



Série 1 : Rappels de quelques définitions importantes

Exercice 1

Un grain d'or (symbole Au) d'environ 1 mm³ contient environ 98 µmol d'or.

1. Quelle est sa masse ?

2. En déduire sa masse volumique.

3. Combien de groupes de diatomes d'or contient-il ?

Masses molaires (en g.mol⁻¹) : M(C) = 12 ; M(H) = 1 ; M(O) = 16 ; M(Au) = 197. NA = 6,02.10²³ mol⁻¹

Exercice 2

La notice d'une boîte d'aspirine 500 vitaminée indique qu'un comprimé contient 500 mg d'aspirine (acide acétylsalicylique C₉H₈O₄) et 200 mg de vitamine C (acide ascorbique C₆H₈O₆).

1. Déterminer les masses molaires de l'aspirine et de la vitamine C.

2. Déterminer les quantités de matière d'aspirine et d'acide ascorbique présentes dans 150 mL de solution obtenue par dissolution d'un comprimé dans un verre d'eau.

3. Déterminer les concentrations molaires en aspirine et en vitamine C dans la solution envisagée précédemment.

Exercice 3

On verse dans un bêcher V= 20,0 mL d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent (I) (Ag⁺ (aq)) et des ions nitrate (NO³⁻ (aq)), telle que [Ag⁺] = [NO³⁻] = 0,15 mol.L⁻¹. On y ajoute 0,127 g de poudre cuivre M(Cu) = 63,5 g.mol⁻¹. La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent. Les ions nitrates n'interviennent pas dans la réaction.

a) Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.

b) Décrire l'état initial du système en quantité de matière.

c) Trouver le réactif limitant et calculer l'avancement maximal.

d) Décrire l'état final du système en quantité de matière.

e) Déterminer, à l'état final :

- les concentrations molaires des ions en solution ;

- les masses du ou des solide(s) présent(s)

Exercice 4

L'éthanol, liquide incolore, de formule C_2H_6O brûle dans le dioxygène pur. Il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau. On fait réagir $m = 2,50$ g d'éthanol et un volume $V = 2,0$ L de dioxygène.

- Ecrire la réaction chimique.
- Décrire l'état initial du système.
- Calculer l'avancement maximal.
- Quel est le réactif limitant ?
- Déterminer la composition, en quantité de matière, du système à l'état final.

Donnée : volume molaire dans les conditions de l'expérience : $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 5

Un des constituants principaux de l'essence est l'heptane, alcane de formule brute C_7H_{16} . Un réservoir de voiture contient 42 L d'essence que l'on assimilera à l'heptane pur (densité $d = 0,755$).

On admettra que la carburation est parfaite, que l'essence est intégralement brûlée, et qu'il se forme exclusivement du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

- Ecrire la réaction chimique.
- Quel est le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la moitié du réservoir ?
- Quel est le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de la totalité du réservoir ?
- Quel est alors le volume de dioxyde de carbone (pour la totalité) ?

Donnée : volume molaire dans les conditions de l'expérience : $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 6

On considère la combustion complète de l'éthanol C_2H_6O dans le dioxygène. Les seuls produits sont le dioxyde de carbone et l'eau.

- Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
- Dans une première expérience on fait brûler $n=0,2$ mol d'éthanol. Déterminer : la quantité minimale de dioxygène correspondant à cette combustion complète. les quantités de matière puis la masse de chacun des produits obtenus ($C=12$; $H=1$; $O= 16 \text{ g/mol}$) le volume de dioxygène consommé (volume molaire = 25 L/mol)
- Une nouvelle expérience met en jeu une masse $m= 2,3$ g d'éthanol et un volume $V=1,5$ L de dioxygène. Après avoir déterminé les quantités de matière (mol) des réactifs présents initialement déterminer : l'avancement maximal de la réaction et le réactif limitant la composition en mol de l'état final du système.