

Sommaire

Séquence 5

Des tests de reconnaissance de quelques ions

- Séance 1** Quels liquides utilisons-nous dans la vie quotidienne ?
- 1- Une expérience avec les ions cuivre (II)
 - 2- D'autres tests de reconnaissance des ions
- Séance 2** Quels ions un liquide anti-mousse pour le jardin contient-il ?
- 1- Utilisons le matériel approprié pour faire des expériences de chimie
 - 2- Tests sur le liquide anti-mousse
 - 3- Les solutions d'hydroxyde de sodium
- Séance 3** La réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique produit-elle des ions ?
Première partie
- 1- Les ions présents dans les réactifs
 - 2- La réaction entre l'acide chlorhydrique et le fer
- Séance 4** La réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique produit-elle des ions ?
Deuxième partie
- 1- Analyse du gaz produit par la réaction entre l'acide chlorhydrique et le fer
 - 2- Analyse des espèces chimiques présentes dans le liquide à la fin de la réaction entre l'acide chlorhydrique et le fer

Séance 1

Quels liquides utilisons-nous dans la vie quotidienne ?

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Je sais déjà

Dans la séquence 4 tu as vu ce que l'on appelle une « **solution aqueuse** » : c'est de l'eau (*aqua* en latin) qui contient des substances dissoutes.

Tu sais que si la substance dissoute est constituée d'**ions**, alors la solution est appelée « **solution aqueuse ionique** ». Une telle solution est conductrice du courant électrique.

Tu as appris également la définition d'un ion :

Un **ion** c'est un atome, ou une molécule, qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons, et qui par conséquent n'est plus électriquement neutre.

Tu as vu que l'ion chlorure, par exemple, est un atome de chlore qui a gagné un électron supplémentaire. Sa charge électrique est donc négative, c'est pourquoi l'on note sa formule Cl^- . Autre exemple, l'ion sodium a pour formule Na^+ : c'est un atome de sodium qui a perdu un électron. Quant à l'ion cuivre II, sa formule est Cu^{2+} car il a perdu 2 électrons.

Tu as vu également qu'une **solution aqueuse de sulfate de cuivre** contient, ce qui est logique vu son nom :

- des molécules d'eau (de formule H_2O),
- des ions cuivre (II) (de formule Cu^{2+})
- et des ions sulfate (de formule SO_4^{2-}).

Cette solution est de couleur bleu azur, à cause des ions Cu^{2+} .

En 4e, tu as aussi appris ce qu'est une **transformation chimique**, où des **réactifs** réagissent ensemble pour « donner naissance » à de nouveaux corps chimiques : les **produits**.

Ce que je vais apprendre dans cette séance

Comment savoir si des ions, et quels ions, sont présents dans une solution inconnue ?

Dans cette séance, tu vas apprendre des **tests** qui permettent de **reconnaître la présence** de tel ou tel ion.

B Je découvre

Activité expérimentale

Une expérience avec les ions cuivre II

L'expérience

On verse une dizaine de gouttes de solution d'hydroxyde de sodium dans une solution de sulfate de cuivre.

Aussitôt, une substance solide, d'aspect gélatineux, de couleur bleu azur intense, se forme en suspension dans la solution : on dit qu'il s'est formé un précipité (figure f51.1).

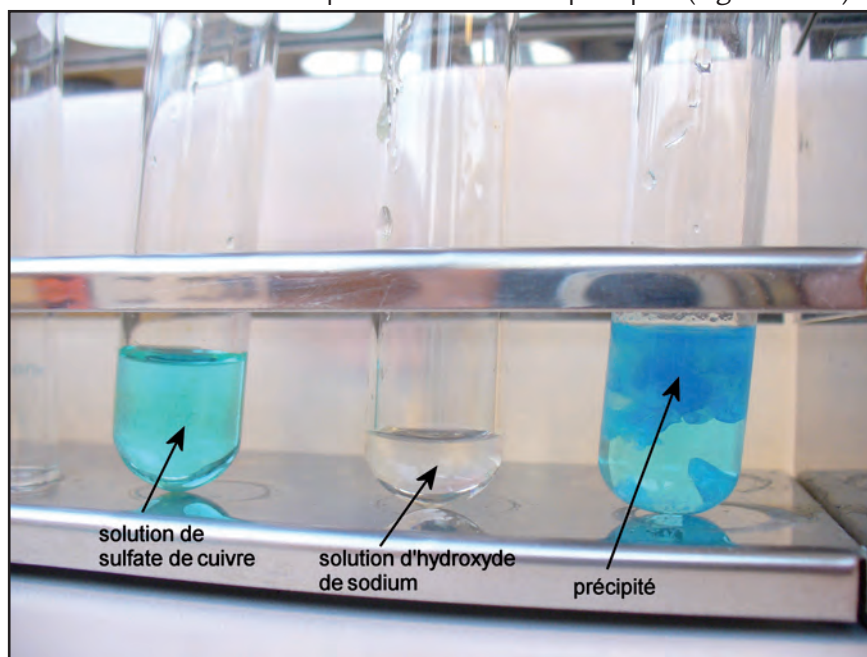


Fig. f51.1
La formation d'un précipité

Conclusion de l'expérience

Si, dans une solution inconnue S, on verse un peu de solution d'hydroxyde de sodium, et qu'il se forme alors un précipité bleu azur, c'est que la solution S contient des ions cuivre (II) de formule Cu^{2+} .

