REACTION DE CERTAINS METAUX AVEC DES SOLUTIONS ACIDES OU BASIQUES

MT22410

PIERRON

DVD scientifique et pédagogique de 18 minutes

Ce film s'adresse principalement aux élèves des classes de troisième des collèges.

Il rassemble toutes les observations nécessaires pour traiter des réactions de métaux avec l'eau et des solutions acides et basiques. Chaque séquence est utilisable séparément en fonction des choix du professeur.

Le DVD comprend 3 parties:

- la formation d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique, puis une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) avec quelques propriétés

- l'action de l'acide chlorhydrique sur le fer, le zinc, l'aluminium et le cuivre;

- l'action de la soude sur le zinc et l'aluminium.

Nous avons ajouté pour des raisons d'application directe l'appareil de Kipp, qui n'existe pas en collège et qui présente des difficultés de fonctionnement certaines.

Il est conseillé, pour le professeur utilisateur de ce document, de le compléter par quelques observations et manipulations simples permettant à l'élève de bien comprendre la réalité de la chimie. Attention, certaines des expériences montrées à l'écran présentent quelques dangers que le professeur ne doit pas ignorer.

Les principales séquences du vidéogramme (la durée de chaque séquence est indiquée en italique à la fin de chaque paragraphe)

<u>Séquence I:</u> **introduction.**

Il faut dans un premier temps, signaler que l'anion chlorure résulte d'un excès d'un électron (17 charges + et 18 charges -) et que le cation ferreux résulte d'un défaut de deux électrons (26 charges + et 24 charges -).

Durée 30 secondes

PARTIE 1: <u>“LES SOLUTIONS ACIDES ET BASIQUES”</u>

<u>Séquence 2 :</u> **préparation d’une solution aqueuse d’acide chlorhydrique.**

Pour préparer du chlorure d’hydrogène, faisons réagir de l’acide sulfurique concentré (acide des batteries de voiture) sur du chlorure de sodium (principal constituant du sel de cuisine). Une colonne desséchante à la sortie du “réacteur” permet d’obtenir le chlorure d’hydrogène parfaitement sec : c’ est un gaz incolore, plus dense que l’air et irritant. C’est pourquoi cette production est réalisée sous hotte aspirante.
Lorsque l’on fait barboter ce gaz dans une solution de nitrate d’argent, un précipité blanc de chlorure d’argent apparaît. Il caractérise la présence d’ions chlorure. Si nous utilisons une solution neutre (pH = 7) avec un indicateur coloré jaune (l’héliantine), le passage à une couleur rouge caractérise l’abondance en ions hydrogène. Nous avons donc bien du chlorure d’hydrogène.

L’expérience du jet d’eau montre que le chlorure d’hydrogène est très soluble dans l’eau. La présence de l’hélianthine permet de repérer la richesse en ions hydrogène. L’utilisation d’une cuve à électrolyse montre que notre solution d’acide chlorhydrique est beaucoup plus riche en ions que l’eau utilisée. En effet, plus il y a d’ions, plus le courant électrique passe facilement, donc l’intensité augmente.

$$\mathbf{H_2SO_4 + NaCL \rightarrow HCL + NaHSO_4}$$
$$\mathbf{HCL + H_2O \rightarrow H_3O^+ + CL^-}$$

Durée: 2minutes et 30 secondes

<u>Séquence 3</u> <u>:</u>**préparation d’une solution de soude.**

Des pastilles solides d’hydroxyde de sodium ou soude sont placées dans une soucoupe à l’air. Quelques minutes plus tard on constate que les pastilles ont absorbé de la vapeur d’eau contenue dans l’air.
Lorsque l’on verse de l’eau sur des pastilles de soude, la dissolution dégage suffisamment de chaleur pour que cela soit visible sur un thermomètre placé dans la solution ~, cette dissolution est exothermique. L’indicateur coloré utilisé ici est la phénolphtaléine qui est incolore en milieu neutre mais rose violacé en milieu basique, par exemple dans une solution de soude.

Lorsque l’on passe une spatule dans une solution de soude, puis à la flamme, on observe la couleur jaune de la flamme caractéristique de la présence d’ions sodium. Il ne faut pas utiliser pour ce test une baguette de verre, car celui-ci contient des ions sodium. Enfin, l’utilisation de la cuve à électrolyse permet ici aussi de montrer la richesse en ions sodium et hydroxyde de la solution de soude.

