

Noms :		Prénoms :	Classe :
Première Spécialité TP	<i>Thème</i> : Constitution et transformations de la matière <i>Chapitre 2</i> : La quantité de matière		
	La chimie du liquide magique		

I La recette du liquide magique

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

- Dans un erlenmeyer 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 l'erlenmeyer, secouer (en tenant le bouchon avec le pouce !) puis laisser reposer.



hydroxyde
de sodium

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.

II Calculs des masses et du volume à prélever

A) La masse molaire

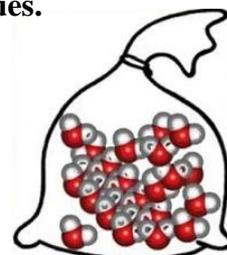
Document 1 : Qu'est-ce que la mole ?

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 mole d'eau =
 $6,02 \times 10^{23}$ molécules d'eau

Document 2 : Masse de quelques atomes

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

- 1) Combien d'atomes contient une mole d'atomes de carbone ? Combien d'atomes contient une mole d'atomes d'oxygène ?
- 2) Calculer la masse d'une mole d'atomes de carbone, puis la masse d'une mole d'atomes d'oxygène.
- 3) Comparer les masses trouvées avec les données dans le tableau périodique sur la page suivante (document 3). Comment s'appellent précisément les masses calculées à la question précédente ?

La **masse molaire** d'une molécule se note **M** et se mesure en **g.mol⁻¹**. Elle se calcule en additionnant les masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

Exemple : masse molaire de l'éthanol de formule C₂H₆O.

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 :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O})$$

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



Document 3 : Extrait du tableau périodique des éléments

numéro atomique

Masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Symbole chimique

1 1,0 H Hydrogène		9 19,0 F Fluor		2 4,0 He Hélium			
3 6,9 Li Lithium	4 9,0 Be Béryllium	5 10,8 B Bore	6 12,0 C Carbone	7 14,0 N Azote	8 16,0 O Oxygène	9 19,0 F Fluor	10 20,2 Ne Néon
11 23,0 Na Sodium	12 24,3 Mg Magnésium	13 27,0 Al Aluminium	14 28,1 Si Silicium	15 31,0 P Phosphore	16 32,1 S Soufre	17 35,5 Cl Chlore	18 40,0 Ar Argon

- 4) En utilisant les données du tableau périodique, calculer les masses molaires M (écrire les calculs) :
- de l'hydroxyde de sodium ou soude de formule NaOH
 - du glucose de formule $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - de l'eau de formule H_2O

B) 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)

masse (en g)	quantité de matière (en mol)
55,8 g	1 mol

- En utilisant le tableau de proportionnalité ci-dessus, calculer la masse m correspondant à une quantité de matière de fer de $n = 0,27 \text{ mol}$.
- 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 .
- 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.
- En déduire le volume d'eau à prélever pour la préparation.

Rappel : masse volumique $\rho = \frac{m}{V}$ $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$

↳ Appeler le professeur pour vérifier les valeurs calculées

III Préparation du liquide magique

- 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 !).
- Réaliser la préparation. Boucher, puis agiter. Laisser reposer et observer. Agiter à nouveau, ...
- Après observation, expliquer en quoi ce liquide est « magique ».
- Vider le contenu de l'erenmeyer à l'évier, rincer la verrerie.