Cette expérience constitue un « **test de reconnaissance** » de la présence d'ions cuivre (II) dans une solution. Le test est alors **positif**.

On dit que « la solution d'hydroxyde de sodium est un **réactif** des ions cuivre (II) », ce qui veut dire qu'il se produit une **transformation chimique** (ou réaction chimique) entre cette solution et ces ions.

Il s'est formé un **précipité** : un précipité est par définition une substance **solide** qui se forme, quasi instantanément, par transformation chimique entre deux **liquides**.

Le précipité qui se produit entre les ions cuivre (II) et la solution d'hydroxyde de sodium est de couleur **bleu azur intense**.

Exercice 1

On prend une cartouche d'encre bleue. On laisse tomber une goutte de cette encre dans un bécher d'eau distillée. Après avoir bien mélangé, on obtient une solution de couleur bleu azur. On ajoute alors quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium : il ne se passe rien. Qu'en déduis-tu ?

.....

.....

Exercice 2

Lorsque le précipité bleu azur se forme par réaction entre les ions cuivre (II) et la solution d'hydroxyde de sodium, on observe que la solution de sulfate de cuivre dans laquelle flotte le précipité est un peu plus claire qu'au début (avant d'avoir ajouté la solution d'hydroxyde de sodium), surtout si on a versé beaucoup de solution d'hydroxyde de sodium. Propose une explication.

.....

.....

.....



Activité expérimentale

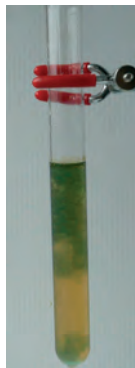
D'autres tests de reconnaissance des ions

Le tableau ci-dessous donne le réactif correspondant à chacun de ces ions : chlorure, fer (II), fer (III), ainsi que la réaction observée (couleur du précipité).

nom de l'ion	formule de l'ion	réactif associé à la recherche de l'ion	réaction observée
chlorure	Cl^-	solution de nitrate d'argent	précipité blanc f51.1a
fer (II)	Fe^{2+}	solution d'hydroxyde de sodium	précipité verdâtre f51.1b
fer (III)	Fe^{3+}	solution d'hydroxyde de sodium	précipité marron rouille f51.1c



f51.1a
Précipité de chlorure d'argent



f51.1b
Précipité de chlorure de fer (II)



f51.1c
Précipité de chlorure de fer (III)

Exercice 3

En recherchant ci-dessus, réponds à ces questions :

1- Quel est le nom du précipité produit par la réaction entre les ions chlorure et la solution de nitrate d'argent ?

2- On expose le tube et son contenu (de la figure f51.1a) quelques minutes à la lumière du jour.



La figure f51.1d montre le résultat.

Que se passe-t-il lorsqu'on expose ce précipité quelques minutes à la lumière ?

On expose le tube et son contenu quelques minutes à la lumière du jour.

Je retiens

- Un **test positif de reconnaissance** d'ion est une **transformation chimique** (ou réaction chimique) entre un réactif et l'ion recherché (si le test est positif).
- Un **précipité** est une **substance solide** qui se forme par transformation chimique entre deux liquides.
- Pour tester la présence d'un ion, il faut connaître (pour l'ion recherché) :
 - le **réactif** associé (nitrate d'argent ou hydroxyde de sodium),
 - la **couleur du précipité** (bleu azur, vert, marron rouille, blanc qui noircit à la lumière)
- Le tableau récapitulatif des tests de reconnaissance.

nom de l'ion	formule de l'ion	réactif associé à la recherche de l'ion	réaction observée
cuiivre (II)	Cu^{2+}	solution d'hydroxyde de sodium	Précipité bleu azur
chlorure	Cl^-	solution de nitrate d'argent	précipité blanc qui noircit à la lumière
fer (II)	Fe^{2+}	solution d'hydroxyde de sodium	précipité verdâtre
fer (III)	Fe^{3+}	solution d'hydroxyde de sodium	précipité marron rouille

Je vérifie mes connaissances

Exercice 4

Coche la case correspondant à la bonne réponse puis vérifie la correction. Essaie de faire les questions 1 à 7 sans regarder le cours. Tu peux regarder le cours pour les questions 8 à 14.

	Oui	Non
1- Peut-on dire qu'un ion, c'est un atome, ou une molécule, qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons, et qui par conséquent est électriquement neutre ?	☐	☐
2- L'ion cuivre (II), de formule Cu^{2+} , est-ce que c'est un atome de cuivre qui a perdu 2 électrons ?	☐	☐
3- Une solution aqueuse de sulfate de cuivre contient-elle des molécules d'eau ?	☐	☐
4- Une transformation physique, est-ce que ce sont des réactifs qui réagissent ensemble pour « donner naissance » à de nouveaux corps chimiques : les produits ?	☐	☐
5- Un test positif de reconnaissance d'ion est-il une transformation chimique ?	☐	☐
6- Un test négatif de reconnaissance d'ion est-il une transformation physique ?	☐	☐
7- Un précipité est-il une substance solide qui se forme, par transformation chimique entre deux liquides ?	☐	☐
8- Le réactif associé à la recherche de l'ion cuivre (II) est-il le nitrate d'argent ?	☐	☐
9- Le réactif associé à la recherche des ions fer (II) et fer (III), est-il l'hydroxyde de sodium ?	☐	☐
10- Un précipité blanc qui noircit à la lumière permet-il d'identifier la présence des ions chlorure ?	☐	☐
11- Un précipité verdâtre permet-il d'identifier la présence des ions fer (III) ?	☐	☐
12- Un précipité marron rouille permet-il d'identifier la présence des ions fer (II) ?	☐	☐
13- Pour tester la présence d'ions cuivre (II) dans une solution inconnue, faut-il utiliser comme réactif une solution d'hydroxyde de sodium ?	☐	☐
14- Si je suspecte la présence des ions chlorure dans une solution inconnue, est-ce que je dois utiliser une solution de nitrate d'argent comme réactif ?	☐	☐

Séance 2

Quels ions un liquide anti-mousse pour le jardin contient-il ?

