

Série d'exercices N°1

Exercice 1

A) Classer les corps suivants en deux catégories : corps purs simples et corps purs composés.

Expliquer.

L'oxygène (O₂), le fer (Fe), l'éthanol (C₂H₅OH), le cuivre (Cu), le glucose (C₆H₁₂O₆), Le méthane (CH₄), l'or (Au), sel de table (NaCl).

B) Classer les systèmes suivants en deux catégories : mélange homogène et mélange hétérogène.

Expliquer.

Eau + sucre, eau + huile, l'air, le lait, eau + éthanol, eau + essence, eau + Hg, le béton.

C) Est-ce que l'homogénéité est un critère de pureté ?

Exercice 2

1. Combien y a-t-il de moles et d'atomes dans : 6 g de Fe, 6 g de C, 6 g de Ag

2. Calculer la masse en gramme de : 1,52 mol de Cu, 1,52 mol de Na, 1,52 mol de Au

3. Combien y a-t-il de moles et de molécules de CuO, d'atomes de « Cu » puis d'atomes de « O » dans un échantillon de 1,59 g d'oxyde de cuivre CuO ?

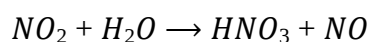
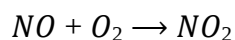
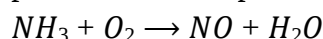
4. Lequel des échantillons suivants, contient le plus d'atomes de Fer :

0,2 mol de Fe₂(SO₄)₃ ; 20 g de Fe ; 2,5·10²³ atome de Fe.

Données : Masse molaire (g/mol) : Fe = 56 ; C = 12 ; Ag = 108 ; Cu = 63,5 ; Na = 23 ; Au = 197 ; O = 16
N = 6,023·10²³.

Exercice 3

L'acide nitrique HNO₃ est obtenu industriellement à partir de l'ammoniac NH₃. Ce procédé mis au point par Ostwald, comprend trois étapes :

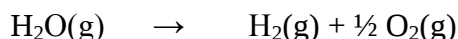


À partir de 6,40 10⁴ kg d'ammoniac, quelle masse de HNO₃ peut-on produire ?

Données : Masse molaire (g/mol) : H = 1 ; N = 14 ; O = 16.

Exercice 4

On considère la réaction de décomposition de l'eau en phase gazeuse :



1. Quels volumes d'oxygène et d'hydrogène obtient-on dans les conditions normales de température et de pression lors de la décomposition de 9 g d'eau ?

2. Dans une autre expérience, cette réaction de décomposition conduit à la formation de 3 g d'hydrogène. Quel est le nombre initial de molécules d'eau ?

Données : V_m = 22,4 L/ mol, M(O) = 16 g/mol, M(H) = 1 g/mol.

Exercice 5

On dissout une masse m=3,15 g de chlorure de sodium dans 200 mL d'eau.

1. Quelle est la concentration massique de NaCl ?
2. Quelle est la molalité de NaCl ?
3. Calculer les fractions massiques des constituants dans la solution de NaCl.

Données : Na (23 g/mol), Cl (35,5g/mol).

Exercice 6

Une solution concentré d'acide chlorhydrique HCl de volume 20 cm³ contenant 8.36 g de HCl a une masse volumique de $\rho = 1.18\text{g/cm}^3$. Déterminer pour cette solution:

1. La molarité
2. La normalité
3. Le nombre d'équivalent-grammes
4. La molalité
5. Le pourcentage massique en HCl
6. Les fractions molaire et massique de HCl dans la solution.

Exercice 7

1. On a préparé une solution en dissolvant 3,75 g d'un hydrocarbure pur dans 95 g d'acétone. Le point d'ébullition de l'acétone est de 55,95°C et celui de la solution, de 56,50°C. Si la constante ébullioscopique de l'acétone est de 1,71°C.kg/mol, quelle est la masse moléculaire de l'hydrocarbure.

2. Le point de congélation d'un échantillon de naphthalène est de 80,6°C. Lorsqu'on dissout 0,512 g d'une substance dans 7,03 g de naphthalène, la solution a un point de congélation de 75,2°C. Quelle est la masse moléculaire du soluté ? La constante cryoscopique du naphthalène est de 6,80°C.kg/mol.