Durée: 3 minutes

PARTIE Il: <u>“ACTION DE L’ACIDE CHLORHYDRIQUE</u>

Séquence 4: **action sur le fer.**

Versons de l’acide chlorhydrique sur de la limaille de fer. La réaction est vive et dégage un gaz incolore. Si l’on approche une flamme ce gaz explose, il s’agit de dihydrogène. On prélève la solution obtenue et on lui ajoute des ions hydroxyde. Un précipité. verdâtre d’hydroxyde de fer Il caractérise la présence d’ions fer 11. Ce précipité laissé à l’air devient rouille : l’oxydation par le dioxygène de l’air des ions fer Il en fer III donne de l’hydroxyde de fer III. D’autre part, si l’on suit la valeur du pH de cette solution au cours de la réaction, on constate un passage de 1,2 à 1,9. Il y a donc eu consommation d’ions hydrogène, on divise leur nombre par 5 environ.

$$\mathbf{Fe^{2+} + 2H^{+} \rightarrow Fe^{2+} + H_2}$$
$$\mathbf{Fe^{2+} \rightarrow + 2OH^{-}\ Fe\ (OH)_2}$$

Durée: 1 minute et 45 secondes

<u>Séquence 5 :</u> **action sur le zinc.**

L’action de l’acide chlorhydrique sur le zinc est très vive, suffisamment pour entretenir une petite torchère grâce au dihydrogène dégagé. On met un grand volume d’acide pour avoir moins d’air à purger. On prélève un peu de la solution obtenue et on ajoute des ions hydroxyde. On obtient un précipité blanc d’hydroxyde de zinc qui caractérise la présence des ions zinc. Un excès d’ions hydroxyde redissout le précipité par formation de l’ion zincate.

$$\mathbf{Zn + 2H+ \rightarrow Zn2+ +H2}$$
$$\mathbf{Zn^{2+} + 2OH^{-} \rightarrow Zn\ (OH)_2\ V\ Zn\ (OH)_4 2^{-}}$$

Durée: 1 minute et 30 secondes

<u>Séquence 6 :</u> **action sur l’aluminium.**

La réaction de l’acide chlorhydrique sur l’aluminium est violente. Le tube est placé dans un erlenmeyer contenant de l’eau froide destinée à freiner un peu la réaction. Une fraction de la solution obtenue est prélevée pour y ajouter des ions hydroxyde. Le précipité blanc d’hydroxyde d’aluminium obtenu caractérise les ions aluminium, ce qui est confirmé par la redissolution dans un excès d’ions hydroxyde par formation de l’ion aluminate.

$$2Al + 6H^{+} \rightarrow \mathbf{2Al^{3+} +3H_2}$$
$$\mathbf{Al^{3+} +3OH^{-} \rightarrow Al\ (OH)_3 \rightarrow Al\ (OH)4^{-}}$$

Durée: 1 minute et 20 secondes

Séquence 7: **action sur le cuivre.**

L'acide chlorhydrique ne réagit pas avec tous les métaux, en particulier avec le cuivre.

Durée: 20 secondes

Séquence 8: **l'appareil de Kipp.**

Ce dispositif astucieux mais dangereux permet la fabrication de dihydrogène dans des conditions contrôlables par action de l'acide chlorhydrique sur le zinc. L'utilisation de cet appareil est très dangereuse si on a mal purgé l'air, car il y a alors mélange explosif de dihydrogène avec le dioxygène de l'air. Bien remarquer que l'on éloigne le tuyau d'arrivée du gaz lorsque l'on a fait barboter le dihydrogène dans le "teepol".

