Nom:..... Prénom:..... Classe:..... Date: .....

Le liquide magique[1]

Objectifs	Classe
☐ Déterminer la masse molaire d'une espèce à partir des masses molaires atomiques des éléments qui la composent. ☐ Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur à partir de sa masse et du tableau périodique. ☐ Déterminer la quantité de matière d'un soluté à partir de sa concentration en masse ou en quantité de matière et du volume de solution.	$1^{ère}$ Spé
	Durée
	2 h

Sur la paillasse

Vous trouverez sur la paillasse l'ensemble du matériel nécessaire:

- une spatule,
- deux verres de montre,
- un flacon en verre transparent de $100\,\text{mL}$ avec son bouchon,
- une éprouvette graduée de $100\,\text{mL}$,
- un agitateur en verre,
- un entonnoir,
- un flacon de bleu de méthylène et son compte-goutte,

Sur deux paillasses:

- une balance de précision,
- du glucose en poudre,
- de l'hydroxyde de sodium solide.

Document 1: La mole

En chimie, le moindre échantillon de matière à prélever contient des milliards de milliards d'entités (atomes, ions ou molécules). Les chimistes regroupent les entités par « paquets », utilisant ainsi des nombres moins vertigineux. Les entités d'un échantillon sont comptées par paquet de $6{,}02 \times 10^{23}$ entités. Ce paquet est appelé la mole. Une mole d'entités est la quantité d'une espèce contenant $6{,}02 \times 10^{23}$ entités chimiques.

Exemples:
1 mole de molécules d'eau $= 6{,}02 \times 10^{23}$ molécules d'eau.
1 mole d'atomes de fer $= 6{,}02 \times 10^{23}$ atomes de fer
1 mole d'ions magnésium $= 6{,}02 \times 10^{23}$ ions magnésium

La mole est l'unité de la quantité de matière, notée « n ».

Document 2: Masse de quelques atomes

- Atome de carbone : $m(C) = 1{,}993 \times 10^{-23}\,\text{g}$
- Atome d'oxygène : $m(O) = 2{,}658 \times 10^{-23}\,\text{g}$

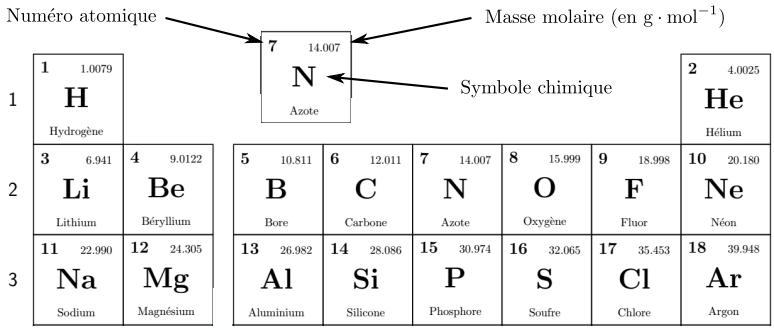
Document 3: Masse molaire

La masse molaire d'une molécule se note M et se mesure en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Elle se calcule en additionnant les masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

Exemples:
Calculons la masse molaire de l'éthanol de formule C_2H_6O. L'éthanol est composé de 2 atomes de carbone, de 6 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène. La masse molaire de l'éthanol se calcule ainsi : $M(C_2H_6O) = 2 \times M(C) + 6 \times M(H) + M(O) = 2\times12{,}0+6\times1{,}0+16{,}0 = 46{,}0\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

[1] Ce TP est basé sur le travail de Mme Fasseu du lycée Watteau `http://alphaducentaure.e-monsite.com/`.

Document 4: Extrait du tableau périodique des éléments



1 Une vieille recette

On a trouvé la recette d'un liquide « magique » dans un vieux manuel de chimie:

Le liquide magique

- Dans un flacon de 100 mL, introduire $3{,}0 \times 10^{-2}$ mol d'hydroxyde de sodium solide.
- Ajouter 2,8 mol d'eau, puis $8{,}0 \times 10^{-3}$ mol de poudre de glucose.
- Terminer par ajouter quelques gouttes de bleu de méthylène.
- Boucher le flacon, secouer puis laisser reposer.

