

Quantité de matière

Exercice 1 :

On dispose de $9,06 \cdot 10^{21}$ molécules d'eau.

- 1- Exprimer et calculer la quantité de matière d'eau présente dans cet échantillon.

On dispose de $8,67 \cdot 10^2 g$ de fer.

- 2- Exprimer et calculer la quantité de matière de fer présente dans cet échantillon.

On donne :

$$N_a = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad \text{et} \quad M(Fe) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$$

Exercice 2 :

On dispose de $8,07 \cdot 10^{21}$ atomes de cuivre.

Donnée : $M(Cu) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$

- 1- Exprimer et calculer la quantité de matière présente dans l'échantillon.

- 2- Exprimer et calculer la masse de l'échantillon.

Exercice 3 :

Un échantillon du butane gazeux à la température ambiante, de masse $1,5g$ la masse molaire du butane est C_4H_{10} .

Données :

$$M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}; \quad M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

- 1- Exprimer et calculer la masse molaire du butane.

- 2- Exprimer et calculer la quantité de matière présente dans l'échantillon.

Exercice 4 :

On considère une solution de chlorure de fer III ($FeCl_3$) de volume $V = 100 \text{ mL}$ et de concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Données : $M(Fe) = 55,6 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

- 1- Exprimer et calculer la masse molaire moléculaire du chlorure de fer III.

- 2- Exprimer et calculer la masse du chlorure de fer III dissoute pour obtenir cette solution.

3- Exprimer et calculer le volume du chlorure de fer *III* à prélever de cette solution pour obtenir 50mL d'une solution de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Justifier la relation utilisée.

Exercice 5 :

L'air que nous respirons contient environ 20% de dioxygène et 80% de diazote en volume.

- 1- Quel volume de chacun de ces deux gaz est renfermé dans une salle de 90 m^3 ?
- 2- A quelle quantité de matière cela correspond-il pour chacun des gaz ?
- 3- Quelles masses de dioxygène et de diazote la salle contient-elle ?

Données : volume molaire : $V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$

Masse molaire de O : 16 gmol^{-1} ; Masse molaire de N : 14 gmol^{-1}

Exercice 6 :

L'éosine est utilisée pour une propriété colorante, asséchante et antiseptique. Sa formule est $C_{20}H_6O_5Br_4Na_2$.

- 1- Calculer la masse molaire moléculaire de l'éosine.
- 2-On prépare une solution mère en introduisant une masse $m=50,0\text{g}$ d'éosine dans une fiole jaugée de 250mL contenant de l'eau distillée. Calculer la quantité de matière en éosine que représente cette masse.
- 3-Après avoir dissout l'éosine dans l'eau de la fiole, on ajuste le niveau du liquide au trait de jauge. Calculer la concentration C_0 de la préparation.
- 4- Avec une pipette jaugée, on prélève 20,0mL de la solution mère pour l'introduire dans une fiole jaugée de 200mL. Après ajustage au trait de jauge, avec de l'eau distillée, on obtient la solution S_1 . Calculer la concentration en éosine C_1 de la solution S_1 .
- 5- Calculer la concentration massique en(g.L^{-1}) en éosine de la solution S_1 .

Données :

$$\begin{aligned}M(C) &= 12 \text{ g.mol}^{-1} ; \quad M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1} ; \quad M(N) = 14 \text{ g.mol}^{-1} ; \quad M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1} ; \\M(Na) &= 23 \text{ g.mol}^{-1} \quad \text{et} \quad ; \quad M(Br) = 80 \text{ g.mol}^{-1}\end{aligned}$$