Durée : 2 minutes

PARTIE III: "ACTION DE LA SOUDE"

Séquence 9 : **action sur le zinc.**

Un mélange d'hydroxyde de sodium (soude) et de zinc en poudre est place avec un peu d'eau au fond d'un tube à essai. La réaction va être accélérée par chauffage. Un gaz se dégage qui explose avec l'air, il s'agit de dihydrogène. Le premier tube utilisé sert à évacuer l'air qui s'échappe en premier. Lorsque l'on ajoute à la solution obtenue des ions hydrogène, on neutralise une partie des ions hydroxyde. Il y a passage de l'ion zincate à l'hydroxyde de zinc qui précipite.

$$\mathbf{Zn + 2OH^- + 2H_2O \rightarrow Zn\,(OH)_4^{2-} + H_2}$$

Durêe: 1 minute et 5 secondes

Séquence 10: **action sur l'aluminium.**

La soude réagit violemment avec l'aluminium. Le tube est placé dans un récipient d'eau froide pour ralentir la réaction. Lorsque l'on ajoute à la solution obtenue des ions hydrogène, on neutralise une partie des ions hydroxyde. Il y a passage de l'ion aluminate à l'hydroxyde d'aluminium qui précipite.

$$\mathbf{Al + OH^- + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_4^- + 3/2H_2}$$

Durée: 1 minute

PARTIE III: "CONCLUSION"

On a placé à gauche des acides et à droite des bases de la vie courante. En soufflant, le dioxyde de carbone fait virer le bleu de bromothymol en jaune, la solution devient acide. L'acide citrique fait de même. On revient en milieu basique par addition de "destop" riche en hydroxyde de sodium. Les solutions acides peuvent être caractérisées par la saveur acide sur la langue.

Acides présentés : dioxyde de carbone dans l'eau, acide citrique du citron, acide acétique du vinaigre, acide nitrique, acide sulfurique, acide chlorhydrique.

Bases présentées : solution "destop" avec soude, solution d'ammoniac, potasse, lessive Saint-Marc riche en carbonate de sodium.

Durée:1 minute

Exemple de questionnement pour la classe de troisième

Séquence 1:

1.1 - Pourquoi l'atome de fer et l'atome de chlore sont-ils électriquement neutre?
1.2 - Pourquoi l'ion fer Il a-t-il deux charges positives?
1.3 - Pourquoi l'ion chlorure a-t-il une charge négative?

Séquence 2:

2.1 - Faire un schéma annoté du montage de préparation du chlorure d'hydrogène en précisant le rôle de chaque objet.
2.2 - Quels sont les réactifs utilisés ? Ecrire la réaction.
2.3 - Pourquoi faut-il travailler sous hotte aspirante?
2.4 - Comment caractérise-t-on l'ion hydrogène?
2.5 - Comment caractérise-t-on l'ion chlorure?
2.6 - Pourquoi l'ampoule du circuit brille-t-elle dans le circuit où la cuve àélectrolyse contient la solution diluée d'acide chlorhydrique?

Séquence 3:

3.1 - Quel est l'aspect de l'hydroxyde de sodium?
3.2 - Que peut-on dire de sa dissolution dans l'eau?
3.3 - Comment caractérise-t-on les ions hydroxyde et sodium?
3.4 - Pourquoi l'ampoule brille-t-elle?

Séquence 4:

4.1 - Comment caractérise-t-on le dihydrogène formé ? Les ions fer Il?
4.2 - Comment montre-t-on la disparition d'une partie importante des ions hydrogène?
4.3 - Ecrire la réaction.

Séquence 5:
5.1 - Pourquoi met-on un si grand volume d'acide?
5.2 - Ecrire la réaction.
5.3 - Comment caractérise-t-on les ions zinc formés?

Séquence 6:

6.1 - Pourquoi met-on le tube à essai dans de l'eau?
6.2 - Comment caractérise-t-on les ions aluminium formés?

Séquence 7:

7.1 - Tous les métaux sont-ils attaqués par l'acide chlorhydrique?

Séquence 8:

8.1 - Faire un schéma de l'appareil de Kipp en fonctionnement et à l'arrêt.

