

Classe : S1	Nom de l'élève :
Discipline : Chimie	Date : / /
Nom du prof : Antoine Gebian	Durée :

Exercice 3 : (4,5pts)

L'or et ses couleurs

Lorsqu'il est extrait, l'or est naturellement de couleur jaune, nous parlerons alors d'or pur, non mélangé. Par contre, notamment dans le milieu de la bijouterie, l'or peut être associé à d'autres métaux, nous parlons alors d'alliage. C'est par les différents alliages effectués que nous obtenons plusieurs teintes d'or. Dans le monde de la bijouterie et de la joaillerie, nous retrouvons principalement l'or jaune, l'or rose, et le gris. Voici leur différence à travers leurs compositions :

Couleur	Pourcentage en or	Pourcentage en argent	Pourcentage en cuivre
Or jaune	75 %	12.5 %	12.5 %
Or rose	75 %	5 %	20 %
Or gris	75 %	15 %	10 %

Sachant que la masse volumique de l'or pur est $\mu = 19,3 \text{ g.mL}^{-1}$

- Préciser si l'or gris est un corps pur ou un mélange.
- Déterminer, la masse d'argent (m_{argent}) contenue dans des boucles d'oreilles d'or gris de masse totale $m = 6 \text{ g}$.
- Tia possède une chaîne en or rose dont la masse estimée en or est $m_{\text{or}} = 30,5 \text{ g}$. Déterminer la masse totale m de la chaîne de Tia.
- Déterminer le volume d'or pur d'un bracelet en or jaune de masse totale 20 g .

Deuxième exercice :

Transformation chimique

On considère que le dioxygène O_2 constitue 20 % du volume de l'air.

1-Montrer que la quantité de matière de dioxygène dans 300 litres d'air est $n(\text{O}_2) = 2,4 \text{ mol}$, si le volume molaire des gaz est considéré, dans les conditions de l'expérience, égal à $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

2-a) Ecrire l'équation bilan de la combustion complète du butane gazeux $\text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g})$, sachant qu'il se forme du dioxyde de carbone CO_2 (gazeux) et de la vapeur d'eau.

b) on part initialement de 5,8g de butane et 300L d'air. Préciser si les quantités mélangées des réactifs sont dans les proportions stœchiométriques.

c) Donner la composition du système à l'état final.

Troisième exercice :

Antigel de voitures

L'oxyde d'éthylène $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ est un gaz utilisé pour préparer l'éthylène glycol de l'antigel des voitures.

19,38 g d'oxyde d'éthylène sont obtenus effectivement en faisant réagir 21,28 g d'éthylène C_2H_4 avec 12,32 L de dioxygène mesuré aux C.N.T.P

1-Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

2-Le mélange initial des réactifs est-il stœchiométrique ? Sinon indiquer le réactif limitant

3-Calculer la masse de l'oxyde d'éthylène obtenu théoriquement.

4-Calculer le rendement de cette réaction

Exercice 4:

Ecrire les équations chimiques équilibrées correspondantes aux réactions chimiques suivantes.

a) Le chlorure d'hydrogène HCl réagit avec l'ammoniac NH_3 pour donner du chlorure d'ammonium NH_4Cl .

- b) Le chlorure d'hydrogène HCl réagit avec l'oxyde de calcium CaO pour donner du chlorure de calcium CaCl_2 et de l'eau H_2O .
- c) Le butane C_4H_{10} brûle en donnant du dioxyde de carbone et de l'eau.
- d) Dans les hauts-fourneaux, le fer est produit par réaction du monoxyde de carbone CO avec l'oxyde de fer Fe_2O_3 . Il se forme un gaz lors de cette transformation : le dioxyde de Carbone.
- e) On obtient de la chaux éteinte $\text{Ca}(\text{OH})_2$ et du dihydrogène quand on laisse tomber du calcium dans l'eau.
- f) Le chlorure de vinyle $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$ s'obtient en éliminant du chlorure d'hydrogène HCl à partir de dichloroéthane $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$.

Exercice 5 :

On plonge une lame de fer dans une solution contenant 0,025 mol de Cu^{2+} . L'équation de la réaction est la suivante :



A un instant t donné. Le masse du dépôt de cuivre obtenu vaut $m = 0,635$ g.

- a) Vérifier qu'à cet instant t , le Cu^{2+} n'a pas réagi complètement. \
- b) Déterminer à cet instant t , la masse du fer qui a réagi.

On donne : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 6:

On fait réagir 5,4 g de poudre d'aluminium avec 20,838 g d'oxyde d'étain SnO_2 (s). On obtient de l'alumine Al_2O_3 (s) et de l'étain solide Sn.

1. Ecrire l'équation équilibrée de cette réaction chimique.
2. Vérifier si les réactifs sont mélangés dans les proportions stœchiométriques ? Si non quel est le réactif limitant ?
3. Déterminer, en mol, la composition finale du système réactionnel.
4. Déterminer le nombre de mol de l'alumine qui on doit obtenir effectivement si le rendement de cette réaction est 80 %.

On donne: $M(\text{Al}) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Sn}) = 119 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 7 :

Enlever les tâches de rouille

Par action de l'acide chlorhydrique $\text{HCl}_{(aq)}$, Il est possible d'enlever les tâches de rouille Fe_2O_3 , se trouvant sur les tôles. Les produits de ce nettoyage sont le chlorure de fer III $\text{FeCl}_3_{(aq)}$ et de l'eau liquide.

1. Ecrire l'équation équilibrée de cette réaction chimique.
2. a) Calculer la masse de rouille que l'on peut enlever avec une solution contenant 8,76 g HCl.
b) Calculer la masse d'eau qui sera formée
3. En réalité la quantité d'eau obtenu est 0,102 mol. En déduire le rendement de cette réaction.
4. En réalité, la masse de la rouille qu'on doit enlever est 320 g, calculer la masse de HCl qu'il faudra rajouter au mélange réactionnel pour enlever la rouille complètement.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 8 :

En mélangeant n_1 (mol) de HCl et n_2 (mol) d'aluminium Al, il se forme, une fois la réaction est terminée, 3.6 L de dihydrogène et restera 0,05 mol d'aluminium Al selon l'équation équilibrée suivante :



- a) Calculer la quantité de matière de H_2 formé.
- b) Quel est le réactif limitant ? Justifier
- c) Calculer n_1 .
- d) Calculer le nombre de mol de Al consommé.
-En déduire n_2 .

On donne : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

Exercice 9 :

On désire préparer 250mL d'une solution S_1 de Chlorure de Cobalt hydraté de formule $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ à $0,3 \text{ mol.l}^{-1}$.

- 1-Calculer la masse molaire formulaire de ce composé.
- 2-Calculer la masse de ce composé qu'on doit peser pour préparer S_1 .
- 3-Calculer La concentration massique de S_1 par 2 méthodes différentes

4-On chauffe la solution S_1 jusqu'à réduction de son volume à moitié, la solution obtenue est notée S_2 . Déterminer la concentration massique de S_2 .

Données: Masses molaires atomiques en g.mol^{-1}

H=1

O=16

Cl=35,5

Co=59