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Dans la séquence 4, séance 5, tu as appris comment le papier indicateur de pH permet de détecter la présence, dans une solution, d'ions hydrogène ou d'ions hydroxyde.

Dans la séquence 5, séance 1, tu as appris comment détecter la présence, dans une solution, des ions cuivre (II), chlorure, fer (II) et fer (III).

Dans cette séance, tu vas exploiter ces connaissances pour déterminer quels ions sont présents dans un liquide anti-mousse pour le jardin.

B Je découvre



Activité expérimentale

Utilisons le matériel approprié pour faire des expériences de chimie

Nous avons acheté à la jardinerie un bidon de liquide anti-mousse pour le jardin. Sur l'étiquette on peut voir un pictogramme de danger : Xn (nocif), ainsi qu'une phrase de risque (R22 : nocif en cas d'ingestion) et deux phrases de sécurité (S24 : éviter le contact avec la peau – S25 : éviter le contact avec les yeux).

En revanche, la partie de l'étiquette indiquant la composition chimique de ce liquide anti-mousse est illisible. Nous voulons savoir s'il contient un ou plusieurs des ions que nous avons appris à détecter : hydrogène, hydroxyde, cuivre (II), chlorure, fer (II) et fer (III).

Il nous faut donc prélever un peu de liquide anti-mousse dans le bidon pour pouvoir effectuer les tests que nous connaissons :

- 1- le test au papier indicateur de pH,
- 2- le test à la solution d'hydroxyde de sodium,
- 3- le test à la solution de nitrate d'argent.

Pour cela il faut manipuler convenablement, c'est-à-dire utiliser **le bon matériel** et faire **les bons gestes**.

Exercice 5

Réponds par oui ou non à chacune des questions suivantes.

- 1- Pour manipuler ce liquide en sécurité, quelles précautions dois-je prendre ?
 - est-ce que je mets des lunettes de sécurité ?
 - est-ce que je mets des gants ?
 - est-ce que je porte des vêtements couvrants ?
 - est-ce que je travaille dans une pièce où aucun aliment n'est présent ?
- 2- J'ai choisi de transvaser un peu de liquide du bidon (il est gros : 5 litres) dans un bécher.
Pour cela :
 - est-ce que je décide de verser doucement dans le bécher, un peu du liquide contenu dans le bidon ?
 - est-ce que je décide d'aspirer un peu de liquide du bidon avec une seringue, et de vider ensuite la seringue dans le bécher ?
 - est-ce que je décide d'aspirer un peu de liquide du bidon avec une pipette munie d'une poire (figure f52.1), et de vider ensuite la pipette dans le bécher ?
- 3- Maintenant que le liquide est dans le bécher, je dois en verser une partie dans 2 tubes à essai, en vue d'effectuer les tests avec les réactifs. Pour cela :
 - est-ce que je décide de mettre très peu de liquide dans les tubes à essai (environ 1 cm de hauteur) ?
 - est-ce que je décide de mettre beaucoup de liquide dans les tubes à essai (environ les deux tiers) ?
- 4- Les tests sont maintenant terminés,
 - a) est-ce que je décide de verser le contenu du bécher dans le bidon ?
 - b) est-ce que je décide de verser le contenu des tubes à essai dans l'évier de la cuisine et de rincer à grande eau ?
 - c) est-ce que je décide de récupérer le contenu des tubes à essai dans un bidon prévu à cet effet et le porter à la déchèterie ?

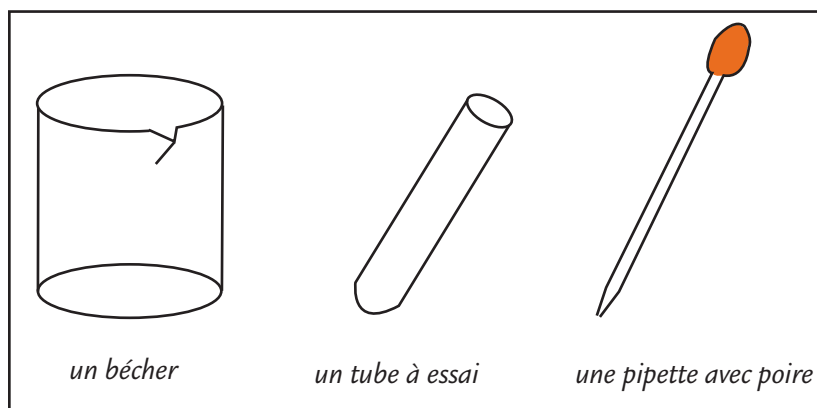


Fig. f52.1
Trois instruments de chimie



Activité expérimentale

Tests sur le liquide anti-mousse

Les tests

Test n° 1 : On dépose une goutte de liquide anti-mousse sur le papier indicateur de pH : on obtient la valeur $\text{pH} = 7$.