Séquence 9:

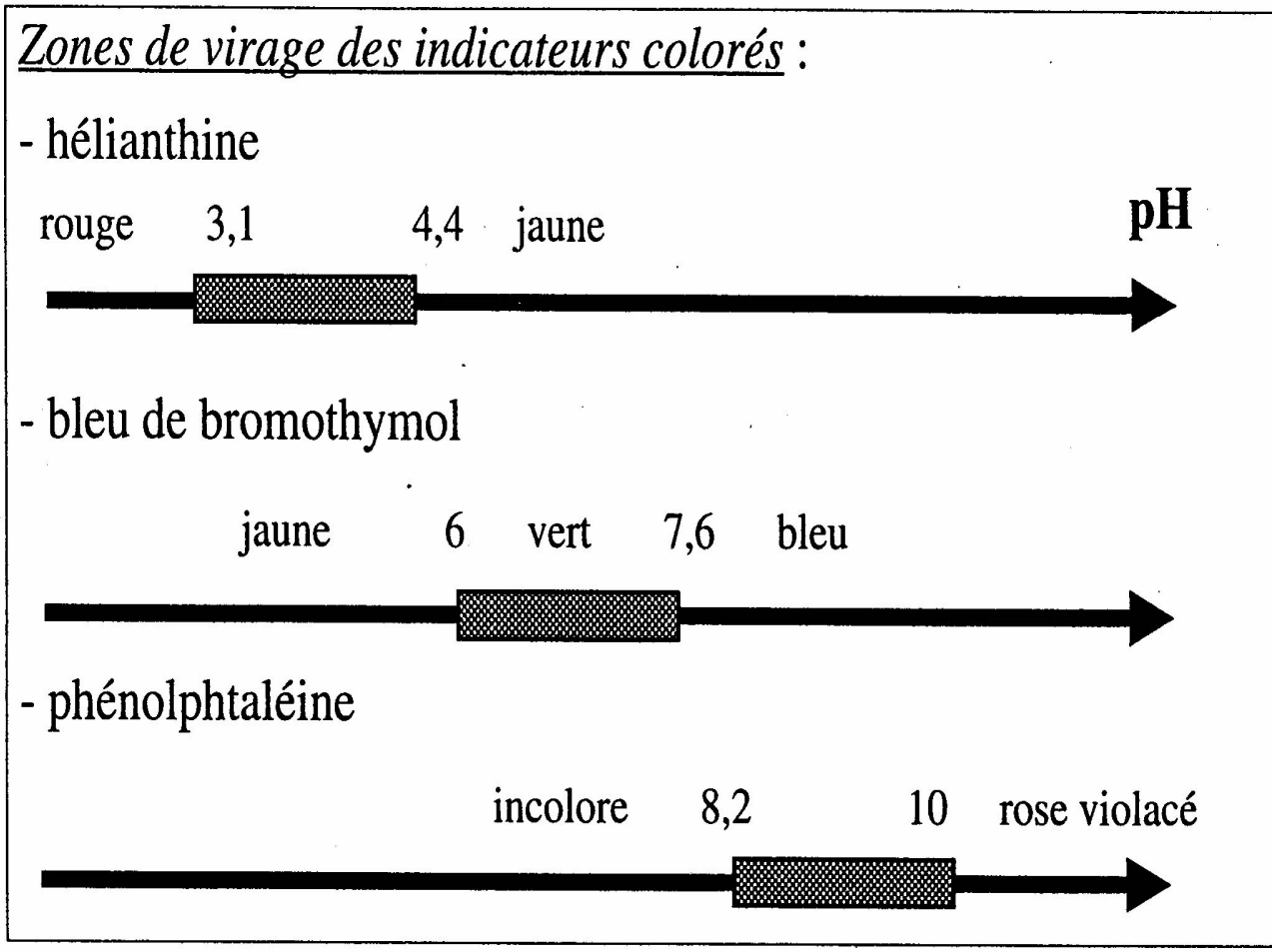
9.1- La réaction entre l'hydroxyde de sodium et le zinc est-elle vive?
9.2- Pourquoi a-t-on deux tubes à essai?
9.3- Ecrire la réaction.
9.4- Pourquoi ajoute-t-on de l'acide chlorhydrique à la solution contenant l'ion zincate?

