



EXERCICE DE CHIMIE

Préparation BEPC 2018-2019



LYCEE PRIVE LA
SAGESSE

Mr ALY

I. Réaction entre le Fer et le Soufre

Exercice1

On réalise la réaction entre le fer et le soufre. On obtient un solide gris.

1. Donner le nom de ce solide gris.
2. Lors de cette expérience, on a utilisé **16,8g** de fer.

Calculer :

- a) Le nombre de mole de fer utilisé.
- b) La masse du produit obtenu.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice2

Une réaction chimique entre le fer et **2,4g** de soufre donne un produit gris noir.

1. Quel est le nom de ce produit ?

2. Calculez :

- a) La quantité de soufre utilisé.
- b) La masse de fer ayant réagi.
- c) La masse du produit formé.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice3

La réaction entre le fer et le soufre donne un produit solide gris noir de masse

13,2g.

1. Donnez le nom de ce produit
2. Écrivez l'équation bilan de la réaction
3. Calculez :

- a) La quantité de soufre utilisé
- b) La masse de fer qui a réagit

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice4

On réalise une réaction entre et le soufre

1. Donner le nom du produit obtenu

2. Écrivez l'équation bilan traduisant cette réaction

Exercice4

Chauffons un mélange de fer et de soufre. Après quelques instants, le fer et le soufre réagissent en dégageant beaucoup de chaleur. Le produit résultant de la réaction est un solide gris-foncé.

1. Donner le nom de ce produit obtenu
2. Écrire l'équation-bilan de la réaction
3. Sachant qu'on a utilisé 0,05mol de soufre.

Calculer :

- a) Le nombre de moles de fer qui a réagit
- b) Le nombre de moles du produit obtenu

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice5

On chauffe un mélange intime de fleur de soufre et de limaille de fer. On obtient un solide gris, poreux, friable, non attiré par un aimant: le sulfure de fer(II).

1. Donner la formule chimique du sulfure de fer(II).
2. Écrire l'équation-bilan traduisant cette réaction
3. La masse du produit obtenu est égale à **5,28g.**

Calculer :

- a) Le nombre de moles de ce produit obtenu
- b) Le nombre de moles de fer utilisé ainsi que sa masse

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice6

On brûle un mélange de limaille de fer et du soufre avec la flamme du bec bunsen. Après quelques instants, le fer et le soufre disparaissent, un nouveau corps apparaît.

1. Donner le nom et la formule chimique de ce nouveau corps
2. Donner l'écriture bilan de cette réaction
3. Faites un schéma annoté de l'expérience montrant cette réaction
4. On a utilisé **11,2g** de fer dans cette expérience.

Calculer :

- La quantité de fer utilisé
- Le nombre de moles de soufre ayant réagi. En déduire sa masse.
- Le nombre de moles de produit obtenu ainsi que sa masse.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice7

On brûle **28g** de fer chauffé avec du soufre. Le produit à la fin de l'expérience a une masse égale à **44g**.

- Écrire l'équation-bilan de cette réaction
- Calculer :
 - Le nombre de moles de fer utilisé
 - La masse de soufre ayant réagi.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice8

On fait réagir de la limaille de fer avec du soufre en poudre. On obtient un solide gris foncé non attiré par l'aimant.

- Quel est le nom de ce solide ?
- Écrire l'équation bilan de la réaction chimique qui a lieu
- Si on part de **1,92 g** de soufre. Calculer :
 - La quantité de soufre utilisé
 - La quantité de fer ayant réagi
 - La masse du produit obtenu

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice9

On chauffe un mélange intime de fleur de soufre et de limaille de fer sur un corps réfractaire. On obtient un solide gris, poreux, friable, non attiré par un aimant.

- Donnez le nom de ce solide obtenu.
- Écrivez l'équation – bilan traduisant cette réaction

- La masse du produit obtenu est égale à **22g**. Calculez le nombre de moles de ce produit.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice10

On réalise la réaction entre le soufre et le fer II. On obtient un solide gris foncé de masse **17,6g**.

- Donner le nom et la formule du produit obtenu.
- Écrire l'équation bilan de la réaction
- Calculer la masse du fer qui a réagi dans la réaction

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice11

Lorsqu'on chauffe fortement un mélange de limaille de fer et de soufre en poudre, on obtient du sulfure de fer II.

- Écrire l'équation bilan de la réaction entre le fer et soufre.
- Dans cette réaction, quels sont le(s) réactif(s), et le(s) produit(s).
- Calculer la masse molaire du sulfure de fer.
- La quantité de matière du produit formé est **0,32 mol**.

- Quelle masse de produit a-t-on obtenue ?
- On donne les masses molaires suivantes :

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice12

Du sulfure de fer peut être obtenu par une réaction entre des poudres de fer et de soufre.

- Citer les réactifs et les produits de cette transformation chimique.
- Quelle masse de soufre va disparaître si **56g** de poudre de fer donne **88g** de sulfure de fer.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

II. Combustion vive de Fer

Exercice1

On réalise la combustion vive de **11,2g** de fer.

- Donner la formule chimique du produit obtenu.
- Calculer le nombre de mole de fer utilisé.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice2

On réalise la combustion vive de fer. On obtient un produit grisâtre pouvant être attiré par un aimant dont la masse est égale à **4,64g**.

1. Faites le schéma annoté de cette expérience
2. Donnez le nom et la formule du produit formé
3. Écrivez l'équation bilan de cette réaction chimique
4. Calculez :

- a) La quantité (en mol) du produit obtenu.
- b) La masse du fer qui a réagi.
- c) Le volume du dioxygène qui a réagi, mesuré dans les conditions normales de température et la pression

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 3

On brûle complètement **16,8g** de fer dans le dioxygène

1. Donnez le nom du produit de cette réaction.

2. Calculez la masse de Fe_3O_4 .

On donne : $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$; $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice4

On réalise la combustion vive de fer dans un flacon contient de dioxygène pur

1. Définir la combustion vive de fer
2. Ecrire l'équation bilan de cette combustion
3. On a utilisé **8,4g** de fer pour réaliser cette combustion.
 - a) Calculer la quantité de fer utilisé
 - b) Calculer la masse du produit obtenu
 - c) Calculer le volume d'oxygène utilisé.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice5

On réalise la combustion vive de fer. On obtient un produit grisâtre pouvant être attiré par un aimant dont la masse est égale à **5,8g**.

1. Donner le nom et formule chimique de ce produit obtenu

2. Écrivez l'équation bilan de cette réaction chimique

3. Calculez :

- a) La quantité (en mol) du produit obtenu
- b) La masse du fer qui a réagi.
- c) Le volume du dioxygène qui a réagi

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice6

Un paille de fer enflammé est introduit dans un flacon contient de dioxygène pur en quantité suffisante.

1. La combustion est-elle vive ou lente ?

2. Quels sont les réactifs et le produit obtenu ?

On a utilisé **1,12L** de dioxygène pour réaliser cette combustion. Calculer :

- a) Le nombre de moles de fer utilisé
- b) Le nombre de moles de produits obtenus

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice7

On introduit un fil de fer chauffé dans un bocal contenant de dioxygène pur. Après quelques instants, le fil de fer brûle vivement puis s'éteint au bout d'un moment.

On observe que :

- De petites étincelles sont projetées sur les parois du bocal et se condensent en fines traînées noires : c'est de l'oxyde de fer III
- Des globules gris très chauds tombent au fond du bocal: c'est de l'oxyde magnétique

1. Donner la formule chimique de :

- a) L'oxyde de fer III
- b) L'oxyde magnétique

2. Faites le schéma annoté de cette expérience

3. De quelle réaction s'agit-il ?

Exercice8

On brûle **5,6g** de fer dans le dioxygène.

1. Quels sont les réactifs et le produit obtenu ?
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
3. Quel est le nom de cette réaction ?
4. Calculer, en L, le volume de dioxygène nécessaire dans cette réaction.
5. Déterminer, en g, la masse du produit obtenu
6. Calculer le nombre de moles du produit obtenu.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice9

On brûle du fer dans un flacon de dioxygène. Le volume de dioxygène utilisé est **4,48L**.

1. Quels sont les réactifs et le produit obtenu ?
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
3. Calculer la masse de fer qui réagit.
4. En déduire le nombre de moles de fer brûlé.
5. Calculer la masse du produit obtenu

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice10

On introduit un fil de fer chauffé dans un flacon contenant **0,3mole** de dioxygène pur. Le fil de fer brûle vivement puis s'éteint au bout d'un moment. Il s'est formé des globules gris pouvant être attiré par l'aimant

1. De quelle réaction s'agit-il ?
2. Quel est le réactif qui permet cette réaction ?
3. Donner le nom et la formule du produit obtenu
4. Ecrire l'équation bilan de cette réaction
5. Calculer :
 - a) La quantité du produit obtenu. En déduire sa masse
 - b) La quantité de fer utilisé et sa masse
 - c) Le volume du dioxygène qui a réagit

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice11

On réalise la combustion vive de fer dans un flacon contient de dioxygène pur

1. Quels sont les réactifs et le produit obtenu
2. Ecrire l'équation bilan de cette combustion
3. On a utilisé **3,36g** de fer pour réaliser cette combustion.
 - a) Calculer la quantité de fer utilisé
 - b) Calculer la masse du produit obtenu
 - c) Calculer le volume d'oxygène utilisé

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice12

A l'aide d'une flamme, on porte une paille de fer à l'incandescence puis on introduit l'ensemble dans un flacon remplie de dioxygène pur.

1. Qu'observe-t-on ?
2. De quelle réaction s'agit-il ?
3. On a utilisé **2,8g** de fer pour réaliser cette combustion. Calculer :
 - a) Le nombre de moles de fer utilisé
 - b) Le nombre de moles de produits obtenus
 - c) Le volume d'oxygène utilisé

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice13

La combustion du fer dans le dioxygène de l'air donne de l'oxyde de fer.