⚠On trouve sur l'emballage contenant l'hydroxyde de sodium le pictogramme suivant:

Les quantités des différentes espèces sont données en « mol », c'est une quantité de matière. Or, il n'existe pas d'appareil de mesure directe de la quantité de matière. Il faut rédiger un protocole avec des mesures de masse ou de volume réalisables en laboratoire.

2 Calculs des masses et du volume à prélever

2.1 La masse molaire

1. Combien d'atomes contient une mole d'atomes de carbone ? Combien d'atomes contient une mole d'atomes d'oxygène ?

Solution: Une mole d'atomes de carbone contient $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}$ atomes de carbone. De même, une mole d'atomes d'oxygène contient $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}$ atomes d'oxygène.

2. Calculer la masse d'une mole d'atomes de carbone, puis la masse d'une mole d'atomes d'oxygène.

Solution: La masse d'une mole d'atomes de carbone est donc:

$$m = N_A \times m(C) = 6{,}02 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1} \times 1{,}993 \times 10^{-23}\,\text{g} = 12{,}0\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad (1)$$

La masse d'une mole d'atomes d'oxygène est donc:

$$m = N_A \times m(O) = 6{,}02 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1} \times 2{,}658 \times 10^{-23}\,\text{g} = 16{,}0\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad (2)$$

3. Comparer les masses trouvées avec les données dans le tableau périodique. Comment s'appellent précisément les masses calculées à la question précédente ?

Solution: On retrouve les valeurs données dans le tableau périodique pour les masses molaires, exprimées en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

4. En utilisant les données du tableau périodique, calculer les masses molaires M (écrire les calculs) :
   (a) de l'hydroxyde de sodium ou soude de formule NaOH
   (b) du glucose de formule $C_6H_{12}O_6$
   (c) de l'eau de formule H_2O

Solution:

$$M(\text{NaOH}) = M(\text{Na}) + M(\text{O}) + M(\text{H}) = 22{,}990\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} + 15{,}999\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} + 1{,}0079\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 39{,}997\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} M(C_6H_{12}O_6) &= 6 \times M(\text{C}) + 12 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O}) \\ &= 6 \times 12{,}011\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} + 12 \times 1{,}0079\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} + 6 \times 15{,}999\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ &= 180{,}15\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$M(H_2O) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1{,}0079\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} + 15{,}999\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 18{,}015\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

2.2 Masses et volume à prélever

La masse molaire d'entités (atomes, molécules ou ions) représente donc la masse d'une mole d'entités. Deux moles d'entités contiennent deux fois plus d'entités et pèsent donc deux fois plus. Par conséquent, la quantité de matière et la masse sont proportionnelles.

Exemple :
masse molaire du fer : $M(Fe) = 55{,}8\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, c'est-à-dire $55{,}8\,\text{g}$ pour $1\,\text{mol}$.

5. En utilisant le tableau de proportionnalité ci-dessous, calculer la masse m correspondant à une quantité de matière de fer de $n = 0{,}27\,\text{mol}$.

Solution: D'après le tableau de proportionnalité ci-contre, et en effectuant le produit en croix (masse et quantité de matière étant proportionnelles):

$$m = \frac{55{,}8\,\text{g}}{1\,\text{mol}} \times 0{,}27\,\text{mol} = 15\,\text{g}$$

masse	quantité de matière
55,8 g	1 mol
??	$n = 0{,}27\,\text{mol}$

6. En déduire la formule permettant de calculer la masse m d'une espèce à partir de la quantité de matière n et de la masse molaire M.

Solution: D'après le calcul précédent, on reconnaît la masse molaire M selon:

$$m = M \times n \iff n = \frac{m}{M}$$

7. En utilisant les indications de la « recette », calculer la masse d'hydroxyde de sodium à prélever, la masse de glucose à prélever puis la masse d'eau à prélever.

Solution:

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &= n \times M \\ &= 3{,}0 \times 10^{-2}\,\text{mol} \times 39{,}997\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\boxed{m(\text{NaOH}) = 1{,}2\,\text{g}}$$

$$\begin{aligned} m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= n \times M \\ &= 8{,}0 \times 10^{-3}\,\text{mol} \times 180{,}15\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\boxed{m(\text{NaOH}) = 1{,}4\,\text{g}}$$

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{O}) &= n \times M \\ &= 2{,}8\,\text{mol} \times 18{,}015\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\boxed{m(\text{NaOH}) = 50\,\text{g}}$$

8. En déduire le volume d'eau à prélever pour la préparation. (Rappel: masse volumique $\rho = \frac{m}{V}$ et $\rho_{eau} = 1{,}0\,\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$)

Solution:

$$\rho = \frac{m}{V} \iff V = \frac{m}{\rho}$$
$$= \frac{50\,\text{g}}{1{,}0\,\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}}$$
$$\boxed{V(H_2O) = 50\,\text{g}}$$

Appel 1	Appeler le professeur pour vérifier les quantités calculées.

