réactif il faudra pour réagir avec la quantité présente de l'autre et, dans un deuxième temps, de déterminer qui est le réactif limitant et qui est celui en excès.

$$\frac{2 \text{C}_8\text{H}_{18}}{25 \text{O}_2} = \frac{x}{3,13 \text{ mol}} \Rightarrow \text{il faut } 0,250 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18} \text{ pour réagir avec les } 3,13 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ présent}$$

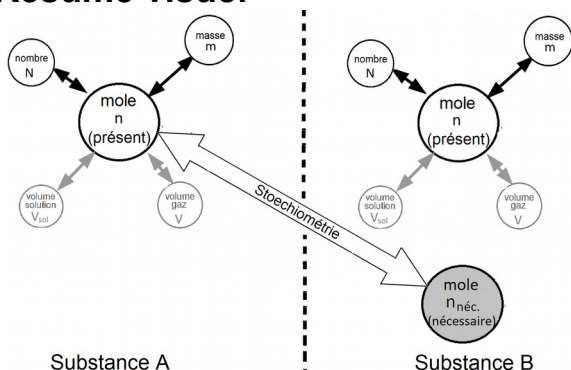
On en a 0,875 mol, c'est donc suffisant. Il y aura même un excès de C_8H_{18} soit $0,875 - 0,250 = 0,625 \text{ mol}$.

$$\frac{2 \text{C}_8\text{H}_{18}}{25 \text{O}_2} = \frac{8,75 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}{x} \Rightarrow \text{il faut } 10,9 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ pour réagir avec les } 8,75 \cdot 10^{-1} \text{ de } \text{C}_8\text{H}_{18} \text{ présent}$$

On en a 3,13, soit pas assez. O_2 est le réactif limitant et détermine la quantité de produit créé.

$$\frac{16 \text{CO}_2}{25 \text{O}_2} = \frac{x}{3,13 \text{ mol}} \Rightarrow \text{on créera } 2,00 \text{ mol de } \text{CO}_2 \text{ lors de la réaction.}$$

Résumé visuel



Dans un premier temps, en comparant les quantités de réactifs présentes et nécessaires, on détermine le réactif limitant.

On reprend ensuite le problème normalement en se basant sur la quantité de réactif limitant, qui conditionne la fin de la réaction.

(voir résumé visuel 1.2)

Exercices

- 1.3.1. En faisant réagir dans un tube fermé 1,00 mole de fer et 1,00 mole d'oxygène pour obtenir du Fe_2O_3 , quelle(s) substance(s) y aura-t-il dans le tube à la fin de la réaction, en quelle(s) quantité(s) de mole et de masse ?
- 1.3.2. On introduit dans un récipient 50,0 g de NaCl et 200,0 g d'acide sulfurique pour effectuer la réaction suivante (à équilibrer) : $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$. Que contiendra quantitativement (en masse) le récipient en fin de réaction ?
- 1.3.3. Soit la réaction de précipitation entre deux solutions contenant respectivement 50,3 g de NiCl_2 et 42,3 g Na_3PO_4 . On obtient expérimentalement 40,2 g de précipité, calculez le rendement de la réaction.
- 1.3.4. En faisant réagir 0,5 g de charbon de bois (C) et 80 mL de dioxygène, calculez la masse solide qui devrait rester en fin de réaction (on considère que l'on travaille aux conditions standard) (à faire après le module 1.4).

Exercices de renforcement

- 1.3.5. On obtient du monoxyde d'azote en faisant réagir l'ammoniac avec de l'oxygène gazeux selon l'équation suivante : $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$. Quelles quantités de NO et de H_2O obtient-on en faisant réagir :
- i) 5 moles de NH_3 et 5 moles de O_2 ?
 - ii) 4 moles de NH_3 et 1 mole de O_2 ?
 - iii) 4 moles de NH_3 et 4 moles de O_2 ?
 - iv) 1 mole de NH_3 et 2 moles de O_2 ?
- 1.3.6. Un façon de détecter la présence de calcaire dans une roche est de déposer un peu d'acide chlorhydrique dessus. Ainsi, on observera des bulles se formant dans le liquide, correspondant à la formation de gaz carbonique, selon la réaction (à équilibrer) suivante : $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- Deux litres d'une solution contenant 100 g de HCl par litre seront-ils suffisant pour faire réagir complètement 450 g de calcaire ?
- 1.3.7. Le fluorure d'hydrogène, gaz utilisé pour la fabrication des fréons (gaz propulseurs détruisant la couche d'ozone) et dans la production d'aluminium, peut être préparé de la façon suivante : $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{HF}$. En faisant réagir 6 kg de CaF_2 avec un excès d'acide, on obtient 2,86 kg de HF. Quel est le rendement de la réaction.

