

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

Le liquide magique¹

✔ 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 mL avec son bouchon,
- une éprouvette graduée de 100 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 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 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. 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 :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(C) + 6 \times M(H) + M(O) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



📄 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 ».

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

Numéro atomique		Masse molaire (en g · mol ⁻¹)		Symbole chimique											
1	1.0079	7	14.007	2	4.0025										
H		N		He											
Hydrogène		Azote		Hélium											
3	6.941	4	9.0122	5	10.811	6	12.011	7	14.007	8	15.999	9	18.998	10	20.180
Li		Be		B		C		N		O		F		Ne	
Lithium		Béryllium		Bore		Carbone		Azote		Oxygène		Fluor		Néon	
11	22.990	12	24.305	13	26.982	14	28.086	15	30.974	16	32.065	17	35.453	18	39.948
Na		Mg		Al		Si		P		S		Cl		Ar	
Sodium		Magnésium		Aluminium		Silicone		Phosphore		Soufre		Chlore		Argon	

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

- Combien d'atomes contient une mole d'atomes de carbone ? Combien d'atomes contient une mole d'atomes d'oxygène ?

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

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 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - (c) de l'eau de formule H_2O

.....

.....

.....

.....

.....

.....

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

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

.....

.....

.....

.....

masse	quantité de matière
55,8 g	1 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 .

.....

.....

.....

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.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

.....

 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 !).

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

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.

.....

.....

.....

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