

Série N°1 d'exercices d'applications –chimie 1–LMD–(cours)

Exercice 1

1. Classer les systèmes suivants en deux catégories : corps purs et mélanges.

H₂O, eau-huile, N₂, eau-alcool, air, O₃, eau de mer, lait, NaOH, pétrole, huile-vinaigre, H₂SO₄, CO₂, S, Cu, Fe, HCl.

2. Parmi les corps purs, indiquer ceux qui sont atomiques, moléculaires et composés.
3. Indiquer les systèmes hétérogènes.

Exercice 2

1. Définir l'unité de masse atomique (u.m.a). Donner sa valeur en « g » avec les mêmes chiffres significatifs que les masses des particules du même ordre de grandeur.
2. Calculer en « u.m.a » et à 10⁻⁴ près, les masses du proton, du neutron et de l'électron.
3. Déterminer le nombre d'atomes contenu dans 12g de carbone 12, sachant que la masse d'un atome de carbone 12 est de 1.9926 10⁻²⁶Kg. Qu'appelle-t-on ce nombre ?

Données : Masses : proton=1,6723842.10⁻²⁴g, neutron=1,6746887.10⁻²⁴g, l'électron= 9,109534.10⁻²⁸g.

Exercice 3

I. On prépare un litre d'une solution aqueuse de H₂SO₄ qui contient 187.6 g de soluté. On a constaté que la masse volumique de cette solution est de 1,1722 Kg /dm³. Calculer :

1. La molarité, la molalité et la normalité de cette solution.
2. La fraction moléculaire du soluté et de solvant.

Données: H= 1, S = 32, O = 16. (g / mol)

II. Dans une solution de soude de concentration molaire C=0,5 mol/L et de volume V=300 ml, on ajoute 200 cm³ d'eau distillée.

1. Calculer la molarité de la solution.
2. En déduire la concentration massique.

Série de TD N°1 –chimie 1–LMD–(TD)

Exercice 1

- I. Calculer le nombre de moles et le nombre d'atomes dans les cas suivants :
1. Un clou, en fer de masse $m = 6,3 \text{ g}$, ($M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$).
 2. 4,48 litres de dinitrogène, ($M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$).
 3. Le nombre d'atomes de soufre S, d'hydrogène H et d'oxygène O contenus dans 49 g d'acide sulfurique (H_2SO_4) ($M_{\text{H}} = 1 \text{ g/mol}$, $M_{\text{S}} = 32 \text{ g/mol}$, $M_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$,

Exercice 2

Une solution a été obtenue en dissolvant une masse $m = 34,2 \text{ g}$ de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dans 500 cm^3 d'eau.

1. Calculer la masse molaire du sulfate d'aluminium.
2. Calculer le nombre de mole de la solution.
3. Calculer la concentration molaire de la solution.
4. Calculer la concentration massique de la solution.
5. Quel volume d'eau doit-on ajouter à la solution pour obtenir une nouvelle solution de concentration $C' = 0,1 \text{ mol/L}$.

Exercice 3

On fait dissoudre 12 g de KOH dans 250 mL d'eau ($\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg/L}$).

1. Calculer le nombre de mole de KOH dissoute ($M(\text{K}) = 39 \text{ g/mol}$).
2. Calculer : **a)** la molalité, **b)** la molarité et **c)** la normalité de KOH.

Exercice 4

On dissout complètement 1g de NaCl dans 90 ml d'eau dont la masse volumique est de 0.998 g/ml. On obtient une solution aqueuse de Chlorure de Sodium de 90ml.

1. Quel est le pourcentage massique en NaCl de cette solution.
2. Quelle est la fraction massique de NaCl de cette solution.
3. En déduire la fraction molaire de NaCl de cette solution.

Données : $M(\text{Na}) : 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) : 35,5 \text{ g/mol}$.

Exercice supplémentaire :

On dispose d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 de masse $m = 9,8 \text{ g}$ dissoute dans un volume $V = 200 \text{ mL}$ d'eau.

Données : $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$.

1. Calculer le nombre de moles d'acide sulfurique dissous.
2. Déterminer la molarité de la solution.
3. Calculer l'équivalent-gramme de H_2SO_4 .
4. Déterminer la normalité de la solution.