

Série d'exercices N°1

Exercice 1 :

I) On dispose de 0,7 mol de H_2S . Combien y a-t-il :

- 1) De grammes de H_2S ?
- 2) D'atomes de H et d'atomes de S ?
- 3) De molécules de H_2S ?

II) Compléter le tableau suivant :

Corps	Masse m (g)	Nombre de moles de H_2SO_4	Nombre de molécules de H_2SO_4	Nombre de moles d'atomes H	Nombre d'atomes O	Nombre d'atomes S
H_2SO_4	490					

Exercice 2:

- 1) Déterminer le volume d'un morceau de fer de 150 g de masse, quelle est la quantité de matière qu'il le contient ? Quel est le nombre d'atomes de fer qu'il le contient ?
- 2) Expliquer comment on a fait en sorte que la masse d'un atome de fer en (uma) soit égale, en valeur numérique, à la masse d'une mole d'atome de fer en (gramme) ?
- 3) Déterminer le volume molaire pour l'aluminium et le cuivre.

Données :

Métal	Masse molaire (g/mol)	Masse volumique (g/cm ³)
Fer (Fe)	56	7,8
Aluminium (Al)	27	2,7
Cuivre (Cu)	63,5	8,9

Exercice 3:

Un mélange d'oxyde de fer (Fe_2O_3) et d'aluminium réagit très vivement pour former du fer et de l'oxyde d'aluminium (Al_2O_3).

- 1) Ecrire l'équation bilan de cette réaction chimique.
- 2) On veut préparer un mélange avec une masse de $m = 6,40$ g d'oxyde de fer et de l'aluminium. Quelle est la quantité de matière d'oxyde de fer contenue dans cette masse ?
- 3) Quelle masse d'aluminium faut-il utiliser pour avoir un mélange dans les proportions stœchiométriques ?
- 4) On produit la réaction avec le mélange précédent, déterminer la quantité et la masse de fer obtenu.

Exercice 4 :

On veut préparer de l'azote gazeux N_2 en faisant passer 18,1 g d'ammoniac gazeux NH_3 au-dessus de l'oxyde de cuivre (II) solide CuO de masse 90,4 g porté à haute température. Les produits de la réaction sont du cuivre solide et de la vapeur d'eau mélangé avec le gaz N_2 .

- 1) Equilibrer la réaction : $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{CuO}(\text{s}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{Cu}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- 2) Quels sont dans la réaction les corps simples et composés ?
- 3) Quel est le réactif limitant de la réaction ?
- 4) Déterminer le nombre de moles, le volume du gaz N_2 libéré en litre dans les conditions normales (CNTP)

On donne : $M_{\text{N}} = 14 \text{ g/mol}$, $M_{\text{Cu}} = 63,54 \text{ g/mol}$, $V_{\text{M}} = 22,4 \text{ L/mol}$

Exercice 5 :

On dispose d'un échantillon de 20 cm^3 de H_2SO_4 pur de densité 1,4. Calculer la masse de cet échantillon.

On verse cette quantité d'acide dans un bécher et on complète avec l'eau distillée jusqu'à avoir 1L de solution.

- 1) Quel est le solvant et quel est le soluté ?
- 2) Calculer la molarité et la normalité de la solution.
- 3) Calculer la concentration massique et la molalité de cette solution.
- 4) Calculer la fraction molaire de chaque constituant de ce mélange.

$M_{\text{H}} = 1 \text{ g/l}$ $M_{\text{S}} = 32 \text{ g/l}$ $M_{\text{O}} = 16 \text{ g/l}$

Exercice 6 :

- 1) 2.441g d'un soluté abaissent de 0.2048°C le point de fusion de 250g de benzène. Quelle est la masse moléculaire du soluté dans ce solvant dont on précise que la constante cryométrique est de $5.12 \text{ Kg}\cdot^\circ\text{C/mol}$.
- 2) Une solution de 3.795g de soufre dans 100g de bisulfure de carbone, CS_2 ($T_{\text{eb}} = 46.30^\circ\text{C}$) bout à 46.66°C . Quelle est la formule de la molécule de soufre dans ce solvant ? La constante ébulliométrique (K_e) est de $2.50 \text{ Kg}\cdot^\circ\text{C/mol}$ de solvant.