1. Rappeler la formule de l'oxyde de fer.
2. Calculer la masse molaire de l'oxyde de fer.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
3. L'équation incomplète non équilibrée de la combustion du fer s'écrit :
$$\dots \text{Fe} + \dots \dots \rightarrow \dots \text{Fe}_3\text{O}_4$$

Compléter et équilibrer cette équation.
4. On brûle 3,36g de fer.

- Calculer le nombre de moles de fer correspondant.
- Calculer le nombre de moles d'oxyde de fer obtenu.
- En déduire la masse correspondante.
- Calculer le nombre de moles de dioxygène nécessaire à cette combustion.
- En déduire le volume V de dioxygène

Exercice14

La combustion du fer avec le dioxygène de l'air produit de l'oxyde magnétique. Le nombre de mole de dioxygène nécessaire pour cette combustion est **0,8mole**.

1. Ecrire l'équation bilan de cette combustion

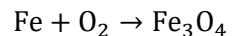
2. Calculer :

- Le volume de dioxygène utilisé
- Le nombre de moles d'oxyde magnétique obtenu ainsi que sa masse
- La masse du fer brûlé
- Le volume d'air utilisé

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice15

La combustion vive de fer a pour équation bilan



1. Equilibré cette réaction

2. Avant cette expérience on pèse la limaille de fer, la balance indique **4,7g**. Elle indique **5,9g** après transformation chimique

- Quelle est la masse de dioxygène qui a réagit
- Calculer le volume de dioxygène correspondant

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice16

Au cours de La combustion vive du fer, on constate que le fer brûle vivement dans le dioxygène pur que dans l'air, la réaction est bien plus rapide avec production d'une vive lumière, d'étincelles et de chaleur

1. Expliquer pourquoi ?

2. Au cours de cette réaction, le fer se transforme en petites billes métalliques noirci

- Donner le nom de ce produit
- Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu

Exercice17

Au cours de la combustion vive de fer, le fer et le dioxygène sont consommés alors de l'oxyde de fer est formé.

1. Pourquoi peut-on l'appeler combustion ?

2. Au cours de cette combustion, **0,02 mole** de dioxygène est consommé.

Calculer :

- La masse de fer utilisé
- La quantité d'oxyde de fer formé

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice18

Le fer et le dioxygène réagissent entre eux pour donner de l'oxyde de fer.

Cette réaction est exoénergétique.

1. Ecrire l'équation bilan de cette réaction

2. Que signifie le terme « exoénergétique » ?

3. Au cours de cette réaction, on a obtenu **116g** d'oxyde de fer.

Déterminer :

- Le nombre de moles d'oxyde de fer formé
- Le nombre de moles de fer utilisé
- Le nombre de moles de dioxygène nécessaire à cette combustion
- Le volume d'air utilisé

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice19

On réalise la combustion vive de fer. On obtient un produit grisâtre pouvant être attiré par l'aimant.

1. Pourquoi dit-on que la combustion est vive ?

2. Au cours de cette réaction, on a utilisé **2,24L** d'air.

Calculer :

- La quantité de dioxygène brûlé
- La quantité de fer utilisé
- La masse du produit obtenu

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 20

La combustion du fer dans l'air ou le dioxygène est une réaction chimique entre le fer et le Dioxygène. Le produit de cette réaction est l'oxyde de fer.

- De quelle réaction s'agit-il ?
- Ecrire le bilan de réaction modélisant cette transformation.
- Au cours de cette combustion, on a utilisé **34,8g** de fer

Calculer :

- Le volume d'air consommé
- La masse d'oxyde de fer formé

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

III. Combustion lente de fer

Exercice 1

La formation de la rouille est une réaction entre le fer et le dioxygène

- Donnez le nom de cette réaction chimique
- La formation de la rouille est une réaction chimique qui nécessite trois réactifs. Lesquels ?

4. Donnez deux méthodes permettant de protéger les objets en fer contre la rouille

Exercice 2

On laisse un morceau de fer dans un flacon contenant du dioxygène. Après quelques jours on constate que le fer se recouvre d'une pellicule (couche) de couleur brun rouge

- De quelle réaction s'agit-il ?
- Donner le nom de cette couche brun rouge qui s'est formée sur le fer
- Donner les conditions nécessaires qui favorisent sa formation

Exercice 3

Un clou en fer, neuf est abandonné à l'air humide

- Que constate-t-on après quelques jours ?
- Quel est le nom donné à la réaction chimique qui s'est produite ?
- En admettant que le produit obtenu est composé essentiellement d'oxyde de fer III (Fe_2O_3) écrivez l'équation bilan de la formation de ce produit.

Exercice 4

La combustion lente du fer donne un produit poreux, perméable à l'air.

- Quel est le nom de ce produit ?
- Donnez la condition qui favorise sa formation ?
- Citez deux mesures de protection des objets en fer contre la rouille ?

Exercice 5

On laisse un morceau de fer dans la nature, au bout de quelques jours on constate que le fer est rouillé

- Définir la rouille
- Quel est le principal constituant de la rouille ?
- Ecrire le bilan de cette réaction
- Quels sont les conditions nécessaires qui favorisent la formation de la rouille ?

Exercice 6

Une barre de fer est exposée à l'air dans un endroit humide pendant quelques jours.

- Qu'observe-t-on sur la barre ?
- Quel est le nom de cette transformation chimique ?
- Citez deux manières de protéger cette barre de fer contre cette réaction chimique.

Exercice 7

Un clou en fer, neuf est abandonné à l'air humide. Après quelques jours, on constate que le fer s'oxyde en formant un produit poreux perméable à l'air

1. Quel est le nom donné à la réaction chimique qui s'est produite ?
2. En n'admettant que le produit obtenu est composé essentiellement d'oxyde de fer III et que la masse de fer utilisé est de **16,8 g**.

Calculez :

- a) la quantité (en mol) de fer qui a réagi
- b) la masse du produit obtenu
- c) le volume d'air qui a réagi

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice8

Une limaille en fer est abandonnée à l'air humide. Après quelques jour le fer est rouillé.

1. Que se passe-t-il quand le fer rouille ?
2. Quel est le réactif qui intervient dans la formation de la rouille ?
3. La formation de la rouille est une réaction chimique qui nécessite trois réactifs ? lesquels ?

Exercice9

De la laine de fer est introduite dans une éprouvette humidifiée.

1. Que constate-t-on après quelques jours ?
2. En n'admettant que le produit obtenu est composé essentiellement d'oxyde de fer III de masse **32g**.

Calculez :

- a) la quantité (en mol) de fer qui a réagi
- b) la quantité (en mol) du produit obtenu
- c) le volume de dioxygène consommé dans CNTP.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice10

De la laine de fer est placée dans une cuve à eau. Au bout de quelques jours, on constate que la laine de fer est rouillée.

1. Quels sont les principales constituant de la rouille ?
2. Donner les 3 conditions nécessaires qui favorisent sa formation
3. A l'air libre, le fer se rouille jusqu'à disparaître totalement. Expliquez pourquoi ?

IV. Combustion méthane-éthane-propane-butane

Exercice1

On brûle un alcane de formule brute C_4H_{10} dans **13,44 l** de dioxygène.

1. Quel est le nom de cet alcane ?
2. Donnez le nom du produit gazeux de cette combustion
3. Calculez :
 - a) La masse de l'alcane brûlé.
 - b) Le volume du produit gazeux dégagé dans les CNTP.
 - c) La quantité d'eau obtenue.

On donne : $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice2

On réalise la combustion de **480 cm³** de gaz butane dans l'air. On suppose la combustion complète.

1. Quels sont les réactifs ?
2. Quels sont les produits obtenus pendant la combustion ?
3. Comment identifie-t-on les produits obtenus ?
4. Écrire l'équation bilan de cette combustion.
5. Calculer :

- a) le nombre de moles de butane brûlé.
- b) le nombre de moles de dioxygène utilisé.
- c) le volume de dioxygène utilisé

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

Exercice3

On considère un alcane la formule est C_4H_{10}

1. Quel est le nom de cet alcane.
2. On réalise la combustion complète de cet alcane
 - a) Quels sont les produits obtenus pendant cette combustion
 - b) Écrivez l'équation – bilan traduisant cette réaction
3. On fait brûler **0,02 mole** de butane dans l'air

Calculer dans la condition normale de température et pression, le volume de dioxygène nécessaire à la combustion.

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice4

On réalise la combustion complète du gaz propane de formule C_3H_8 appartenant à la famille des alcanes. On obtient du dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Donnez la formule générale des alcanes.
2. Comment identifier le dioxyde de carbone obtenu ?
3. a) Écrivez l'équation – bilan de la combustion complète du propane.
b) Calculez le volume du dioxyde nécessaire à la combustion complète de **4,4g** de propane

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice5

On brûle complètement 4,48g du gaz méthane de formule CH_4 avec le dioxygène. On obtient du dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Écrivez la formule générale des alcanes
2. Comment identifier le dioxyde de carbone ?
3. Écrivez l'équation bilan de la combustion complète du méthane
4. Calculez la masse de l'eau obtenue

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice6

On fait brûler **1044g** de butane dans du dioxygène.

- 1- Calculer le nombre de moles de butane utilisé.
- 2- Calculer le volume du gaz butane utilisé.
- 3- Ecrire l'équation bilan de cette combustion.
- 4- Calculer :

a) Le volume du gaz carbonique obtenu.

b) La masse d'eau formée.

c) Le volume de dioxygène nécessaire à cette combustion.

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice7

1. Ecrire la formule générale des alcanes.
2. Faire le schéma de l'expérience montrant la combustion du butane.
3. Citer les quatre premiers alcanes.
4. Quels sont les produits obtenus pendant la combustion complète des alcanes ? Comment peut-on les identifier ?