Test n° 2 : On verse quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium dans un tube à essai contenant du liquide anti-mousse. Un précipité vert se forme.

Test n° 3 : On verse quelques gouttes de solution de nitrate d'argent dans un tube à essai contenant du liquide anti-mousse. Rien ne se passe.

Exercice 6

Exploite les résultats des trois tests décrits ci-dessus pour dire quels ions le liquide anti-mousse contient, et quels ions il ne contient pas (justifie tes réponses).

.....

.....

.....

.....

.....



Étude de document

Les solutions d'hydroxyde de sodium

Pour tester la présence d'ions dans le liquide anti-mousse, on a utilisé comme réactif, entre autres, une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

Le texte qui suit décrit certaines propriétés de ce liquide.

Exercice 7

Lis attentivement le texte ci-dessous, puis fais l'exercice.

Pour préparer une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, il suffit de dissoudre des cristaux d'hydroxyde de sodium dans de l'eau. Suivant la quantité de solide dissoute, la solution sera, évidemment, plus ou moins concentrée.

L'hydroxyde de sodium est une substance solide, de couleur blanche, très corrosive. Elle est faite d'ions hydroxyde de formule chimique HO^- , et d'ions sodium de formule chimique Na^+ .

Le nom courant de l'hydroxyde de sodium est « la soude » ou « la soude caustique », mais ce nom peut prêter à confusion car autrefois la soude désignait le carbonate de sodium, et non l'hydroxyde de sodium.

Les solutions d'hydroxyde de sodium sont très utilisées dans l'industrie. Par exemple dans la fabrication de la pâte à papier : elles peuvent, en effet, dissoudre la lignine du bois, ce qui permet d'isoler les fibres de cellulose qui serviront à faire le papier. Elles servent aussi à la fabrication du savon : pour cela, il suffit de les faire réagir avec certains corps gras.

Les déboucheurs d'éviers et de lavabo sont le plus souvent des solutions d'hydroxyde de sodium : on utilise en effet leur caractère corrosif, qui leur permet de dissoudre les matières organiques, tels les cheveux qui bouchent souvent l'écoulement.

Questions :

1- Rappelle le sens du mot « corrosif ».

.....

.....

2- Selon toi, une solution d'hydroxyde de sodium est-elle acide, neutre ou basique ? Justifie ta réponse.

.....

.....

3- Le texte parle de la « lignine du bois ». Cherche dans un dictionnaire la définition de ce mot.

.....

.....

Séance 3

La réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique produit-elle des ions ?

Première partie

Observons la réaction entre l'acide chlorhydrique et le fer

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Dans cette séance, nous allons faire réagir de l'acide chlorhydrique et du fer. Ce dernier est en poudre (figure f53.1) : nous verrons l'intérêt d'utiliser du fer en poudre, et non en morceau.



Fig. f53.1

Les réactifs : le fer, et l'acide chlorhydrique

Dans cette séance, nous examinerons quels sont les ions présents dans les deux **réactifs**. Puis nous observerons la réaction elle-même.

Dans la prochaine séance, nous examinerons quels sont les ions présents dans les **produits** de la réaction.

Je sais déjà

Le fer : nous avons vu dans la séquence 3 que **le fer est un métal**. Comme tous les métaux, à l'état solide, il est constitué d'un empilement régulier d'atomes (fig. f53.2), tous identiques entre eux si le fer est parfaitement pur. Chacun de ces atomes, fort logiquement appelé « atome de fer », est désigné par la **formule chimique Fe**.

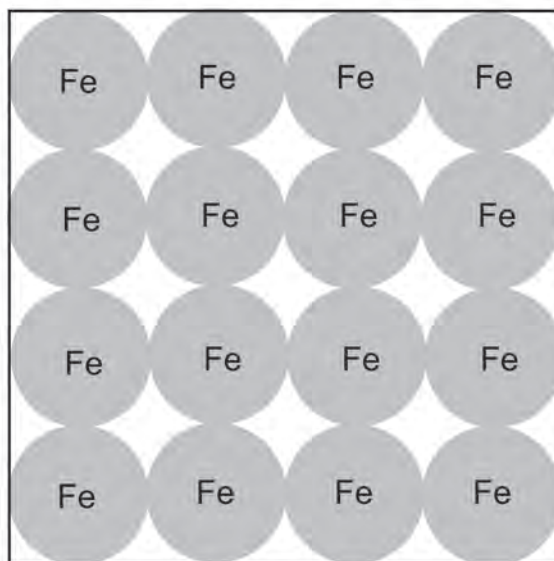


Fig. f53.2

L'empilement régulier d'atomes de fer à l'état solide

L'acide chlorhydrique : tu as vu dans la séquence 4 que l'acidité d'un liquide est due à la présence dans ce liquide d'**ions hydrogène H^+** ; l'acide chlorhydrique, comme tous les acides, contient donc des ions hydrogène H^+ .

Nous avons vu dans les séances 1 et 2 de cette séquence que la présence d'ions dans un liquide peut être détectée en effectuant des « **tests** ». Chaque test consiste à rajouter à ce liquide une solution bien précise, et à observer s'il se forme ou non un « précipité ».

