

CHIMIE QUANTITATIVE

EXERCICES POUR REVISER CET ETE

FORMULE GENERALE	CALCULER UNE MASSE m	CALCULER UN VOLUME V	CALCULER QUANTITE DE MATIERE n
Masse molaire $M = \frac{m}{n}$	$m = n \times M$		$n = \frac{m}{M}$
Concentration en masse $C_m = \frac{m}{V}$	$m = C_m \times V$	$V = \frac{C_m}{V}$	$n = \frac{C_m \times V}{M}$
Concentration en mole $C = \frac{n}{V}$	$m = C \times V \times M$	$V = \frac{n}{C}$	$n = C \times V$

Masses molaires atomiques (g/mol) :

$$M_{Cl} = 35,5$$

$$M_O = 16,0$$

$$M_C = 12,0$$

$$M_H = 1,0$$

$$M_S = 32,1$$

$$M_N = 14,0$$

$$M_{Cu} = 63,5$$

$$M_{Fe} = 55,8$$

Quantité de matière - Masse molaire

Exercice 1.

La masse m d'un morceau de sucre est estimée en moyenne à 6,0 g.

Le sucre est constitué de molécules de saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$

1°) Calculer la masse molaire du saccharose.

2°) Calculer la quantité de matière de saccharose dans un morceau de sucre.

Concentrations en masse et en mole.

Exercice 2

On a préparé une solution aqueuse de chlorure de fer III en introduisant 4,5 g de soluté dans une fiole de 100 mL.

Calculer la concentration C en mole en soluté.

Donnée: $M(FeCl_3) = 162 \text{ g/mol}$

Exercice 3

Après dissolution complète de 18 g de sucre dans de l'eau, on obtient 220 mL d'eau sucrée.

Calculer la concentration en masse de sucre de cette solution

Exercice 4.

Par dissolution de glucose $C_6H_{12}O_6$ en poudre, on souhaite préparer 50 mL d'une solution aqueuse avec une concentration en masse de glucose égale à 90 g/L.

Quelle masse de glucose doit-on peser ?

Exercice 5.

On dispose d'un volume V de 30 mL de vinaigre ménager à 12°. Le vinaigre à 12° est une solution d'acide éthanóïque qui contient 12 g d'acide éthanóïque pour 100 g de solution.

Montrer que la concentration en quantité de matière d'acide éthanóïque du vinaigre est d'environ $C = 2,0 \text{ mol/L}$.

Données.

$$M(\text{Acide éthanóïque}) = 60,0 \text{ g/mol} \quad \rho(\text{Vinaigre}) = 1,010 \text{ g/mL.}$$

Exercice 6

Un petit quizz très simple à visionner sur le site corrigé en vidéo. Allez sur le site et cliquez sur le lien.

Dilution

Exercice 7.

1. Quelle masse de sulfate de cuivre faut-il dissoudre pour préparer 250 mL de solution de sulfate de cuivre de concentration en masse 28 g/L.
2. Quel volume de la solution précédente faut-il prélever pour préparer 100 mL de solution de sulfate de cuivre de concentration en masse 2,8 g/L

Exercice 8.

On dispose d'une solution mère S_0 de concentration $c_0 = 100 \text{ mmol/L}$.

On préparer une solution diluée S_1 de concentration $C_1 = 10 \text{ mmol/L}$.

Identifier dans la liste ci-dessous, la verrerie à utiliser pour préparer $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ de la solution S_1 à partir de la solution mère S_0 . Justifier à l'aide d'un calcul.

Verrerie :

- Fioles jaugées de 10,0 et 50,0 mL
- Pipettes jaugées (mL) 2,0 – 5,0 – 10,0 – 20,0

Exercice 9.

A partir d'acide chlorhydrique commercial concentré à 37% en masse, on prépare un volume $V = 250 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique S à la concentration $C = 2,4 \text{ mol/L}$.

Présenter la démarche à mettre en œuvre pour préparer la solution S , en indiquant la verrerie utilisée parmi la liste suivante :

Verrerie :

- Bêchers (mL): 50 ; 100 ; 250
- Éprouvettes graduées (mL): 50 ; 100 ; 250 ; 500.
- Pipettes jaugées (mL) 5,0 ; 10,0 ; 20,0 ; 50,0.
- Fioles jaugées (mL) 50,0 ; 100,0 ; 250,0 ; 500,0.

Données.

- Acide chlorhydrique concentré HCl
 - Pourcentage massique : $w = 37\%$
 - Densité $d = 1,19$
- Masse molaire $M = 36 \text{ g/mol}$
- Masse volumique de l'eau $\rho = 1,00 \times 10^3 \text{ g/L}$

Tableau d'avancement

Exercice 10.

On enflamme un mélange composé de 5,00 g d'aluminium en poudre Al et de 5,00 g de soufre S en poudre, pour former du sulfure d'aluminium Al_2S_3 .

Développer tout le raisonnement pour déterminer la masse de sulfure d'aluminium formée.

On donne $M_{Al} = 27,0 \text{ g/mol}$ & $M_S = 32,1 \text{ g/mol}$

Exercice 11.

En 1775, le chimiste français Lavoisier montre par une expérience que le dioxygène est l'un des constituants de l'air. Pour cela, il fait réagir 608 mmol de mercure et 5,6 mmol de dioxygène et il obtient en fin de transformation 2,38 g d'oxyde de mercure HgO.

L'équation de la réaction modélisant cette transformation s'écrit: $2 \text{ Hg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ HgO}$

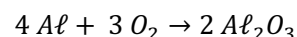
On donne $M_O = 16,0 \text{ g/mol}$ & $M_{\text{Hg}} = 201,0 \text{ g/mol}$

1. Le mélange des réactifs est-il stœchiométrique ? Si non, quel est le réactif limitant ?
2. Calculer l'avancement maximal
3. En déduire la quantité de matière d'oxyde mercure HgO que l'on devrait obtenir théoriquement
4. La valeur théorique est-elle conforme à l'expérience de Lavoisier

Exercice 12.

Le produit de la combustion de l'aluminium Al dans le dioxygène O_2 est l'alumine Al_2O_3

L'équation de la réaction modélisant cette transformation s'écrit:



On donne $M_O = 16,0 \text{ g/mol}$ & $M_{Al} = 27,0 \text{ g/mol}$.

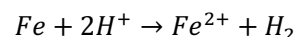
On réalise la combustion de 1,90 g d'aluminium métallique dans 2,00 g de dioxygène.

1. Le mélange des réactifs est-il stœchiométrique ? Si non, quel est le réactif limitant ?
2. Calculer l'avancement maximal
3. En déduire la quantité de matière d'alumine que l'on devrait obtenir théoriquement
4. Expérimentalement on recueille 3,59 g d'alumine. La transformation est-elle totale ?

Exercice 13.

On introduit 0,20 g de fer dans un tube à essais contenant $V = 10 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique de concentration en ions hydrogène $C = 0,20 \text{ mol/L}$.

Il se produit cette réaction :



1. Calculer les quantités de matière des réactifs à l'état initial
 $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g/mol}$.
2. Construire le tableau d'avancement
3. En déduire la valeur de l'avancement maximal et identifier le réactif limitant