Exercice8

1. Faire le schéma annoté de l'expérience qui nous montre que durant la combustion complète du butane, il y a dégagement de vapeurs d'eau et de dioxyde de carbone.
2. Ecrire l'équation bilan correspondante.
3. On brûle **1,6g** de méthane dans le dioxygène.

a) Ecrire l'équation bilan.

b) Calculer le nombre de moles de méthane brûlé.

c) Calculer le volume de dioxygène

d) Calculer le nombre de moles de chaque produit obtenu

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice9

On brûle 0,4 mol de butane. La combustion est complète.

1. Ecrire l'équation bilan de cette réaction.
2. Calculer en L, le volume de butane utilisé.
3. Calculer le nombre de moles de dioxygène nécessaire est en déduire son volume.

4. Calculer le volume de dioxyde de carbone obtenu.

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice 10

On étudie la combustion du butane. Le butane appartient à la famille des alcanes.

1. Donner la formule générale des alcanes.

2. Lors d'une première expérience de la combustion incomplète du butane, il se forme de l'eau, du dioxyde de carbone et deux autres produits. Donner les noms des autres produits.

3. Lors de la deuxième expérience, la combustion du butane est complète.

a) Ecrire l'équation bilan de cette combustion complète.

b) On obtient alors **9g** d'eau. Calculer le volume d'air nécessaire à cette combustion.

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice 11

Le méthane est un gaz utilisé pour chauffer et parfois éclairer. On brûle complètement **4,48L** du gaz Méthane de formule CH_4 dans le dioxygène. On obtient du dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Écrivez la formule générale des alcanes

2. Comment identifier le dioxyde de carbone ?

3. Écrivez l'équation bilan de la combustion complète du méthane

4. Calculez la masse de l'eau obtenue

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice 12

On brûle **0,4 mol** de Propane dans le dioxygène de l'air. La flamme produite est bleue et chauffante.

1. La combustion est-elle complète ou incomplète. Expliquez Pourquoi ?

2. Donner la formule chimique du Propane

3. Ecrire l'équation bilan de cette réaction.

4. Calculer :

a) le nombre de moles de dioxygène nécessaire et en déduire son volume.

b) Le volume de dioxyde de carbone obtenu.

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice 13

Le gaz contenu dans les briquets est du butane. On réalise la combustion complète du gaz butane.

1. Faire le schéma annoté de l'expérience

2. Ecrire l'équation bilan de cette réaction

3. On brûle **2,32g** de Butane dans le dioxygène de l'air.

Calculer

a) le nombre de moles de Butane brûlé.

b) le volume de dioxygène utilisé

c) le nombre de moles de chaque produit obtenu.

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice 14

Lors d'une expérience de la combustion du Méthane, la flamme produite est jaune et éclairante.

1. La combustion est-elle complète ou incomplète ? expliquez Pourquoi ?

2. Donner les noms des 4 produits obtenus.

3. En n'admettant que le produit obtenu est composé essentiellement du carbone et du de l'eau.

a) Ecrire l'équation bilan de cette réaction

b) Lors de cette combustion, on a obtenu **0,5mol** d'eau. Calculer le volume d'air consommé.

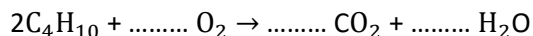
On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice15

On réalise la combustion du butane C_4H_{10} .

1. Equilibrer l'équation de la combustion de 2 moles de butane.



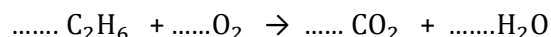
2. Calculer les masses molaires moléculaires du butane, du dioxyde de carbone et de l'eau.

On donne : $M(C) = 12g \cdot mol^{-1}$ $M(O) = 16g \cdot mol^{-1}$ $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$

3. Quelles sont les masses de dioxyde de carbone et d'eau obtenues par la combustion d'une mole de butane ?
4. Sachant que chaque mole gazeuse occupe un volume de **22,4 L**, quel est le volume de dioxygène nécessaire pour brûler une mole de butane ?

Exercice16

L'équation bilan non équilibrée de la combustion de l'éthane dans le dioxygène s'écrit :



1. Equilibrer cette équation bilan.
2. Calculer la masse molaire de l'éthane.
3. On fait réagir 6g de l'éthane.
 - a) Calculer la quantité de l'éthane (en mol) correspondante.
 - b) Quelle est la quantité d'eau obtenue ? En déduire la masse d'eau correspondante.
 - c) Quelle est la quantité de dioxyde de carbone (en mol) obtenue ?
 - d) En déduire le volume de dioxyde de carbone correspondant.

On donne : $M(C) = 12g \cdot mol^{-1}$ $M(O) = 16g \cdot mol^{-1}$ $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$

$$V_m = 22,4L \cdot mol^{-1}$$

Exercice17

Un hydrocarbure a pour formule brute C_3H_8 .

1. À quelle famille appartient-il ? Quel est son nom ? Calculer sa masse molaire moléculaire.

2. Ecrire et équilibrer l'équation bilan de sa combustion complète.

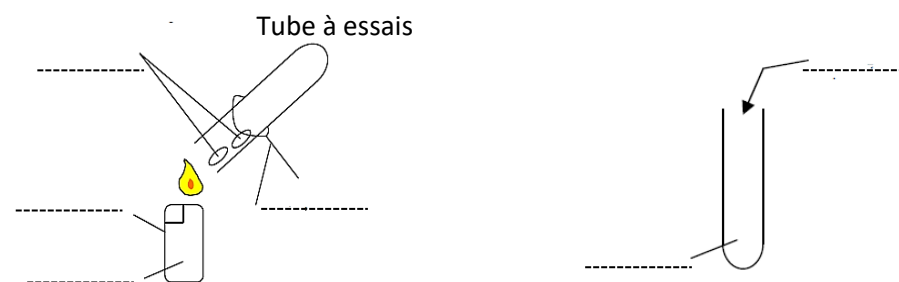
3. Quelle masse de dioxygène faut-il pour faire réagir 1 mole de cet hydrocarbure ?

On donne : $M(C) = 12g \cdot mol^{-1}$ $M(O) = 16g \cdot mol^{-1}$ $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$

Exercice18

6. On fait la combustion complète du gaz contenu dans une cartouche de butane dans le dioxygène de l'air. On réalise l'expérience suivante :

7.



1. Légendez le schéma ci-dessous
2. Quelles sont les produits obtenus à la fin de la réaction
3. Faire le schéma de l'expérience qui permet d'identifier le gaz obtenu lors de l'expérience.
4. Cette cartouche contient une masse de gaz **290g**.
 - a) Ecrire l'équation bilan de la combustion du butane
 - b) Calculer la masse d'eau formé
 - c) Calculer le volume de gaz formé

On donne : $M(C) = 12g \cdot mol^{-1}$ $M(O) = 16g \cdot mol^{-1}$ $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$
 $V_m = 22,4L \cdot mol^{-1}$

Exercice19

Une bouteille de propane contient 35kg de gaz. On fait brûler un échantillon de **232g** de ce gaz dans le dioxygène de l'air ; la combustion étant complète.

1. Préciser le comburant et combustible utilisés. On précisera les formules brutes correspondantes

2.Quels sont les espèces chimiques produites ? Comment les mettre en évidence ?

3.Peut-on parler de transformation chimique ?

4.Etablir l'équation bilan de la réaction

5.Calculer :

a) Le volume de dioxygène nécessaire

b) Le volume d'air correspondante (l'air contient 20% de dioxygène en volume)

c) La masse d'eau formé

d)Le volume de dioxyde de carbone formé

On donne : $M(C) = 12\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $V_m = 22,4\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice20

On réalise la combustion complète de **1,2L** de méthane dans l'air.

1.Quels sont les éléments constituant le méthane.

2.Quels sont les produits obtenus, lors de cette combustion et les réactifs utilisés.

3.Ecrire l'équation bilan de cette combustion.

4.Calculer :

a) Le nombre de moles de méthane brûlé

b) Le nombre de moles de dioxygène utilisé

c) Le volume de dioxygène utilisé

On donne : $M(C) = 12\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $V_m = 24\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice21

On réalise la combustion complète de propane dans **0,3mole** de dioxygène.

1.A quelle famille appartient le propane ?

2.A quelle famille appartient ces constituants ?

3.Donner la formule chimique du propane.

4.Etablir l'équation bilan de la réaction

5.Calculer :

a) le nombre de moles de propane utilisé

b) La masse d'eau formé

c) Le volume de dioxyde de carbone formé

On donne : $M(C) = 12\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $V_m = 22,4\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

V. Electrolyse et synthèse de l'eau

Exercice1

1.Qu'est-ce que l'électrolyse de l'eau ?

2.Faire le schéma annoté de l'expérience

3.Quel est le produit recueilli à la cathode et comment l'identifier ?

4.Quel est le produit recueilli à l'anode et comment l'identifier ?

5.Quel est l'ion qui se déplace à l'anode et à la cathode ?

6.Ecrire l'équation bilan de cette réaction

7.Lors de cette expérience, on a recueilli 180 cm³ de dihydrogène

Calculer :

a) le nombre de moles de dihydrogène recueilli.

b) le volume de dioxygène recueilli

Exercice2

Lors d'une expérience sur l'électrolyse de l'eau, On a obtenu **30 Cm³** de produit obtenu à la cathode.

1.Quel est ce produit recueilli à la cathode. Comment l'identifiez ?

2.Écrivez l'équation-bilan de cette réaction chimique.

3.Calculer :

a) le volume de produit obtenu à l'anode.

b) la masse d'eau décomposée

On donne : $M(O) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 24\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice3

On fait une expérience sur l'électrolyse de l'eau. On constate que les volumes de gaz recueilli à la cathode est le double de celui recueilli à l'anode.

1. Expliquez cette différence de volume ?
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
3. Le volume de gaz recueilli à l'anode est **0,112L**

Calculer :

- a) Calculer le volume de gaz recueilli à la cathode.
- b) la masse d'eau décomposée

On donne : $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice4

Lors de la décomposition de l'eau par électrolyse. Des bulles de gaz se dégagent sur les électrodes. Ces gaz sont Recueillis, en retournant sur chaque électrode un tube à essais rempli d'eau.