B Je découvre



Activité expérimentale

Les ions présents dans les réactifs

Il y a deux réactifs : le fer et l'acide chlorhydrique. Le fer est constitué d'atomes, et non pas d'ions. Il reste donc à examiner les ions présents dans l'acide chlorhydrique :

Test n°1

Dans un tube à essai, nous versons un peu d'acide chlorhydrique, qui va servir tout à l'heure pour la réaction avec le fer (figure f53.3). Puis, avec une pipette, nous en prélevons une goutte, que nous déposons sur du « papier indicateur de pH » (voir séquence 4 séance 5).

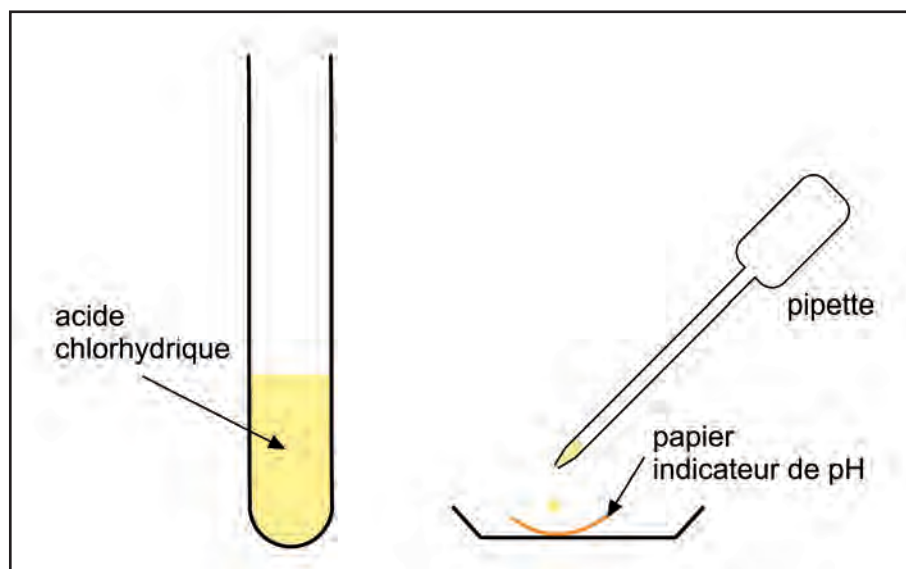


Fig. f53.3
Mesure du pH de l'acide chlorhydrique.

Le papier indicateur donne la valeur $\text{pH} = 0$: cet acide est donc fortement **concentré**. Autrement dit il contient des ions hydrogène H^+ en grande quantité.

Exercice 8

Lis le texte ci-dessous puis réponds aux questions :

L'acide chlorhydrique

L'acide chlorhydrique existe dans la nature. On le trouve par exemple dans les fumerolles des volcans. On le trouve également dans le suc gastrique dans les estomacs des êtres humains et des animaux, ainsi que dans la sève de certaines plantes, comme la guède (utilisée autrefois par les teinturiers pour produire un colorant bleu).

On pense que l'acide chlorhydrique a été fabriqué pour la première fois au IX^e siècle par le chimiste arabe Geber : il mélangeait du sel de mer avec du « vitriol », c'est-à-dire de l'acide sulfurique, et mettait le tout à bouillir. Il se forme ainsi des vapeurs d'acide chlorhydrique. Cette méthode de fabrication explique pourquoi les chimistes du Moyen-Âge appelaient l'acide chlorhydrique « esprit de sel » (le mot « esprit » signifiant liquide volatil).

Le premier chimiste à faire correctement la distinction entre les acides et les bases fut l'Anglais Boyle, au XVII^e siècle, grâce au sirop de violette : celui-ci, en effet, prend une couleur différente selon qu'il est au contact d'un acide ou d'une base. On peut dire que c'est l'ancêtre du papier indicateur de pH.

La définition actuelle des acides (liquides qui contiennent des ions hydrogène H^+) a été proposée pour la première fois en 1887 par le chimiste suédois Arrhenius. Quant à l'échelle des pH, elle a été définie en 1909 par le chimiste danois Sorensen.

Questions (réponses dans le texte) :

1- Quel est l'ancien nom de l'acide chlorhydrique ?

.....

2- Avec quels réactifs peut-on fabriquer de l'acide chlorhydrique ?

.....

3- Quel est l'ancêtre du papier indicateur de pH ? Pourquoi ?

.....

Test n° 2

L'expression « acide chlorhydrique » fait penser à « chlore » ou à « chlorure ». D'où l'idée d'effectuer le test de présence des ions chlorure. Tu as appris ce test à la séquence 5, séance 1 : il consiste à rajouter de la solution de nitrate d'argent, et à observer s'il se forme ou non un précipité blanc. On met donc un peu d'acide chlorhydrique dans un tube à essai, et on verse de la solution de nitrate d'argent (figure f53.4) :