Module 1.4 : Volumes de gaz

Objectifs : - Déterminer le nombre de moles d'atomes / molécules dans un volume de gaz.

Etat gazeux

L'état des gaz est un des trois principaux états de la matière. Une substance à l'état gazeux ne possède ni forme, ni volume propre et occupe ainsi tout le volume du récipient qui le contient. Il est possible de représenter un gaz au niveau microscopique comme un ensemble de corpuscules (atomes ou molécules), très espacés les uns des autres, animés d'un mouvement chaotique continu.

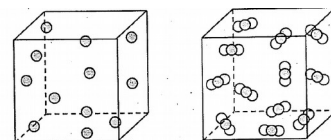
La quantité d'atomes contenus dans un volume déterminé dépend des conditions de température et de pression.

L'expression mathématique qui décrit la relation entre le volume, la pression, la température et le nombre de moles de gaz est appelé la loi des gaz parfaits. Nous n'étudierons pas cette loi en détails ici. Nous nous contenterons de connaître le volume occupé par une mole de gaz aux conditions standard.

Loi d'Avogadro

En 1811, Avogadro contribua à la mise en place de la loi des gaz en émettant l'hypothèse que le volume occupé par un gaz était une mesure du nombre de corpuscules de gaz présents, indépendamment de leur nature.

Le volume de divers échantillons à une température et une pression données est donc proportionnel au nombre de moles de chacun des échantillons.



D'après cette loi, une mole d'un gaz parfait, occupe toujours le même volume (aux mêmes conditions de température et de pression). A 25°C et 1 atmosphère (conditions dites standard), le volume occupé par une mole de gaz est de 24,5 L.

$$V_m = \frac{V(x)}{n(x)} \text{ avec}$$

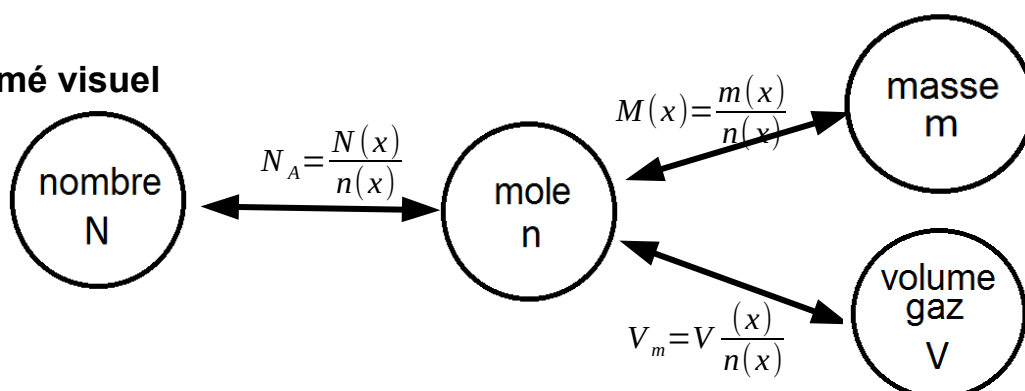
V_m = volume molaire, unité : L/mol, valeur aux c.s. : soit 24,5

$V(x)$ = volume de gaz [L]

$n(x)$ = nombre de moles de corpuscules (atomes ou molécules) [mol]

x = espèce chimique concernée

Résumé visuel



Exercices

- 1.4.1. Calculez le volume occupé par 4,0 g de dioxyde de carbone aux conditions standard.
- 1.4.2. Quelle est la masse de 89,6 L de diazote pris aux conditions standard ? Combien y a-t-il de molécules dans ce volume ?
- 1.4.3. Un litre (précis au centilitre) de gaz pris aux conditions standard pèse 2,93 g. Quelle est la masse molaire de ce gaz ?
- 1.4.4. L'air est un mélange contenant approximativement, en volume, 80 % de diazote et 20 % de dioxygène. Quelle est la masse de 1 m³ d'air mesuré aux conditions standard ?

