



LA MOLE UNITE DE QUANTITE DE MATIERE

EXERCICES N°2

L'abus d'alcool est mauvais pour la santé

L'éthanol est un liquide incolore de masse volumique $\rho_{\text{alcool}} = 0,79 \text{ g.cm}^{-3}$.

Sa formule est $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

1. Calculer la masse molaire de l'éthanol.
2. Quelle est la masse de 20 cm^3 d'éthanol ?
3. Quelle est la quantité de matière d'éthanol contenue dans ces 20 cm^3 .

Inspirez.... Expirez....

Dans les conditions usuelles de température et de pression, le dioxyde de carbone (CO_2) est un gaz.

1. Calculer la quantité de matière de CO_2 contenue dans 10 mL de ce gaz.
2. Evaluer le nombre de molécules CO_2 présentes dans 10 mL de ce gaz.
3. Calculer la masse de 10 mL de ce gaz.

A consommer avec modération

1. Une bouteille de vin de capacité $V = 0,750 \text{ L}$ affiche un degré de 12° .
Déterminer le volume v d'alcool pur contenu dans la bouteille.
2. Calculer la quantité n d'alcool pur que contient cette bouteille.
3. En déduire le nombre N de molécules d'éthanol correspondant.

Un bon bol d'air

Calculer la quantité de matière contenue dans 10 m^3 de dioxygène à 20°C et 1013 hPa .

Recyclage du verre

Une usine est spécialisée dans le recyclage des bouteilles de verre. Sur 5000 bouteilles récupérées dans les conteneurs, il y en a 20 % qui ne sont pas recyclables. Le verre contient 60 % de silice (SiO_2) et 40 % d'autres constituants.

Une bouteille pèse environ 400 g.

1. Quelle masse de SiO_2 récupère-t-on avec ces 5000 bouteilles ?
2. Quelle est la quantité de matière correspondante ?



P inconnu !

On pèse une masse $m_1 = 5,00$ g de sulfate de cuivre hydraté de formule $\text{CuSO}_4, p \text{ H}_2\text{O}$ (où p est le nombre de molécules d'eau qui entourent chaque CuSO_4). Il est alors déshydraté par chauffage. La masse de sulfate de cuivre déshydraté (CuSO_4) est alors de $m_2 = 3,20$ g.

1. Déterminer le nombre de mole de CuSO_4 après déshydratation.
2. Déterminer la masse d'eau qui s'est évaporée, puis le nombre de mole d'eau qui s'est évaporé.
3. Déterminer alors le degré d'hydratation, p , du sulfate de cuivre hydraté ($\text{CuSO}_4, p \text{ H}_2\text{O}$).

Et finalement, c'est quoi la bonne formule ?

On prépare un volume $V = 500$ mL d'une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 , de concentration en mole $C = 0,20$ mol.L⁻¹.

1. Trouver relation qui lie la concentration en mole C à la concentration en masse C_m de la solution. Démontrer-la.
2. En déduire C_m puis m pour la solution de sulfate de cuivre.
3. La masse de sulfate de cuivre est en fait du sulfate de cuivre pentahydraté, c'est-à-dire contenant 5 moles d'eau pour une mole de CuSO_4 : ($\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$).
Quelle est la concentration en mole de la solution préparée ?
4. On veut diluer cette solution pour obtenir une solution fille de 100 mL.
 - a. Quel volume de solution faut-il prélever pour obtenir une concentration en mole finale égale à $C_f = 1,3 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ ?
 - b. Donner le protocole expérimental pour réaliser cette dilution avec la verrerie utilisée.

Données :

- Formule brute de l'éthanol (alcool) : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
- Densité de l'éthanol : $d = 0,79$.
- Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ mol⁻¹.
- Le degré alcoolique d'un vin est le pourcentage volumique d'alcool mesuré à une température de 20°C.
- $M(\text{C}) = 12,0$ g.mol⁻¹ ; $M(\text{O}) = 16,0$ g.mol⁻¹ ; $M(\text{H}) = 1,00$ g.mol⁻¹ ; $M(\text{Cu}) = 63,5$ g.mol⁻¹ ;
 $M(\text{S}) = 32$ g.mol⁻¹ ; $M(\text{Si}) = 28,0$ g.mol⁻¹.
- A 20°C et 1013 hPa : $V_m = 24,0$ L.mol⁻¹.