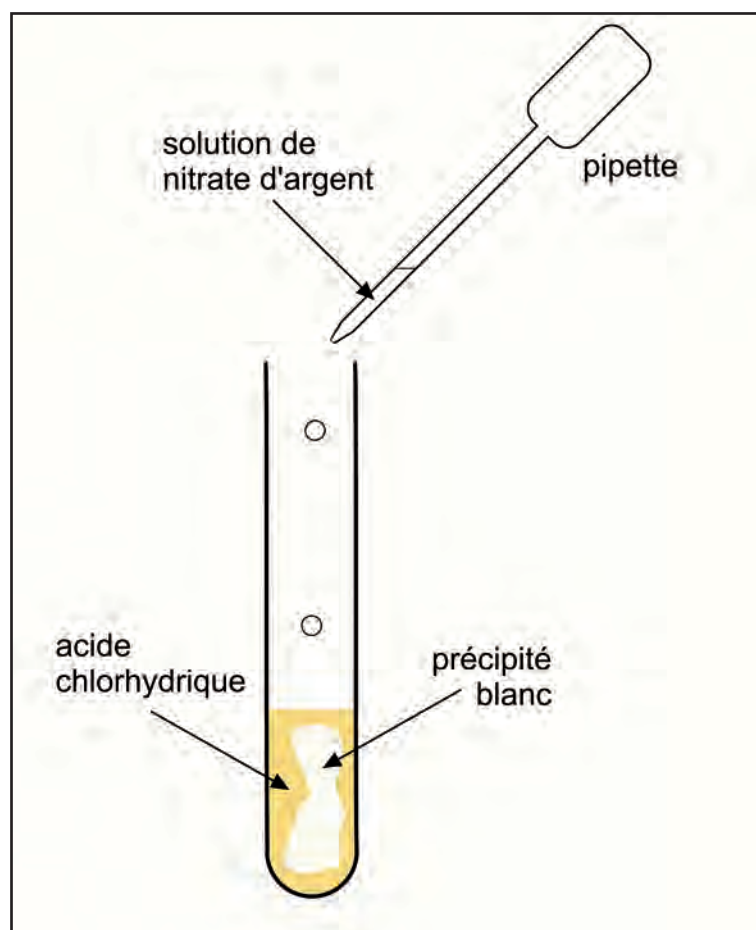


Fig. f53.4

Test des ions chlorure

Il se forme un précipité de couleur blanche. Le test est positif, et prouve que **l'acide chlorhydrique contient des ions chlorure, de formule chimique Cl^-** .

Conclusion : composition de l'acide chlorhydrique

Nos tests ont permis de montrer que l'acide chlorhydrique contient des ions hydrogène (de formule H^+), et des ions chlorure (de formule Cl^-).

Remarque :

Des tests complets réalisés par les chimistes ont montré que l'acide chlorhydrique contient, au total, seulement ces trois espèces chimiques :

- 1- des molécules d'eau, de formule H_2O ,
- 2- des ions hydrogène, de formule H^+ ,
- 3- des ions chlorure, de formule Cl^- .



Activité expérimentale

La réaction entre l'acide chlorhydrique et le fer

Pour cette expérience, nous utilisons de la poudre de fer, que nous versons avec une spatule dans le tube à essai contenant l'acide (figure fig. f53.5). Les minuscules grains de fer tombent « en pluie » dans l'acide et ainsi entrent bien en contact avec lui (si on avait pris un morceau de fer compact, un clou par exemple, la surface de contact aurait été beaucoup plus réduite : il vaut donc mieux utiliser du fer en poudre).

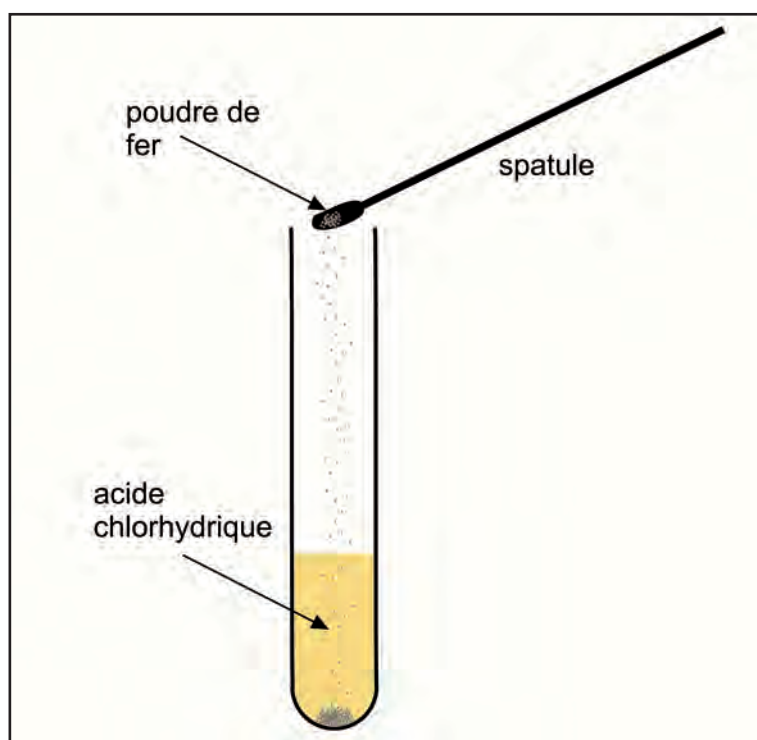
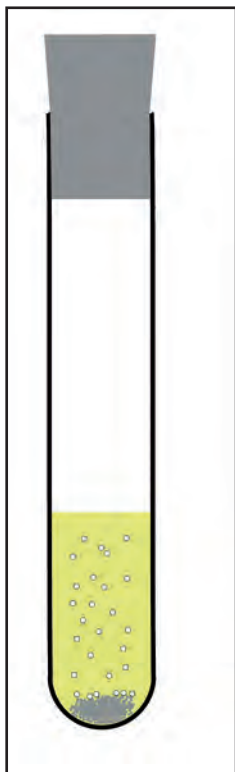