Séquence 10:

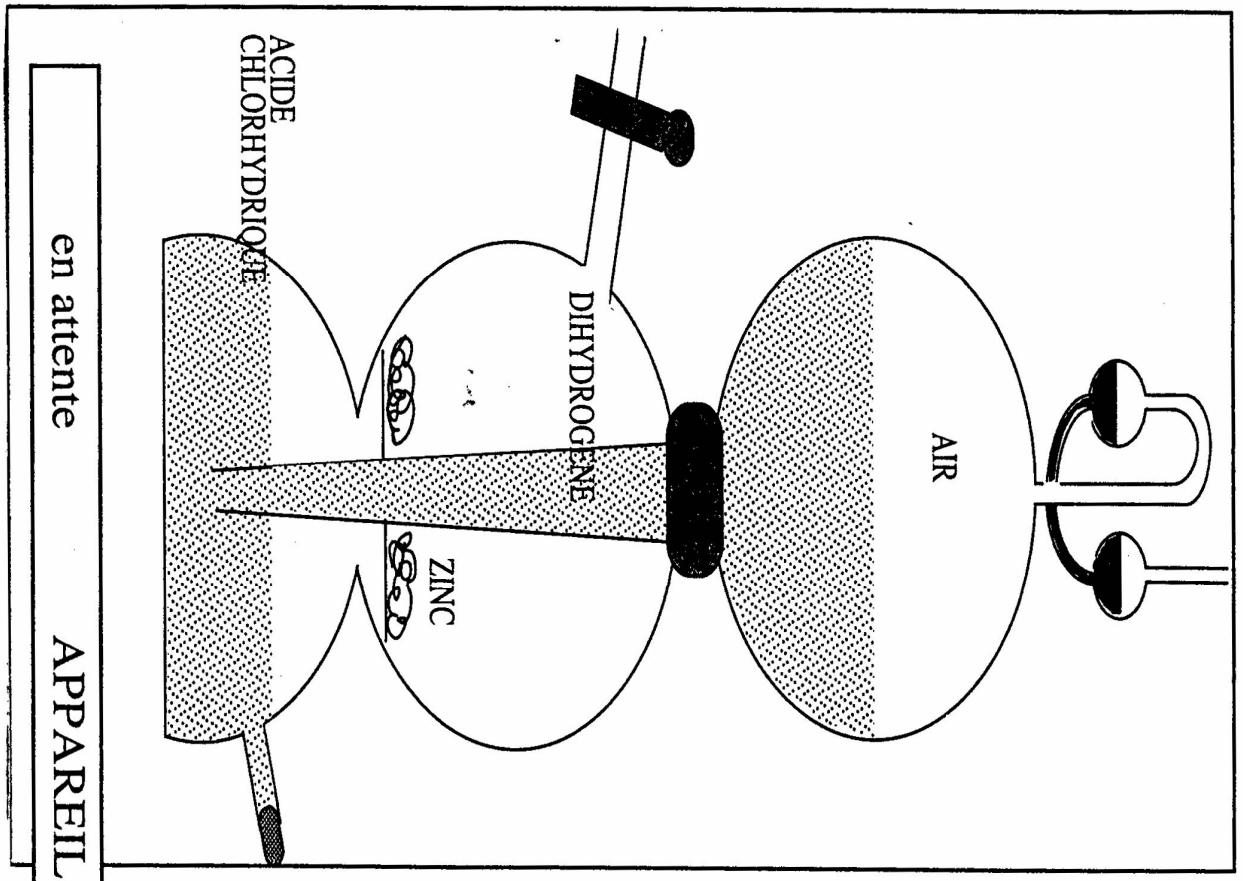
10.1- Que peut-on dire de cette réaction?
10.2- Pourquoi ajoute-t-on de l'acide chlorhydrique à la solution contenant l'ion aluminate?

Séquence 11:

11.1 - Comment prouve-t-on que le dioxyde de carbone dissout dans l'eau enrichit la solution en ions hydrogène?
1 1.2- Les solutions d'acide citrique, de vinaigre sont riches en ions hydrogène, comment s'en rendre compte?
11.3- En ajoutant du destop, le virage du bleu de bromothymol se fait du jaune vers le bleu, justifier.