3 Préparation du liquide magique

9. Rédiger un protocole détaillé permettant de réaliser le liquide magique. Il faut préciser le matériel de chimie à utiliser, les précautions à prendre et les masses ou volume à prélever (pas de quantités de matière en mol !).

Solution:

- Dans un flacon de $100\,\text{mL}$, verser d'abord les $50\,\text{mL}$ d'eau (volume mesuré à l'éprouvette graduée);
- Peser $1{,}2\,\text{g}$ d'hydroxyde de sodium à l'aide d'une capsule de pesée et d'une balance de précision.
- Introduire l'hydroxyde de sodium lentement dans le flacon à l'aide d'un entonnoir.
- Peser $1{,}4\,\text{g}$ de glucose à l'aide d'une capsule de pesée et d'une balance de précision.
- Introduire le glucose dans le flacon à l'aide d'un entonnoir.
- Terminer par ajouter quelques gouttes de bleu de méthylène.
- Boucher le flacon, secouer puis laisser reposer.

10. Réaliser la préparation. Boucher, puis agiter. Laisser reposer et observer. Agiter à nouveau, ...

11. Après observation, expliquer en quoi ce liquide est « magique ». En particulier, expliquer quelles sont les couleurs qui sont absorbées en fonction de ce qui est observé.

Solution: Ce liquide est « magique » puisqu'en le secouant, une couleur bleue apparaît (le rouge et le vert sont absorbés) alors que quelques instants plus tard elle disparaît à nouveau (aucune couleur absorbée).

12. Vider le contenu du flacon à l'évier, rincer la verrerie.

Plus de détails sur le protocole

LE PROTOCOLE À SUIVRE pour réaliser le liquide magique est donc le suivant:

- Placer une capsule de pesée sur une balance, effectuer la tare puis ajouter progressivement de l'hydroxyde de sodium solide à l'aide d'une spatule. Attention à éviter tout contact avec la peau. Mesurer une masse de 1,2g d'hydroxyde de sodium.
- Répéter la même opération avec le glucose. Peser une masse de 1,45 g de glucose.
- Mesurer à l'aide d'une éprouvette graduée, un volume de 55 mL d'eau distillée.

- Dans un flacon de 100 mL introduire les quantités mesurées d'eau, de glucose et d'hydroxyde de sodium. Attention à ne pas toucher l'hydroxyde de sodium avec les doigts.
- Ajouter quelques gouttes de bleu de méthylène.
- Boucher le flacon, agiter et laisser reposer.
- Observations: Après quelques minutes, le liquide bleu de la fiole se décolore. En agitant de nouveau la fiole, le liquide redevient bleu. Il se décolore à nouveau au bout de quelques minutes et redevient bleu lorsqu'on l'agite, etc.

POUR ALLER PLUS LOIN

Le bleu de méthylène est une espèce chimique qui n'a pas la même couleur en présence et en l'absence de dioxygène : Il est incolore lorsqu'il n'y a pas d'oxygène et bleu en présence de dioxygène, lors de l'agitation. Lorsque la bouteille est agitée, le dioxygène qui se trouve dans l'air de la bouteille se mélange et se dissout dans la solution. Le bleu de méthylène prend sa forme oxydée : la solution devient bleue. Le glucose dissout va alors réagir avec le dioxygène en milieu basique. Le dioxygène est alors consommé, le bleu de méthylène prend sa forme réduite et la solution se décolore.

Tant qu'il reste du dioxygène dans l'air contenu dans la bouteille, on peut le dissoudre et changer la couleur. Lorsqu'il n'en reste plus, il n'y a plus de coloration possible. Il faut alors ouvrir la bouteille et refaire entrer de l'air chargé en dioxygène. Ceci marchera quelques fois, jusqu'à ce que tout le glucose soit consommé. La solution restera alors bleue sans redevenir incolore.