Fig. f53.5

La poudre de fer tombe dans l'acide chlorhydrique

Observations :

Presque aussitôt, il se produit une « effervescence » : de très nombreuses petites bulles se forment et remontent vers la surface du liquide (figure f53.6). En observant à la loupe, on peut voir que ces bulles prennent naissance sur les petits grains de fer, précisément au contact entre les grains de fer et l'acide chlorhydrique. Nous plaçons un bouchon sur le tube à essai, en vue d'emprisonner le gaz qui se forme ainsi (figure f53.6) :



L'effervescence dure ainsi de nombreuses minutes, puis s'atténue et cesse.

De plus, on observe que, progressivement, le liquide prend une légère coloration jaune-vert.

Conclusion :

La réaction entre l'acide chlorhydrique et le fer provoque deux phénomènes visibles :

- 1- une effervescence (donc la production d'un gaz)
- 2- un léger changement de couleur du liquide (jaune-vert).

Nous analyserons et expliquerons ces phénomènes dans la séance suivante.

fig. f53.6

L'effervescence produite par la réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique

Exercice 9

- 1- Soit un cube de fer de 1 cm d'arête. Son **volume** vaut donc : $1\text{ cm} \times 1\text{ cm} \times 1\text{ cm} = 1\text{ cm}^3$.

On le plonge dans l'acide chlorhydrique. Calcule la **surface** de fer au contact de l'acide.

.....

.....

- 2- On coupe maintenant le cube en deux parties égales (chaque demi-cube a donc un volume de $0,5\text{ cm}^3$ et le **volume** total de fer est inchangé puisque $0,5 + 0,5 = 1$).

On plonge ces deux demi-cubes dans l'acide chlorhydrique.

Calcule la **surface** de fer au contact de l'acide (on suppose que les deux demi-cubes ne se touchent pas).

.....

.....

- 3- Tire une conclusion de cet exercice.

.....

.....

Séance 4

La réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique produit-elle des ions ?

Deuxième partie

Analysons les espèces chimiques qui se sont formées

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Nous avons vu dans la séquence précédente que la réaction entre l'acide chlorhydrique et le fer a produit deux phénomènes visibles : d'une part une effervescence, d'autre part un léger changement de couleur du liquide (jaune-vert).

Nous allons maintenant déterminer la nature du gaz produit par la réaction. Puis nous verrons pourquoi la couleur du liquide a changé, et pour cela nous déterminerons quelles sont les espèces chimiques présentes dans ce liquide.

B Je découvre



Activité expérimentale

Analyse du gaz produit par la réaction entre l'acide chlorhydrique et le fer

Nous connaissons déjà deux tests pour identifier un gaz.

Le premier est le « test à l'eau de chaux » : si elle se trouble, le gaz est du dioxyde de carbone, de formule CO_2 . Le second est le « test de la bûchette incandescente » : si elle se rallume, le gaz est du dioxygène, de formule O_2 .

En faisant ces tests sur le gaz produit par la réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique, on constate qu'ils sont tous les deux négatifs. Ce gaz n'est donc ni du dioxyde de carbone, ni du dioxygène.

Nous allons donc faire un troisième test, appelé « test à la flamme ».

Pour cela, il suffit d'enlever le bouchon qui emprisonnait le gaz et de présenter aussitôt une flamme (figure f54.1) :

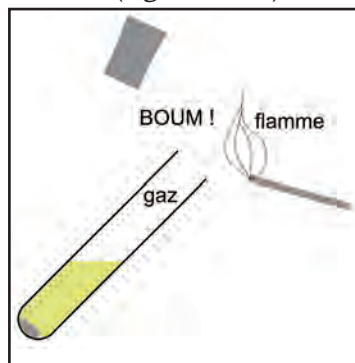


Fig. f54.1
Le test à la flamme

Il se produit une **petite explosion**.

Le gaz qui détone¹ ainsi au contact de la flamme s'appelle le dihydrogène, sa formule chimique est H_2 .

1. Contrairement au nom tonnerre, le verbe détoner ne prend qu'un seul « n ».

Remarques :

- 1- Le dihydrogène n'est pas le seul gaz qui explose ainsi à la flamme ; il y a aussi le méthane, le butane ou le propane, par exemple (ce sont les gaz que l'on brûle dans les gazinières) ; nous admettrons que, dans cette expérience, il s'agit bien de dihydrogène.
- 2- Autrefois les ballons dirigeables étaient gonflés au dihydrogène, car ce gaz est plus léger que l'air. Malheureusement il est aussi très explosif, comme tu viens de le voir. Ce gaz a produit de nombreuses catastrophes. Fais une recherche Internet sur la catastrophe de l'Hindenburg, ballon dirigeable qui transportait ce jour-là 98 personnes, il y eut 62 rescapés).

**Activité expérimentale****Analyse des espèces chimiques présentes dans le liquide à la fin de la réaction entre l'acide chlorhydrique et le fer****Les tests****• Test n° 1**

On prélève un peu de liquide, et on y rajoute de la solution de nitrate d'argent. Le test est positif.

• Test n°2

On prélève une goutte de liquide et on mesure son pH sur du papier indicateur. On trouve $\text{pH} = 7$.

