

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

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 $1,0 \cdot 10^{-2} mol \cdot L^{-1}$. 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 : $V_m = 25 L \cdot mol^{-1}$

Masse molaire de O : $16 g \cdot mol^{-1}$; Masse molaire de N : $14 g \cdot mol^{-1}$

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 $m=50,0g$ 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 ($g \cdot L^{-1}$) en éosine de la solution S_1 .

Données :

$M(C) = 12 g \cdot mol^{-1}$; $M(O) = 16 g \cdot mol^{-1}$; $M(N) = 14 g \cdot mol^{-1}$; $M(H) = 1 g \cdot mol^{-1}$;
 $M(Na) = 23 g \cdot mol^{-1}$ et ; $M(Br) = 80 g \cdot mol^{-1}$