Exercices de renforcement

- 1.4.5. Une bonbonne d'hélium contient 10 kg de ce gaz sous pression. Si l'on voulait stocker ce gaz aux conditions standard de pression et de température, de quel volume devrait-on disposer ?
- 1.4.6. Combien y a-t-il de moles de gaz carbonique dans 4,2 L de ce gaz pris aux conditions standard ? Quelle masse ce volume représente-t-il ?
- 1.4.7. Un ballon contient 30 g d'un gaz inerte (ou gaz rare). Aux conditions standard de pression et de température, le volume de ce ballon est de 8,8 litres. Quel est le gaz contenu dans le ballon ?
- 1.4.8. Le mélange trimix 20/25 est utilisé pour la plongée de 40 à 60 m de profondeur. Il contient 20 % d'oxygène et 25 % d'hélium, le reste étant de l'azote. Quel serait la masse de 5,00 litres de ce mélange pris aux conditions standard ?
- 1.4.9. Par électrolyse, on transforme 10 mL d'eau liquide en dihydrogène et dioxygène.
 - a) Déterminez la masse et la quantité (en moles) d'eau qui réagissent.
 - b) Posez l'équation de réaction.
 - c) Calculez les volumes d'oxygène et d'hydrogène formés aux conditions standard.

Module 1.5 : Solutions

Objectifs : - Effectuer des calculs volumétriques impliquant des réactifs en solution.

Volume de solution et quantité de soluté

Pour qu'une réaction entre deux substances puisse s'effectuer, il faut au préalable que les corpuscules susceptibles de réagir entrent en contact. Cette condition est rarement réalisée lorsqu'on met en présence des solides. Un tel contact est, par contre, obtenu si les réactifs sont mis en solution (mélange homogène d'un soluté dans un solvant, généralement l'eau).

Lorsqu'on utilise des solutions, leurs quantités se mesurent en volume. La concentration d'une solution indique la quantité de soluté dissout par volume de solution.

$$C(x) = \frac{n(x)}{V_{\text{sol}}(x)} \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} C(x) = \text{concentration molaire (ou molarité), unité : mol/L (ou M)} \\ n(x) = \text{nombre de mole de corpuscules, unité : mol} \\ V_{\text{sol}}(x) = \text{volume de solution, unité : L} \end{array}$$

$$C_m(x) = \frac{m(x)}{V_{\text{sol}}(x)} \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} C_m(x) = \text{concentration massique (ou titre), unité : g/L} \\ m(x) = \text{masse de mole de corpuscules, unité : g} \\ V_{\text{sol}}(x) = \text{volume de solution, unité : L} \end{array}$$

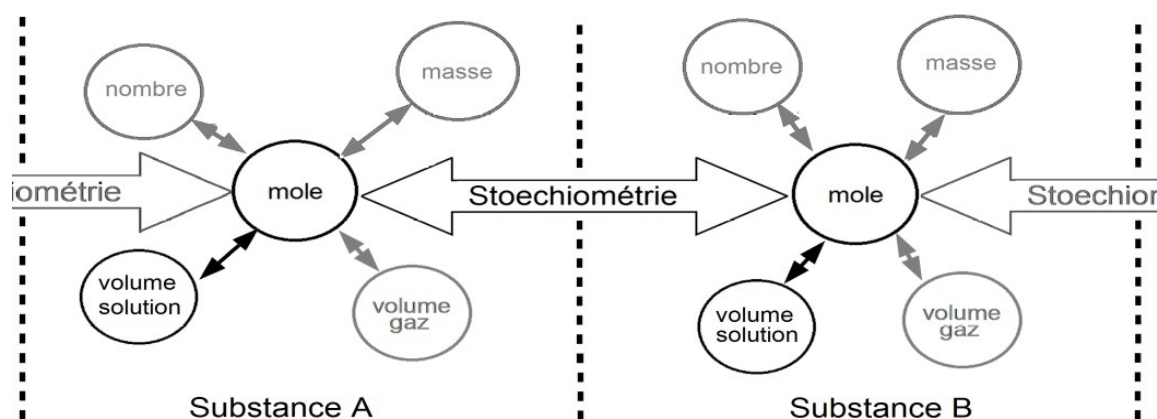
Le lien permettant de passer de l'une à l'autre de ces expressions implique la masse molaire :

