

Classe : S1 ABC	Nom de l'élève :
Discipline : Chimie (Devoir de vacances)	Date :
Nom du prof : Antoine Gebian	Durée :

*Données : $M(H) = 1g.mol^{-1}$ $M(C) = 12g.mol^{-1}$ $M(O) = 16g.mol^{-1}$ $M(Na) = 23g.mol^{-1}$

Premier exercice :

Préparation d'une solution

Un élève désire préparer 500 ml d'une solution S de carbonate de sodium trihydraté $Na_2CO_3 \cdot 3H_2O$ de concentration $0,6 mol \cdot l^{-1}$.

- 1-Ecrire l'équation de dissolution du carbonate de sodium trihydraté dans l'eau.
- 2-Calculer la masse molaire formulaire de ce composé.
- 3-Calculer le titre massique de S.
- 4- Calculer la masse de ce composé qu'on doit peser pour préparer S.
- 5-On chauffe la solution S jusqu'à réduction de son volume à moitié. La solution obtenue est notée S_1 . Déterminer la concentration massique de S_1 .

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 $n(O_2) = 2,4 mol$, si le volume molaire des gaz est considéré, dans les conditions de l'expérience, égal à $25L.mol^{-1}$

2-a) Ecrire l'équation bilan de la combustion complète du butane gazeux $C_4H_{10} (g)$, 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 C_2H_4O 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.

- Le chlorure d'hydrogène HCl réagit avec l'ammoniac NH_3 pour donner du chlorure d'ammonium NH_4Cl .
- 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 .
- Le butane C_4H_{10} brûle en donnant du dioxyde de carbone et de l'eau.
- 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.
- On obtient de la chaux éteinte $Ca(OH)_2$ et du dihydrogène quand on laisse tomber du calcium dans l'eau.
- Le chlorure de vinyle C_2H_3Cl s'obtient en éliminant du chlorure d'hydrogène HCl à partir de dichloroéthane $C_2H_4Cl_2$.

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.

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

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

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 :



- Calculer la quantité de matière de H₂ formé.
- Quel est le réactif limitant ? Justifier
- Calculer n₁..
- Calculer le nombre de mol de Al consommé.
-En déduire n₂.

On donne : V_m= 24L. mol⁻¹

Exercice 9 :

On désire préparer 250mL d'une solution S₁ de Chlorure de Cobalt hydraté de formule CoCl₂.6H₂O à 0,3 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 S₁.

3-Calculer La concentration massique de S₁ par 2 méthodes différentes

4-On chauffe la solution S₁ jusqu'à réduction de son volume à moitié, la solution obtenue est notée S₂. Déterminer la concentration massique de S₂.

Données: Masses molaires atomiques en g.mol⁻¹

H=1 O=16 Cl=35,5 Co=59

Collège des Saints Cœurs
Zahlé-Rassié
2022-2023



ثانوية القلبين الأقدسين
زحلة - الراسية
٢٠٢٢ - ٢٠٢٣