1. Faire le schéma annoté de l'expérience
2. Identifier ces gaz recueillis sur chaque électrode
3. Le volume de gaz recueilli à la cathode est **120 Cm³**
4. Calculer :

- a) Le nombre de moles du gaz recueilli à la cathode
- b) Le nombre de moles du gaz recueilli à l'anode

Exercice5

1. Définir la synthèse de l'eau
2. Un mélange de **40Cm³** de dihydrogène et **30Cm³** de dioxygène est placé dans un eudiomètre

- a) Faire le schéma annoté de l'expérience
- b) Quelle est la nature du gaz restant dans l'appareil ?
- c) Comment identifiez-t-on ce gaz ?
- d) Donner en L le volume de gaz restant.
- e) Calculer en g la masse du corps formé.

Exercice6

Un mélange contenant **95Cm³** de dihydrogène est **70Cm³** de dioxygène a été enflammé

1. S'agit-il d'une synthèse ou d'une électrolyse de l'eau ? expliquez pourquoi ?
2. Faire le schéma annoté de l'expérience
3. Ecrire l'équation bilan de cette réaction.
4. Quelle est la nature du gaz en excès et donner son volume restant.
5. Calculer en L le volume de ce gaz restant.

Exercice7

Lors d'une expérience de l'électrolyse de l'eau, on a recueilli **448Cm³** de dihydrogène à la cathode.

1. Quel est le nom du gaz recueilli à l'anode ?
2. Calculer le volume de ce gaz.
3. Calculer la masse d'eau décomposé lors de cette expérience.

On donne : $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice8

On brûle un gaz dihydrogène dans **0,25mol** de dioxygène.

1. Donnez le nom et la formule du produit de cette combustion
2. Quel nom donne-t-on à cette réaction chimique ?
3. Calculez :

- a) La masse de produit formé
- b) Le volume du dioxygène consommé
- c) La masse de ce dioxygène
- d) Le volume du dihydrogène brûlé

On donne : $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice9

On réalise l'électrolyse de l'eau.

1. Qu'appelle-t-on électrolyse de l'eau ?
2. Faire le schéma du montage permettant de réaliser l'électrolyse de l'eau.

3. Quel est le nom du produit recueilli ;

a) A l'anode ? comment l'identifier ?

b) A la cathode ? comment l'identifier ?

4. Le volume du produit obtenu à la cathode est égal à **45mL**. Calculer :

a) Le volume du produit recueilli à l'anode

b) La masse d'eau ayant réagi.

On donne : $M(H) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(O) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 24\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice10

On réalise une expérience sur l'électrolyse de l'eau additionnée de soude

1. Qu'appelle-t-on électrolyse de l'eau ?

2. Écrivez l'équation bilan de l'électrolyse

3. Faites le schéma annoté de l'expérience montrant l'électrolyse de l'eau

Exercice11

On réalise la synthèse de l'eau en faisant réagir deux gaz.

1. Donnez les noms de ces gaz

2. Écrivez l'équation bilan traduisant cette réaction.

3. On a utilisé **750Cm³** de dihydrogène pour réaliser cette réaction. Calculez le volume nécessaire de l'autre gaz.

Exercice12

Lors d'une expérience sur l'électrolyse de l'eau, on a recueilli **180 Cm³** de dihydrogène.

1. Quel est l'ion qui se déplace vers l'anode ?

2. Sur quelle électrode recueille-t-on le gaz dihydrogène ?

3. Calculez le nombre de moles de dihydrogène recueilli.

4. Écrivez l'équation – bilan de cette réaction chimique.

Exercice13

On fait une expérience sur l'électrolyse de l'eau. On a recueilli **480Cm³** de dihydrogène.

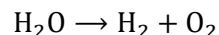
1. Comment identifie-t-on ce gaz ?

2. Écrire l'équation bilan de la réaction chimique

3. Calculer le volume de gaz recueilli à l'anode.

Exercice14

1. Équilibrer l'équation suivante :



2. On réalise une expérience d'électrolyse de l'eau.

On arrête l'expérience lorsque le volume le plus important de gaz recueilli à l'une des électrodes atteint **20Cm³**.

a) Faire le schéma annoté de l'électrolyseur.

b) Indiquer la valeur du volume de gaz recueilli à l'autre électrode.

c) Comment peut-on caractériser chacun de ces deux gaz ?

Exercice15

1. Donner un exemple d'électrolyte que l'on peut utiliser pour réaliser l'électrolyse de l'eau.

2. On déclenche l'électrolyse de l'eau ; les gaz se dégagent aux électrodes et leur volume total est de **9Cm³**

a) Indiquer sur quelle électrode se dégage le dioxygène.

b) Identifier (description très brève de l'expérience) le gaz qui se dégage à la cathode

c) Calculer les volumes de dioxygène et de dihydrogène dégagés lors de l'électrolyse de l'eau.

3. Écrire l'équation de l'électrolyse de l'eau

4. Écrire l'équation de la synthèse de l'eau

Exercice16

On réalise la combustion de dihydrogène dans l'air.

1. S'agit-il une réaction d'électrolyse ou synthèse de l'eau ?

2. Donnez le nom et la formule du produit de cette combustion

3. Comment identifier le produit obtenu ?

4. Écrivez l'équation bilan traduisant cette réaction

VI. Concentration d'une Solution

Exercice1

Calculer la concentration molaire pour chacune des solutions suivantes obtenues par la dissolution

1. **0,3mol** de NaOH dans **4L** d'eau

2. **29,25g** de NaCl dans **250mL** d'eau

3. **56mL** de gaz chlorhydrique dans CNTP dans **10L** d'eau

Exercice2

On dissout **3g** de sel de cuisine (chlorure de sodium NaCl) dans **150mL** d'eau.

1. Calculer la concentration massique de la solution obtenue en g/L.

2. En déduire la concentration molaire.

Exercice3

On veut préparer une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH). Pour cela on dissout **4,8 g** de ce produit dans **200 cm³** d'eau.

1. Ecrire l'équation de dissolution d'hydroxyde de sodium dans l'eau

2. Calculer :

a) La quantité de soude dissoute.

b) La concentration molaire de la solution (mol/L).

c) La concentration massique de la solution

On donne : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice4

On dissout **3,65g** de chlorure d'hydrogène dans l'eau pure, on obtient une solution de concentration **7,3g/l**.

1. Ecrire l'équation de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau

2. Quels sont les ions majoritaires présents dans cette solution

3. Calculer la concentration molaire de la solution

On donne : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice5

Par dissolution du chlorure de sodium dans **400m³** d'eau pure, on obtient une solution aqueuse de concentration **0,1mol/l**.

1. Ecrire l'équation de dissociation de chlorure de sodium dans l'eau

2. Quels sont les ions minoritaires présents dans la solution

3. Calculer la masse de chlore dissocie dans la solution

4. Déterminer la concentration de la solution. En déduire la quantité de chlorure de sodium dans **100cm³** de la solution

On donne : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice6

On prépare une solution de soude de concentration massique **8g/l**.

1. Quels est l'ion minoritaire présent dans la solution préparée

2. Déterminer la masse de soude qu'on doit dissoudre pour avoir cette solution

3. Calculer la concentration de cette solution

4. Déterminer la quantité de soude dissociée dans **50 ml** de la solution. Déduire la quantité d'ion présent dans cette solution

On donne : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice7

On dissout **4,8g** de chlorure de sodium NaCl de masse molaire **M = 58,5 g/mol** dans de l'eau de manière à obtenir **250 mL** de solution S.

1. a. Quelle espèce chimique constitue le solvant ?

b. Quelle espèce chimique constitue le soluté ?

2. a. Calculer la concentration massique cm de cette solution.

b. Calculer la concentration molaire c de cette solution.

On donne : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice8

On souhaite préparer une solution de chlorure de potassium. La masse molaire du potassium vaut $M(\text{KCl}) = 39 \text{ g/mol}$, celle du chlore est de $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$.

1. Calculer la masse molaire du chlorure de potassium.

2. On introduit **0,745g** de chlorure de potassium dans une fiole jaugée de **100 mL**. On ajoute de l'eau jusqu'au trait de jauge. On bouche la fiole et on agite.

a) Calculer la concentration massique de cette solution en g/L.

b) Quelle quantité de matière représente **0,745g** de **KCl** ?

c) En déduire la concentration molaire de la solution préparée.

Exercice9

L'eau de Javel est une solution aqueuse contenant des ions Na^+ et des ions ClO^- . La masse molaire des ions ClO^- vaut **$M = 51,5 \text{ g/mol}$** . La concentration molaire de l'eau de Javel en ions ClO^- vaut **$c = 0,75 \text{ mol/L}$**

1. a-Quelle espèce chimique constitue le solvant ?

b-Quelles espèces chimiques constituent le soluté ?

2. a- Quelle quantité de matière d'ions ClO^- se trouve dans **500 mL** de solution ?

b-Calculer la masse d'ions ClO^- dans 1 L d'eau de Javel.

c-En déduire la concentration massique en ions ClO^- de l'eau de Javel

Exercice10

On désire obtenir **250ml** d'une solution d'eau salée à **0,1mol/l**. Pour cela on pèse une masse m de sel de NaCl.

1. Quelle quantité de matière n doit-on dissoudre dans **250 ml** ?

2. Calculer la valeur de cette masse m

3. Quelle est la concentration massique de la solution

On donne : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice11

On souhaite préparer une solution **A** d'acide sulfurique (H_2SO_4). Pour cela, on dissout **4,9g** de cette solution **A** dans **100mL** d'eau distillé.