$$C(x) = \frac{C_m(x)}{M(x)} \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} C(x) = \text{concentration molaire (ou molarité), unité : mol/L (ou M)} \\ C_m(x) = \text{concentration massique (ou titre), unité : g/L} \\ M(x) = \text{masse molaire du corpuscule dissout (cf. TPE), unité : g/mol} \end{array}$$

Volumétrie

La volumétrie est une technique d'analyse quantitative utilisée pour déterminer la concentration d'une solution. Cette méthode se base sur une réaction entre deux réactifs, l'un dont on connaît la composition mais dont on veut déterminer la concentration, et l'autre dont on connaît la composition et la concentration. La réaction entre les réactifs est réalisée en mettant en évidence la fin de la réaction (exemple pour une neutralisation utilisation d'un indicateur coloré).

Résumé visuel



Exercices

- 1.5.1. Calculez la concentration massique d'une solution 2,00 M d'acide sulfurique.
- 1.5.2. Calculez la concentration molaire d'une solution 13,0 g/L de chlorure de sodium.
- 1.5.3. Un bécher contient 45,0 mL d'une solution Ca(OH)_2 de concentration $1,0 \cdot 10^{-3}$ M. On dispose d'une solution H_3PO_4 $5,0 \cdot 10^{-3}$ M. Quel volume de la solution d'acide faut-il employer pour neutraliser exactement la solution basique.
- 1.5.4. 100 mL d'un vinaigre contiennent 4,5 g d'acide acétique (CH_3COOH). Quel volume de NaOH 0,50 M faut-il pour neutraliser 5,0 mL de ce vinaigre ?

Exercices de renforcement

- 1.5.5. Calculez la concentration en mol/L d'une solution préparée en dissolvant 1,70 g de NaNO_3 dans 250 mL d'eau.
- 1.5.6. Déterminez la masse de chlorure de calcium contenue dans 30 mL d'une solution de concentration $2,00 \cdot 10^{-1}$ M.
- 1.5.7. Pour neutraliser 20 mL d'une solution d'acide sulfurique, il faut 30 mL d'hydroxyde de potassium 0,010 M. Calculez la concentration massique de l'acide sulfurique.

Exercices de renforcement (modules 1.1-1.5)

- 1.5.8. Soit la réaction : $2 \text{Al (s)} + 6 \text{HCl (aq)} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 \text{ (s)} + 3 \text{H}_2 \text{ (g)}$. Calculez les quantités de AlCl_3 (masse) et de H_2 (volume) produits à partir de 0,500 g d'aluminium et de 20,0 mL de HCl 0,50 M.
- 1.5.9. Soit la réaction : $3 \text{Cu (s)} + 8 \text{HNO}_3 \text{ (aq)} \rightarrow 3 \text{Cu(NO}_3)_2 \text{ (s)} + 2 \text{NO (g)} + 4 \text{H}_2\text{O (l)}$. Calculez la concentration de l'acide nitrique s'il a fallu en utiliser 105,0 mL pour réagir avec 10,00 g de cuivre. Calculez les quantités de $\text{Cu(NO}_3)_2$ (masse) et de NO (volume) produits lors de cette réaction. Enfin, déterminez le rendement si pratiquement 2,00 L de NO sont formés.

Module 1.6 : Préparation de solutions

- Objectifs :
- Préparer une solution de concentration précise à partir d'un solide,
 - Préparer une solution de concentration précise à partir d'une solution stock.