• Test n°3

On prélève un peu de liquide, et l'on y rajoute de la solution d'hydroxyde de sodium. On observe alors un précipité vert (fig. f54.2).

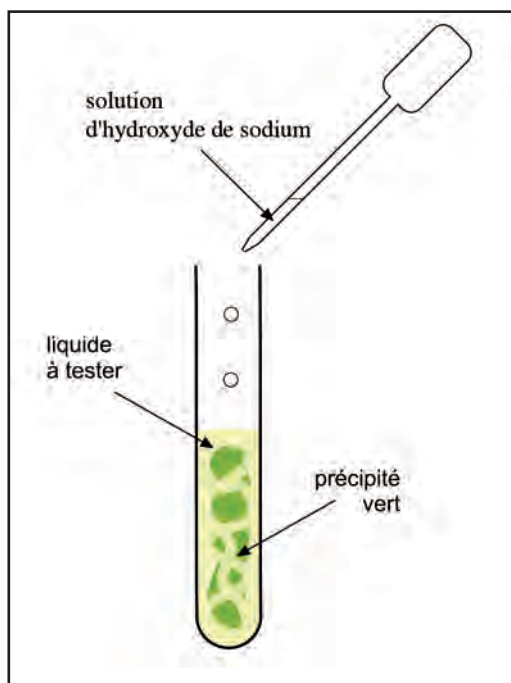


Fig. f54.2

Le bilan des tests

Exercice 10

À partir des résultats des tests, complète le tableau :

	dans l'acide chlorhydrique utilisé comme réactif	dans le liquide à la fin de la réaction
ions chlorure (Cl^-)	présents	
ions hydrogène (H^+)	présents en grande quantité	
ions fer (II) (Fe^{2+})	absents	

Conclusion

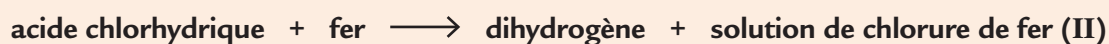
Le liquide, à la fin de la réaction (effervescence terminée) entre l'acide chlorhydrique et le fer, contient toujours des ions chlorure, ne contient plus d'ions hydrogène, mais contient en revanche de nouveaux ions : les ions fer (II).

Quel nom donner au liquide final ?

Comme ce liquide contient des ions chlorure et des ions fer (II), on lui donne le nom de « solution de chlorure de fer (II) ».

Je retiens

- Dans la transformation chimique entre l'acide chlorhydrique et le fer :
- Les **réactifs** de cette réaction sont :
 - l'acide chlorhydrique
 - le fer
- Les **produits** de cette réaction sont :
 - le gaz dihydrogène
 - la solution de chlorure de fer (II)
- Par conséquent, le bilan de la transformation chimique entre l'acide chlorhydrique et le fer s'écrit :



Je vérifie mes connaissances

Exercice 11

Dans l'acide chlorhydrique utilisé comme réactif, il y avait beaucoup d'ions hydrogène H^+ . À la fin de la réaction, il n'y en a plus. Comment expliques-tu cela ?

.....

.....

.....

Exercice 12

	Oui	Non
1- La réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique produit-elle un dégagement gazeux et un léger changement de couleur du liquide (jaune vert) ?	☐	☐
2- Le « test à l'eau de chaux » permet-il d'identifier la présence du dihydrogène ?	☐	☐
3- Peut-on dire que si une bûchette incandescente se rallume au contact d'un gaz, alors ce gaz est le dioxygène de formule chimique O_2 ?	☐	☐
4- Le dihydrogène de formule chimique H_2 est-il un gaz qui détone au contact de la flamme ?	☐	☐
5- Un test positif au nitrate d'argent prouve-t-il la présence des ions hydrogène ?	☐	☐
6- Est-ce qu'une mesure de pH acide prouve la présence des ions hydrogène de formule chimique H^+ ?	☐	☐
7- La solution d'hydroxyde de sodium permet-elle de détecter les atomes de fer ?	☐	☐
8- La réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique se termine-t-elle quand l'effervescence s'arrête ?	☐	☐
9- À la fin de la réaction, obtient-on une solution de chlorure de fer (III) ?	☐	☐
10- Peut-on dire que pendant la réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique, le pH augmente car des ions hydrogène de formule chimique H^+ sont consommés pour produire le dégagement de dihydrogène ?	☐	☐
11- La réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique produit-elle des ions fer (II) de formule chimique Fe^{2+} ?	☐	☐
12- Peut-on dire que les ions chlorure issus de l'acide chlorhydrique se combinent avec les ions fer (II) pour former une solution de chlorure de fer (II) ?	☐	☐
13- Le bilan de la transformation chimique entre l'acide chlorhydrique et le fer s'écrit-il : acide chlorhydrique + dihydrogène $\rightarrow$ fer + solution de chlorure de fer (II) ?	☐	☐

Exercice 13

On place un clou en fer dans une solution aqueuse d'acide chlorhydrique.

1- Qu'observe-t-on immédiatement ? Pourquoi ?

.....

2- Comment devient la solution ? Pourquoi ?

.....

Quelques heures plus tard, on observe uniquement la présence du clou au fond du verre.

3- Quel est l'aspect du clou ? Pourquoi ?

.....

4- Pourquoi la réaction s'est-elle arrêtée ?

.....

.....