1. Ecrire l'équation de dissociation de A dans l'eau

2. Déterminer la quantité de solution A dissoute

3. Calculer la concentration molaire de cette solution

4. Calculer la concentration massique de la solution

On donne : $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice12

La solubilité dans l'eau du chlorure de sodium NaCl (sel de cuisine) est de **360g** par litre à 20°C, au de la de cette masse introduite dans un litre, la solution est dite saturée. On dispose d'un volume **$V = 250 \text{ mL}$** de solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration molaire **$C = 6,60 \text{ mol/L}$** .

1. Qu'appelle-t-on solution saturée?

2. Déterminer la masse molaire du chlorure de sodium

3. Déterminer la quantité de matière n en chlorure de sodium dans la solution étudiée

4. Déterminer la masse en chlorure de sodium utilisée pour préparer cette solution

5. Déterminer la concentration massique en chlorure de sodium dans la solution

6. La solution est saturée? Justifier

On donne : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice13

On dissout **70g** de sulfate de sodium (Na_2SO_4) dans **200cm³** d'eau. Il se forme des ions sodium Na^+ et des ions sulfates SO_4^{2-} .

1. Ecrire l'équation de mise en solution.

2. Calculer la masse molaire moléculaire du sulfate de sodium.

3. Calculer la quantité de matière dissoute dans l'eau.

4. Calculer la concentration molaire des ions sodium.

5. Quel est le réactif d'identification des ions sulfates ; qu'observe-t-on ?

On donne : $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice14

Pour préparer une solution de chlorure de sodium, on dissout **0,1mol** de ce sel dans **250mL** d'eau.

1. Ecrire l'équation bilan d'ionisation du chlorure de sodium.

2. Calculer la masse de sel dissout dans la solution.

3. Calculer la concentration massique de la solution.

4. On ajoute **250mL** d'eau à cette solution.

Calculer la nouvelle concentration massique de la solution.

Exercice15

1. Calculer la concentration molaire d'une solution dont **0,5L** renferme **0,585g** de Chlorure de sodium. En déduire sa concentration molaire ionique.
2. Calculer la concentration massique d'une solution de chlorure de sodium telle que **500mL** de cette solution renferme **0,1mol** de ce sel. En déduire sa concentration molaire ionique.

On donne : $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice16

En dissolvant **4g** de pastilles de soude dans l'eau on obtient une solution aqueuse de concentration **10g/L**.

1. a- Pourquoi dit-on que cette solution est aqueuse ?
b- Ecrire l'équation de cette dissolution.
 2. a- Donner la quantité d'ions hydroxyde et celle d'ions sodium dans la solution obtenue.
b- Calculer le volume de cette solution
 3. Déterminer :
a- La concentration molaire de la solution
b- Les concentrations molaires en ions hydroxyde et en ions sodium.
- On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice17

1. On dissout **4,9g** d'acide phosphorique pur dans **50cm³** d'eau.
a) Calculer la concentration molaire de la solution.
b) Donner la concentration des ions présents dans la solution.
 2. On dissout 0,6mole d'acide carbonique (H_2CO_3) dans **3L** d'eau.
a) Calculer la concentration molaire d'acide carbonique.
b) Calculer la concentration massique de la solution.
- On donne : $M(\text{P}) = 31\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $M(\text{C}) = 12\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice18

On prépare une solution de sulfate de cuivre II, en dissolvant **16g** de cristaux de sulfate de cuivre II (CuSO_4) dans l'eau distillé. Le volume de la solution est **400ml**.

1. Quels sont les ions présents dans la solution ?
 2. Calculer la concentration molaire de cette solution.
 3. Déduire la concentration molaire des espèces ioniques présentes dans la solution.
- On donne : $M(\text{S}) = 32\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Cu}) = 64\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice19

On dissout **0,01 mol** de sulfate de calcium (CaSO_4) dans l'eau distillé et on obtient une solution aqueuse de volume **V = 200mL**, contenant les ions Ca^{2+} et 2SO_4^{2-} .

1. Donner le nom de chacun de ces ions.
2. Lequel de ces ions est un ion polyatomique ? Justifier la réponse.
3. Écrire l'équation-bilan de mise en solution du sulfate de calcium.
4. Calculer :
a. La masse molaire du sulfate de calcium
b. La masse du sulfate de calcium dissout
c. La concentration molaire de la solution
d. La concentration massique de la solution

On donne : $M(\text{S}) = 32\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Ca}) = 40\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice20

On dissout un volume **V = 1,12L** de chlorure d'hydrogène dans un volume **V = 0,5L** d'eau. On suppose qu'il n'y a pas de variation de volume pendant la dissolution

1. Écrire l'équation de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau
2. Quels sont les ions présents dans cette solution
3. Calculer :
a) La quantité de la solution de chlorure d'hydrogène dissoute.
b) La concentration molaire de la solution
c) La concentration des ions présents dans la solution.

On donne : $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

VII. pH et Solution acide base neutre

Exercice1

1. Définir le pH d'une solution.
2. Quel est l'ion responsable du caractère acide d'une solution? Du caractère basique d'une solution ?
3. Donner le pH d'une solution acide, d'une solution basique, d'une solution neutre.
4. Si on ajoute de l'eau pure à une solution acide, quelle est la valeur du pH de cette solution ?
5. Si on ajoute de l'eau pure à une solution basique, quelle est la valeur du pH de cette solution ?

Exercice2

Deux verres A et B contiennent le même volume d'eau. On verse dans chaque verre quelques gouttes d'une solution de soude. Dans A, le pH vaut 9, dans B le pH vaut 8. Dans quel verre a-t-on versé le plus grand nombre de gouttes.

Exercice3

Trois tubes à essais contiennent des solutions A, B et C. On verse dans chacune d'elles quelques gouttes de **B.B.T**.

La solution A prend la coloration verte, B la coloration bleue et C la coloration jaune.

1. Que signifie l'abréviation « **B.B.T** »
2. Déterminer la nature de chaque solution.
3. Préciser le pH de la solution A
4. Quels sont les ions responsables des caractères acide et basique.
5. Le pH de la solution C est 6. On y ajoute quelques gouttes d'acides sulfuriques concentrés. Son pH augmente-t-il ou diminue-t-il ? Pourquoi ?

Exercice4

Un élève a testé des solutions d'eau de mer, de vinaigre et de thé avec du papier indicateur pH. Elle obtient les résultats suivants :

Eau de mer : pH = 8 ; Vinaigre : pH = 3 ; Thé : pH = 5,5

1. L'une de ces solutions est basique. Laquelle et pourquoi ?
2. Parmi les solutions acides laquelle est la plus acide ? Justifie
3. Dans quelle(s) solution(s) les ions hydrogène sont-ils plus nombreux que les ions hydroxyde ?
4. Quelle est la formule des ions hydrogène ?

Exercice5

Les valeurs de pH de cinq solutions A, B, C, D et E sont données dans le tableau ci-dessous :

Nom de la solution	A	B	C	D	E
pH	10,5	2	7	12	3,4
Nature de la solution					

1. Compléter la nature de la solution dans le tableau.
2. a- Quelle est la solution la plus acide ?
b- Quelle est la solution la plus basique ?
3. En mélangeant A et B, comment appelle-t-on la réaction qui se produit ?

Exercice6

Pour obtenir une solution de soude, on fait dissoudre dans l'eau **4g** de pastilles de soude, et on complète le volume à **200cm³**.

1. Ecrire l'équation de dissolution de soude dans l'eau.
2. Quelle est la concentration massique ?
3. Quelle est la concentration molaire en ion HO^- de cette solution ?
4. On verse quelques gouttes de **BBT** dans la solution obtenue. Quelle est la teinte prise par la solution ?
5. Que peut-on dire du pH de cette solution ?
6. Que devient le pH de la solution ajoutée de l'eau ? de la soude ?

On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice7

Une éprouvette contient une solution aqueuse de soude de volume égal à **250cm³** et de concentration **0,4mol/L**.

1. a- Quel est le nom chimique du soluté utilisé ?
b- Entre quelles valeurs doit se situer le pH de cette solution ?
c- Quelle teinte doit prendre cette solution lorsqu'on y ajoute du BBT ?
d- Calculer la masse du soluté utilisé.
2. Maintenant on y verse de l'acide chlorhydrique jusqu'à ce que le BBT vire au vert.
a- Comment appelle-t-on la réaction qui a eu lieu ?
b- Ecrire l'équation- bilan de cette réaction.

Exercice8

1. Que signifie l'abréviation "pH" ?
2. Parmi les solutions figurant dans le tableau ci-dessous:
a) laquelle est la plus acide ? Justifie
b) laquelle est la plus basique ? Justifie
c)- laquelle est neutre ? Justifie

Solution testée	soda	eau de chaux	salive	vinaigre	eau de mer
pH mesuré	3	12	7	5,2	8,1

3. Quel est le nom et la formule des principaux ions présents dans chaque solution acide ?
4. Quel est le nom et la formule des principaux ions présents dans chaque solution basique

Exercice9

1. On verse un peu de vinaigre dans un verre. Le pH du vinaigre est égal à 5,2. On ajoute de l'eau.
a) Le pH de la solution dans le verre est-il maintenant supérieur ou inférieur à 5,2 ? Justifie.
b) Le nombre d'ions hydrogènes a-t-il diminué ou augmenté ?
c) La concentration en ions hydrogènes a-t-elle diminué ou augmenté ?
d) Le volume de la solution a-t-il diminué ou augmenté ?
e) La solution obtenue est-elle plus acide ou moins acide qu'au départ ?

2. On verse un peu d'eau de chaux dans un verre. Le pH de l'eau de chaux est de 12. On ajoute de l'eau.
a) Le pH de la solution dans le verre est-il supérieur ou inférieur à 12 ? Justifier.
b) Le nombre d'ions hydroxydes a-t-il diminué ou augmenté ?
c) La concentration en ions hydroxydes a-t-elle diminué ou augmenté ?
d) Le volume de la solution a-t-il diminué ou augmenté ?
e) La solution obtenue est-elle plus basique ou moins basique qu'au départ ?