Par dissolution

Les solutions sont généralement préparées à partir de solides que l'on dissout dans un solvant. Par exemple, si l'on souhaite préparer 50 mL d'une solution CuSO_4 0,20 M, il faudra dans un premier temps déterminer la masse à dissoudre dans ce volume (en passant par n) :

$$n(\text{CuSO}_4) = V_{\text{sol}}(\text{CuSO}_4) \cdot C(\text{CuSO}_4) = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot 0,20 \text{ mol/L} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 159,61 \text{ g/mol} = 1,6 \text{ g}$$

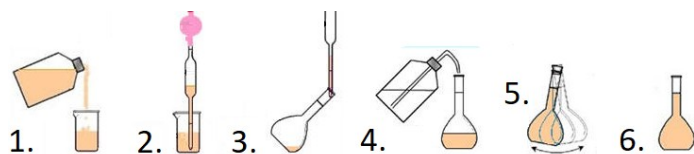
Les 1,6 g de CuSO_4 seront introduits dans un ballon jaugé (verrerie de haute précision, illustration 1) de 50 mL et dissout avec un peu d'eau distillée (2 et 3). Après dissolution (4) on complètera (toujours avec de l'eau distillée, 5) jusqu'au trait de jauge et on homogénéisera (6).



Par dilution

Il est très courant toutefois que l'on prépare des solutions de haute concentration³ destinées à être diluées pour préparer des solutions de concentrations plus faibles. Cette technique est intéressante pour garder une grande précision car peser de faibles masses induit de fortes erreurs. La dilution est donc un procédé consistant à diminuer la concentration d'une solution.

On prélève un volume V_i de la solution de concentration C_i (1 et 2), qu'on introduit dans un ballon jaugé de volume V_f (3). Après ajout d'eau jusqu'au trait de jauge (4) et homogénéisation (5), la solution a une concentration C_f (6).



Le nombre de corpuscules dissous reste inchangé lors d'une dilution. On a donc $n_i = n_f$ ce qui mène au développement de la formule suivante :

$$V_{\text{sol.i}} \cdot C_i = V_{\text{sol.f}} \cdot C_f \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} V_{\text{sol.i}} \text{ et } C_i = \text{volume et concentration de solution initiale} \\ V_{\text{sol.f}} \text{ et } C_f = \text{volume et concentration de solution finale (diluée)} \end{array}$$

Notons qu'on utilise parfois le facteur de dilution F^4 pour exprimer la dilution (exemple : la solution a été diluée 10 fois, 10 étant le facteur de dilution F).

³ Une solution stockée dans le but d'être ensuite diluée se nomme solution mère ou solution stock .

⁴ Le facteur de dilution, supérieur à 1, correspond au rapport des concentrations : $F = \frac{C_i}{C_f} = \frac{V_f}{V_i}$.

Exercices

- 1.6.1. On prélève 10 mL d'une solution 1,00 M d'acide chlorhydrique auxquels on ajoute un volume de 990 mL d'eau. Quelle est la concentration molaire de la solution obtenue ? Et son titre ?
- 1.6.2. Un chimiste a besoin pour effectuer une expérience de 100 mL d'une solution 0,020 M de sulfate de cuivre (II). Dans son laboratoire il ne possède que 50 mL d'une solution 0,10 M. Décrivez précisément comment il doit procéder pour obtenir la solution qu'il souhaite.
- 1.6.3. On mélange 10 mL d'une solution 0,30 M de NaCl et 60 mL d'une solution 0,10 M de ce même sel. Quelle est la concentration molaire de la solution ainsi obtenue ?

Exercices de renforcement

- 1.6.4. A 20 mL d'une solution 0,50 M de H_2SO_4 on ajoute suffisamment d'eau pour porter la solution à 100 mL. Quelles sont les concentrations molaires et massiques de la solution obtenue ?
- 1.6.5. On veut préparer 100 mL d'une solution 0,50 M de sulfate de cuivre (II). Expliquez comment préparer cette solution à partir de CuSO_4 solide.
Quelle volume d'eau faut-il ajouter à cette solution pour obtenir une solution de concentration 0,400 M ?
- 1.6.6. Quels volumes d'eau distillée et de solution d'hydroxyde de sodium 0,50 M doit-on mélanger pour obtenir 100 mL de solution 0,020 M ?