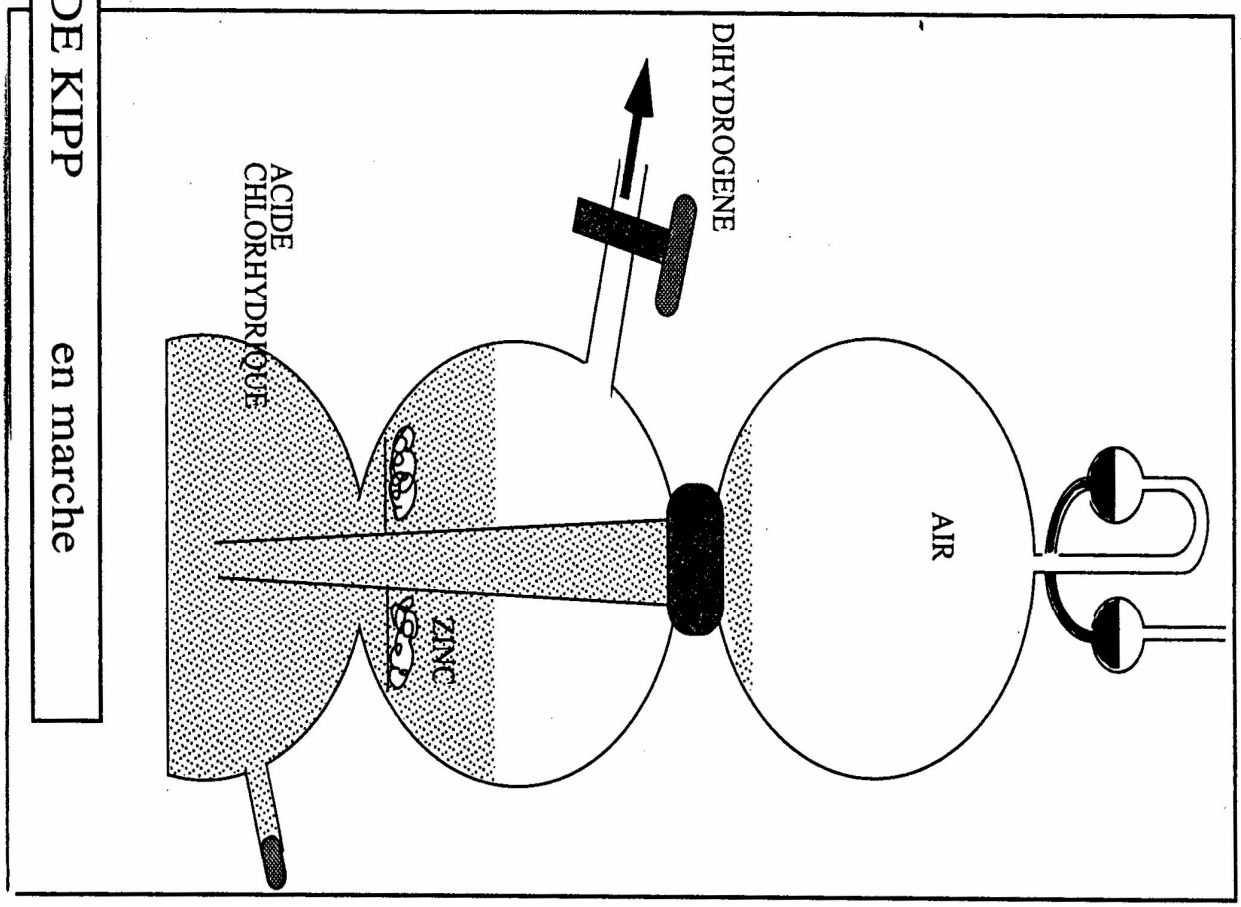


PIERRON Education - Parc Industriel Sud - Z.I. Gutenberg - 2, rue Gutenberg- B.P. 80609- **57206 SARREGUEMINES CEDEX**
Tél. : 03 87 95 14 77 **Fax** : 03 87 98 45 91- E-mail : **education-france@pierron.fr** http://**www.pierron.com**



en attente

APPAREIL DE KIPP



en marche

MT22410

PIERRON Education - Parc Industriel Sud - Z.I. Gutenberg - 2, rue Gutenberg- B.P. 80609- **57206 SARREGUEMINES CEDEX**
Tél. : 03 87 95 14 77 **Fax** : 03 87 98 45 91- E-mail : **education-france@pierron.fr** http://**www.pierron.com**

Notes

PIERRON Education - Parc Industriel Sud - Z.I. Gutenberg - 2, rue Gutenberg- B.P. 80609- **57206 SARREGUEMINES CEDEX**
Tél. : 03 87 95 14 77 **Fax** : 03 87 98 45 91- E-mail : **education-france@pierron.fr** http://**www.pierron.com**