Exercice10

1. Quel est l'ion responsable de l'acidité d'une solution aqueuse ?
2. Quel est l'ion responsable de la basicité d'une solution aqueuse ?
3. Une solution qui contient davantage d'ions hydrogène H^+ que d'ions hydroxyde OH^- est-elle acide ou basique ?
4. Une solution qui contient davantage d'ions hydroxyde OH^- que d'ions hydrogène H^+ est-elle acide ou basique ? Et pour une solution neutre ?

Exercice11

1. Dans un litre d'eau dont le pH est égal à 7, Baptiste ajoute **10 mL** d'une solution d'acide chlorhydrique dont le pH est égal à 2. Le pH de la solution diluée ainsi obtenue est-il :
a. Supérieur, égal ou inférieur à 2 ?
b. Supérieur, égal ou inférieur à 7 ?
2. Dans un litre d'eau dont le pH est égal à 7, Tatiana ajoute **10 mL** d'une solution de soude dont le pH est égal à 11. Le pH de la solution diluée est-il :
a. Supérieur, égal ou inférieur à 11 ?
b. Supérieur, égal ou inférieur à 7 ?

Exercice12

- Un élève prépare 3 solutions et les répartit dans des tubes à essais:
- Solution de chlorure de sodium dans le tube à essais n°1.
 - Solution de Soude dans le tube à essais n°2.
 - Solution d'acide chlorhydrique dans le tube à essais n°3.

- Il verse quelques gouttes de **B.B.T** dans chaque tube
 - Quelle couleur prend la solution dans le tube à essais n°1
 - Quelle couleur prend la solution dans le tube à essais n°2
 - Quelle couleur prend la solution dans le tube à essais n°3
- Que peut-on dire du pH de chaque solution
- Écrivez l'équation de dissolution de chacun de ces solutions

Exercice13

On dispose de deux solutions :

- S1 : solution d'acide sulfurique
- S2 : Solution d'Hydroxyde de potassium

On verse quelques gouttes de **BBT** dans chacune de ces solutions

- Donnez la teinte prise par le **BBT** dans chacune des solutions
- Que peut-on dire de la valeur de pH de la solution S₁ ?
- Écrivez l'équation d'ionisation de S₁ dans l'eau
- Que peut-on dire de la valeur de pH de la solution S₂ ?
- Écrivez l'équation d'ionisation de S₂ dans l'eau

Exercice14

On répartit dans des tubes à essais deux solutions :

- S₁ : Solution d'acide nitrique (HNO₃) dans le tube à essais n°1
- S₂ : Solution de Soude (NaOH) dans le tube à essais n°2.

- On verse quelques gouttes de **BBT** dans chacune de ces solutions
 - Donnez la teinte prise par le **BBT** dans chacune des solutions
 - Que peut-on dire de la valeur de pH de la solution dans le tube à essais n°1
 - Que peut-on dire de la valeur de pH de la solution dans le tube à essais n°2
- Écrivez l'équation d'ionisation de S₁ puis de S₂ dans l'eau
- La concentration massique de la solution S₂ est **4g/L**.
 - Quelle masse de soude pure doit-on dissoudre dans l'eau pour obtenir **500cm³** de cette solution
 - En déduire la concentration molaire de cette solution

Exercice15

On dispose de 6 tube à essais contenant différentes solutions. On verse quelques gouttes de **BBT** dans chacune de ces solutions.

1. Complétez le tableau :

Solutions dans le	teinte	Nature	Concentration en ions H ⁺
tube à essais n°1	Jaune		10 ⁻² mol/L
tube à essais n°2		Acide	10 ⁻¹ mol/L
tube à essais n°3	Verte		10 ⁻⁷ mol/L
tube à essais n°4	Bleu		10 ⁻¹⁰ mol/L
tube à essais n°5		Basique	10 ⁻¹² mol/L
tube à essais n°6	Jaune		10 ⁻⁴ mol/L

- Quelle est la solution qui contient le plus d'ions H⁺?
- Quelle est la solution qui contient le moins d'ions H⁺?
- Lorsque la concentration en ions H⁺ diminue, comment varie le pH?

Exercice16

On répartit dans des tubes à essais plusieurs solutions différentes.

Solutions	pH	Nature
vinaigre	1	
soude	12	
eau distillée	7	
citron	4	
Eau de javel	8	

- Compléter la nature de la solution dans le tableau.
- a- Quelle est la solution la plus acide ? justifie ?
b- Quelle est la solution la plus basique ? justifie ?
- On prélève un échantillon d'eau de javel. On ajoute de l'eau. Le pH de la solution est-il maintenant supérieur ou inférieur à 8? Justifie ?

Exercice17

1. Quatre solutions aqueuses A, B, C et D ont respectivement pour pH : 7 ; 12 ; 3 et 9.
 - a. Classer ces solutions par ordre d'acidité croissante.
 - b. Indiquer parmi ces solutions celle(s) qui est (ou sont) :
 - a) acide(s); b) basique(s) ; c) neutre(s).
2. Citer deux instruments de mesure du pH d'une solution.
3. Calculer la quantité de matière contenue dans 15g d'hydroxyde de sodium sachant que sa masse molaire est 40 g/mol.

VIII. Neutralisation Acide-base

Exercice1

On dispose d'une solution S_1 d'acide chlorhydrique et d'une solution S_2 d'hydroxyde de sodium de concentration molaire **0,1mol/L** et de Volume **20cm³**. On y verse progressivement la solution S_1 dans la solution S_2

1. Comment appelle-t-on la réaction qui se produit ?
2. Calculez le nombre de moles de H^+ nécessaire pour réaliser cette réaction.

Exercice2

On verse une solution d'acide chlorhydrique dans une solution de soude de masse **8g**. On y verse quelques gouttes de bleu de bromothymol (**BBT**) dans le mélange ainsi obtenue.

1. Quelle couleur prend le mélange?
2. Comment appelle-t-on la réaction chimique qui s'est produite ?
3. Écrivez l'équation-bilan ionique de cette réaction ainsi que l'équation ionique globale.
4. Calculez la masse de chlorure d'hydrogène dissoute la solution d'acide chlorhydrique utilisée

On donne : $M(Cl) = 35,5g \cdot mol^{-1}$ $M(Na) = 23g \cdot mol^{-1}$ $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$
 $M(O) = 16g \cdot mol^{-1}$

Exercice3

Pour préparer une solution S . On verse une solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,05mol/l$ et de volume V_a dans une fiole jaugée contenant une solution S_2 de soude de volume $V_b = 10ml$ et de concentration $C_b = 0,25mol/L$.

1. Comment s'appelle l'opération pour préparer la solution S ?
2. Quelles sont les produits obtenus lors de cette réaction
3. Calculer :
 - a) le nombre de mole d'ions Cl^- dissoute dans **100mL** de S_1
 - b) le nombre de mole d'ions Na^+ dissoute dans **50ml** de S_2
4. Calculer le volume V_a d'acide chlorhydrique (en ml) que l'on a versé pour neutraliser la solution soude
5. En déduire le nombre de mole de OH^- et H^+ présent dans la solution S
On donne : $M(Cl) = 35,5g \cdot mol^{-1}$ $M(Na) = 23g \cdot mol^{-1}$ $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$

Exercice4

On dispose de deux solutions :

- S_1 : solution d'acide sulfurique de concentration **0,2mol/L**
- S_2 : Solution d'Hydroxyde de potassium de concentration **0,1mol/L**

1. On verse quelques gouttes de **BBT** dans chacune de ces solutions
 - a) Donnez la teinte prise par le **BBT** dans chacune des solutions
 - b) Que peut-on dire de la valeur de pH de la solution S_1 ?
2. Écrivez l'équation d'ionisation de S_2 dans l'eau
3. On prélève **20cm³** de la solution S_2 . Pour neutraliser cette solution, on y verse progressivement la solution S_1 .
 - a) Quelles sont les produits obtenus lors de cette réaction
 - b) Ecrire l'équation bilan de cette réaction
 - c) Calculez le volume d'acide sulfurique (en ml) que l'on a versé pour neutraliser la solution d'hydroxyde de potassium
 - d) Calculez le nombre de moles de H^+ nécessaire pour réaliser cette neutralisation.

On donne : $M(K) = 39g \cdot mol^{-1}$ $M(S) = 32g \cdot mol^{-1}$ $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$

$M(O) = 16g \cdot mol^{-1}$

Exercice5

On prépare une solution S. Pour cela, on répartit dans des tubes à essais deux solutions :

- S_1 : Solution d'acide nitrique (HNO_3) dans le tube à essais n°1
 - S_2 : Solution de Soude (NaOH) dans le tube à essais n°2.
1. Écrivez l'équation d'ionisation de S_1 puis de S_2 dans l'eau
 2. La concentration massique de la solution S_2 est **4g/L**. Quelle masse de soude pure doit-on dissoudre dans l'eau pour obtenir **500cm³** de cette solution.
 3. On prélève **10mL** de la solution S_2 de concentration **0,1mol/L**. Pour neutraliser cette solution S_2 , on y verse progressivement la solution S_1 de concentration **0,5mol/L**.
- a) Écrire l'équation bilan ionique de cette réaction
 - b) Calculez le volume d'acide nitrique (en ml) que l'on a versé pour neutraliser la solution de S_2 .

On donne : $M(\text{N}) = 14\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice6

On pèse **2g** de soude dans le but de préparer **100ml** d'une solution aqueuse S_1 .

- 1-Écrire l'équation bilan de dissociation de la soude dans l'eau
 - 2-Calculer la quantité de soude utilisée
 - 3-Quelle est la concentration molaire C_1 de la solution
 - 4-Comment s'appelle l'opération réalisée pour préparer la solution S_1
 - 5-On prélève **5ml** de solution S_1 que l'on introduit dans une fiole jaugée puis on verse une solution d'acide chlorhydrique de concentration **0,25mol/l**. On obtient une solution S_2
- a) Quelles sont les produits obtenus lors de cette réaction
 - b) Comment s'appelle l'opération pour préparer la solution S_2
 - c) Calculer le nombre de mole de Na^+ dans **5ml** de S_1
 - d) Calculer le volume d'acide chlorhydrique (en ml) que l'on a versé pour neutraliser la solution soude
 - e) En déduire le nombre de mole de OH^- et H^+ présent dans la solution S_2

On donne : $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice7

Une éprouvette contient une solution aqueuse de soude de volume égal à **250cm³** et de concentration **0,4mol/L**.

1. a- Quel est le nom chimique du soluté utilisé ?
b- Entre quelles valeurs doit se situer le pH de cette solution ?
c- Quelle teinte doit prendre cette solution lorsqu'on y ajoute du **BBT** ?
d- Calculer la masse du soluté utilisé.
2. Maintenant on y verse de l'acide chlorhydrique jusqu'à ce que le **BBT** vire au vert.
a- Comment appelle-t-on la réaction qui a eu lieu ?
b- Écrire l'équation- bilan de cette réaction

On donne : $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice8

On dissout **250cm³** d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration **0,2mol/l**.

1. Quelle teinte prend cette solution avec le **B.B.T**
2. Déterminer le nombre de moles de chlorure d'hydrogène dissout dans cette solution
3. Pour neutraliser cette solution d'acide, on verse quelque quantité de soude de concentration **0, 4mol/l**. **Calculer** le volume de soude versé pour neutraliser cet acide

On donne : $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice9

1. On dispose de **0,5L** de solution aqueuse S_1 contenant **11,2g** d'hydroxyde de potassium.
a) Calculer la concentration massique de la solution S_1 .
b) Calculer la concentration molaire de la solution S_1 .
c) Écrire l'équation de dissolution de S_1 dans l'eau.

- d) Quelle est la concentration molaire en ions K^+ et en ion OH^- de la solution S_1 .
2. On y verse progressivement une solution aqueuse S_2 d'acide sulfurique de concentration **0,2mol/L** dans la solution S_1 . On obtient une solution S
- a) Quelle teinte prend la solution S obtenu avec le **B.B.T** ?
- b) De quelle réaction s'agit-il ?
- c) Ecrire l'équation bilan de cette réaction
- d) Calculer le volume d'acide chlorhydrique que l'on a versé dans la solution S_1 pour obtenir la solution S.

On donne : $M(K) = 39g \cdot mol^{-1}$ $M(O) = 16g \cdot mol^{-1}$ $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$

Exercice10

1. Calculer les concentrations molaires de tous les ions dans les solutions suivantes :
- a) une solution **A** d'hydroxyde de sodium à **0,01mol** dans **50cm³** d'eau.
- b) une solution **B** d'acide chlorhydrique obtenue en dissolvant **1,12L** de chlorure d'hydrogène dans **0,5L** d'eau.
2. On y verse la solution **B** dans la solution **A** jusqu'à ce que le **BBT** vire au vert.
- a) Comment s'appelle l'opération ainsi réalisé ?
- b) Ecrire la Réaction ionique fondamentale de cette réaction.

IX. Action acide sur les métaux

Exercice1

Dans un tube à essai contenant de la poudre de fer on verse quelques mL d'une solution d'acide chlorhydrique. Après quelque instant, on observe un dégagement gazeux suivi d'une petite explosion lorsqu'on l'enflamme.

1. Faire le schéma annoté de cette expérience
2. Que signifie ce dégagement gazeux
3. Ecrire l'équation bilan de cette réaction

Exercice2

On verse de l'acide chlorhydrique sur le fer, on observe un dégagement gazeux qui en contact avec une allumette brule vivement suivi d'une légère détonation.

1. Identifier ce gaz.

2. Ecrire l'équation bilan de cette réaction
3. On isole l'acide chlorhydrique puis on ajoute quelque goutte d'hydroxyde de sodium
- a) De quelle réaction s'agit-il ?
- b) Calculer le nombre de mole en ion OH^- pour neutraliser cet acide si au départ on a **100ml** de solution d'HCl de concentration **0,2mol/l**

Exercice3

On plonge de la paille de fer dans une solution d'acide chlorhydrique. La paille de fer disparaît peu à peu.

1. On observe le dégagement d'un gaz. De quel gaz s'agit-il ? Ecrire sa formule chimique.
2. Ecrire l'équation ionique simplifiée de cette réaction
3. On dispose de **2,24 g** de paille de fer.
- a) Calculer le nombre de moles de fer Correspondant
- b) Quel sera le volume de dihydrogène dégagé si la paille de fer disparaît totalement ?

On donne : $M(Fe) = 56g \cdot mol^{-1}$ $M(Cl) = 35,5 g \cdot mol^{-1}$ $V_m = 22,4L \cdot mol^{-1}$
 $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$

Exercice4

On verse une solution d'acide sulfurique dans un tube à essai contenant une poudre de zinc. On approche une allumette enflammée sur l'ouverture du tube à essai. Il se forme un dégagement gazeux (avec chaleur), ce gaz est inflammable et détonnant.

1. Faire le schéma annoté de cette expérience
2. Identifier ce gaz et donner sa formule chimique
3. Ecrire l'équation globale et ionique de cette réaction
4. Calculer le volume de dihydrogène dégagé si la masse de zinc attaqué est **6,5g**.
5. Calculer la masse de sel formé

On donne : $V_m = 22,4L \cdot mol^{-1}$ $M(Zn) = 65g \cdot mol^{-1}$ $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$

Exercice 5

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'aluminium.
2. Donner le nom de chacun des produits obtenus.
3. On utilise **0,27g** d'aluminium, calculer le nombre de moles d'acide nécessaire.
4. Calculer la masse du sel métallique obtenu.

On donne : $M(Al) = 27g \cdot mol^{-1}$ $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$

Exercice 6

On dispose de **0,1 mol** d'une solution d'acide sulfurique.

1. On verse cette solution dans un tube à essais contenant un morceau de zinc

a) Qu'observe-t-on ?

b) Écrire l'équation bilan ionique de cette réaction ?

2. Calculer :

a) Le volume de dihydrogène.

b) La masse de zinc attaqué

c) La masse de sel formé.

On donne : $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 7

Pierre fait réagir de l'acide chlorhydrique sur **1,4 g** de fer. Il recueille le gaz formé.

Lorsque le fer a disparu, le volume de gaz dégagé est **0,6 L**.

1. Écrire l'équation bilan ionique de cette réaction ?

2. Quelle est la masse de fer qui a réagi quand il se dégage **3 L** de dihydrogène ?

Exercice 8

Dans un bécher contenant une solution d'acide chlorhydrique, on verse une poudre de fer. Il se forme un gaz.

1. Identifier ce gaz et donner sa formule chimique

2. À la fin de l'expérience, le fer disparaît totalement, on mesure le pH de la solution : **pH = 1,65**

a) Quel est le réactif qui a totalement réagi

b) La solution finale obtenue est-elle acide, basique ou neutre ?

c) Calculer le volume de dihydrogène dégagé si la masse de fer attaqué est **1,2 g**.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 9

On dispose de 4 tubes à essais :

Tube à essais **A** contenant une paille de fer

Tube à essais **B** contenant un morceau de zinc

Tube à essais **C** contenant une feuille d'aluminium

Tube à essais **D** contenant une feuille en cuivre

1. On verse de l'acide chlorhydrique

Dans le tube A, B, C : On observe un dégagement gazeux.

Sur le tube D : il ne se passe rien

a) Expliquez pourquoi il ne se passe rien dans le tube D

b) Dans le tube A, B, C que signifie ce dégagement gazeux.

2. Écrivez l'équation bilan traduisant

a) cette réaction dans le tube A

b) cette réaction dans le tube B

c) cette réaction dans le tube C

Exercice 10

On fait réagir une solution d'acide chlorhydrique sur **22,4 g** de poudre de fer. On observe un dégagement gazeux.

1. Quel est le nom et la formule du gaz qui se dégage ?

2. Écrire l'équation bilan globale, puis simplifiée de cette réaction.

3. Calculer le volume du gaz dégagé

4. Calculer la masse du sel métallique obtenu.

On donne : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 11

On fait réagir de l'acide chlorhydrique sur un morceau de zinc dans un tube à essais.

1. Quels sont les 2 ions différents présents dans une solution d'acide chlorhydrique ?

2. Quel gaz se forme lors de cette transformation chimique ? Donner son nom et sa formule.

3. Quel est l'autre produit de cette transformation chimique ?

4. Écrire le bilan en toutes lettres de cette transformation chimique

5. Quelle est la masse de sel formé quand le volume du gaz dégagé est **11,2 L**

On donne : $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

X. Identification ions métalliques et ions chlorure

Exercice1

Un élève veut connaître la présence d'un ion métallique dans une solution X, pour cela il verse de la soude dans cette solution et observe la formation d'un précipité bleu.

1. Quel est le nom de l'ion mis en évidence ?
2. Quelle est sa formule ?

Exercice 2

1. On veut savoir si une solution aqueuse contient des ions métalliques.

Quel est le réactif chimique à utiliser ?

2. On verse quelques gouttes de ce réactif dans un tube à essais contenant une solution aqueuse de Chlorure de fer(II). Faire le schéma légendé de l'expérience à réaliser (avant et après).

Exercice 3

Le sulfate de fer se présente sous la forme d'une poudre verte. On dissout un peu de poudre dans de l'eau puis on prélève une partie de la solution et y ajoute quelques gouttes de soude (hydroxyde de sodium). On observe un précipité.

- a) Quelle est la formule du solide ionique sulfate de fer II ?
- b) Quelle est la couleur du précipité observé?
- c) Quelle est sa formule ?

Exercice4

Un élève prépare des solutions et les répartit dans des tubes à essais sur présentoir :

- Solution de chlorure de sodium dans le tube à essais n°1.
- Solution de chlorure de zinc dans le tube à essais n°2.
- Solution de chlorure cuivre dans le tube à essais n°3.
- Solution de chlorure de fer II dans le tube à essais n°4.

1-Puis il verse quelques gouttes de nitrate d'argent dans chaque tube.

2-Qu'est-ce que tous les tubes contiennent en commun ?

3-Qu'observe-t-on dans chacun des tubes avoir versé le nitrate d'argent ?

4-Quel est le rôle du nitrate d'argent ?

Exercice5

Un élève prépare des solutions et les répartit dans des tubes à essais sur présentoir :

- Solution de chlorure de cuivre dans le tube à essais n°1.
- Solution de sulfate de cuivre dans le tube à essais n°2.

Puis il verse quelques gouttes de soude dans chaque tube.

1-Qu'est-ce que tous les tubes contiennent en commun ?

2-Qu'observe-t-on dans chacun des tubes avoir versé la soude ?

3-Quel est le rôle de la soude ?

Exercice 6

Compléter

Formule chimique		Fe ²⁺		Cu ²⁺	Zn ²⁺		HO ⁻
Nom de l'ion	Ion Chlorure		Ion Fer(III)			Ion hydrogène	
Réactif à utiliser pour le détecter							

Exercice7

Dans un tube à essais on verse de la solution d'acide chlorhydrique sur des petits morceaux de fer (II). Il se produit un dégagement gazeux et la formation d'une solution de chlorure de fer (II).

1-Donner le nom du gaz formé ?

2-La solution de chlorure de fer (II) contient des ions chlorure et des ions fer (II).

- a. Quelle solution utilise-t-on pour mettre en évidence ces ions ?
- b. Quel sera la couleur du précipité dans chaque cas ?

Exercice8

Un élève veut connaître la présence d'un ion métallique dans une solution X, pour cela il verse de la soude de concentration **0,2mol/L** dans cette solution et observe la formation d'un précipité bleu.

- 1.Quel est le nom de l'ion mis en évidence
- 2.Quelle est sa formule ?
- 3.Ecrire l'équation ionique simplifiée de la réaction
- 4.Calculer la masse du précipité sachant qu'on a versé **40cm³** de soude

On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Cu}) = 64\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice9

Un tube à essai contient une solution de sulfate de cuivre II. On y verse quelques gouttes de soude et il se forme un précipité.

- 1.Quelle est la couleur du précipité formé ?
- 2.Ecrire l'équation bilan de cette réaction.
- 3.Calculer la masse du précipité sachant qu'on a versé **10cm³** de soude de concentration **0, 5mol/L**.

On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Cu}) = 64\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice10

On dispose de 3 solutions réparti dans des tubes à essais.

- tube à essais n°1 : solution de couleur bleue
- tube à essais n°2 : solution de couleur verte pâle
- tube à essais n°3 : solution de couleur marron

- 1.Identifier les ions responsables des teintes prise dans :
 - a) La solution du tube à essais n°1
 - b) La solution du tube à essais n°2
 - c) La solution du tube à essais n°3

2.On verse une solution de soude dans La solution du tube à essais n°3.il se forme un précipité rouillé d'hydroxyde de fer III et de chlorure de sodium

- a) Quel est le rôle de la soude ?
- b) Quels sont les ions contenus dans la solution du tube essais n°3 ?
- c) Ecrire l'équation globale et ionique de cette réaction

Exercice11

On ajoute quelques gouttes d'une solution Nitrate d'argent dans un tube à essais contenant une solution de chlorure de sodium. Il se forme un précipité blanc qui peu à peu noircit à la lumière.

- 1.Ecrire l'équation ionique simplifiée de la réaction
- 2.Identifier le nom de l'ion mis en évidence
- 3.Donner le nom et la formule de ce précipité formé
- 4.Faire le schéma annoté de cette expérience
- 5.La masse du précipité formé est **2,87g**. Calculer la masse de chlorure de sodium utilisé

On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Ag}) = 108\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 12

On verse une solution de soude dans un tube à essai contenant de sulfate de Zinc. Il se forme un précipité de masse **1,98g**.

- 1.Quel est le nom de ce précipité
- 2.Ecrire l'équation bilan de la réaction
- 3.Calculez :
 - a) La masse de soude versée dans le tube
 - b) La masse de sulfate de Zinc ayant réagit
 - c) La masse de sel obtenu

On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Zn}) = 65\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice13

On dispose d'une solution de sulfate de zinc

1. Quelles sont les ions majoritaires présents dans cette solution
2. On verse une solution de soude de concentration molaire **0,1 mol/l** dans cette solution, obtient **0,01 mol** de précipité d'hydroxyde de zinc
 - a) Calculer la masse du précipité obtenu
 - b) Quel est le volume de la solution de soude utilisé

On donne : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice14

1. Définir : PH d'une solution
2. Quelle est la couleur en solution aqueuse des ions suivants

Ion	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}
Couleur en solution			

3. Quel l'ion qui donne le caractère acide à une solution ?
4. Quel est l'ion qui donne le caractère basique à une solution ?

Exercice15

Le chlorure de cuivre(II) est un solide ionique. On obtient une solution en dissolvant ce solide dans de l'eau distillée.

1. Quels sont les ions présents dans cette solution ?
2. Quel protocole expérimental proposez-vous pour détecter leur présence ?

Exercice16

On dispose d'une solution inconnue de couleur rouille.

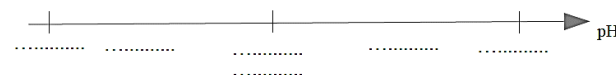
1. Quelle hypothèse peut-on faire grâce à sa couleur ?
2. On verse quelques gouttes de soude dans un premier échantillon et quelques gouttes de nitrate d'argent dans un deuxième échantillon.

On obtient respectivement un précipité rouille et un précipité blanc.

- a. Faire le schéma des expériences réalisées
- b. Quels sont les ions mis en évidence ?

Exercice17

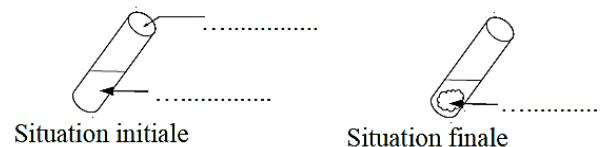
1. Quel est le réactif utilisé pour détecter la présence d'ions chlorure en solution ?
2. En ajoutant ce réactif, qu'obtient-on lorsqu'il y a des ions chlorures en solution ?
3. Quel est le réactif utilisé pour détecter la présence d'ions métallique en solution ?
4. En ajoutant ce réactif, qu'obtient-on
 - a. Lorsqu'il y a des ions Fer II en solution ?
 - b. Lorsqu'il y a des ions zinc en solution ?
5. Compléter l'échelle de pH ci-dessous avec les éléments suivants : 0, 7, 14, acide, basique, neutre



6. Quels sont les ions qui sont majoritaires lorsqu'une solution est acide ?
7. Lorsqu'on dilue une solution acide, comment évolue le pH ?

Exercice18

On veut montrer que l'eau de mer contient des ions chlorure ? On réalise l'expérience suivante :



1. Légendez le schéma ci-dessous
2. On dispose d'une solution ; on a réalisé une expérience qui nous a permis de montrer qu'elle contient des ions cuivre II
 - a. Donner la formule des ions cuivre II.
 - b. En vous inspirant de la question précédente, faire un schéma légendé décrivant l'expérience faite et le produit obtenu.

Exercice19

On fait réagir une solution d'hydroxyde de sodium sur une solution de sulfate de zinc.

1) Ecrire l'équation bilan

2) On a utilisé **20cm³** de solution basique de concentration **0,05mol/L**.

a) Calculer le nombre de moles de base utilisée.

b) En déduire le nombre de moles nécessaires de sulfate de zinc.

c) Calculer le nombre de moles de précipités obtenus.

On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Zn}) = 65\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice20

Un tube à essai contient une solution de sulfate de cuivre II. On y verse quelques gouttes de soude et il se forme un précipité.

1) Quelle est la couleur du précipité formé ?

2) Ecrire l'équation bilan de cette réaction.

3) Calculer la masse du précipité sachant qu'on a versé **20cm³** de soude de concentration **0,5mol/L**.

On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Cu}) = 64\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice21

Dans **100cm³** d'une solution de sulfate de fer II de concentration **C=0.2mol. L⁻¹**, on introduit une solution de soude. Il forme un précipité vert.

1. Quel est le nom de l'ion mis en évidence.

2. Ecrire l'équation ionique simplifiée de la réaction.

3. Calculer le nombre de moles de sulfate de fer utilisé.

3. Calculer la masse de fer qui a réagi.

4. Calculer la concentration de la solution en ion OH^- .

On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Fe}) = 56\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice22

Dans **100cm³** d'une solution de nitrate d'argent de concentration **C = 0.1 mol. L⁻¹**, on introduit une solution de chlorure de sodium.

1. Ecrire l'équation ionique de la réaction.

2. Calculer le nombre de moles de nitrate d'argent utilisé

3. Calculer la masse du précipité formé.

On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Ag}) = 108\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice23

Par ajout d'une solution d'hydroxyde de sodium dans des tubes à essais contenant les espèces chimiques du tableau ci-dessous, il se forme un précipité.

1. Donne la formule ionique de l'hydroxyde de sodium.

2. Quel est le nom plus couramment employé pour la solution d'hydroxyde de sodium ?

3. Donne la couleur du précipité.

Nature de l'ion	Fer III	Fer II	Cuivre II	Zinc
Couleur du Précipité				

4. Avec quel réactif caractérise-t-on les ions chlorure ?

Exercice24

On verse une solution de soude dans un tube à essai contenant une solution de sulfate de fer III. Il se forme un précipité rouille.

1. Quel est le nom de l'ion mis en évidence

2. Ecrire l'équation ionique simplifiée de la réaction.

3. La masse du précipité formé est **19,8g**. Calculer la masse de soude utilisé.

On donne : $M(\text{Na}) = 23\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{Zn}) = 65\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$