

# Chapitre C<sub>3</sub> : Propriétés chimiques des métaux usuels (Al, Zn, Fe, Pb, Cu)

## Activités préparatoires

### 1. Recherche documentaire

**Thème :** Faire des recherches portant sur :

1. les propriétés physiques et chimiques des métaux usuels dans : les ustensiles de cuisine, toits de certaines maisons, emballages métalliques de certains produits de consommation, fils de connexion, matériaux de la carrosserie de quelques véhicules automobiles, fuselages et ailes des avions, etc.

2. l'oxydation à froid, l'oxydation à chaud, l'action des acides dilués et la protection des métaux.

**Lexique :** Faire des recherches sur le vocabulaire spécifique de:

Métaux usuels, aspect physique, alliage, oxyde métallique (oxyde cuivreux, oxyde cuivrique, oxyde ferreux, oxyde ferrique, oxyde magnétique), rouille, blanc de zinc, magnétite, alumine, massicot, minium, minerais, sel métallique, oxydation, corrosion et galvanisation.

### 2. Travail personnel

2.1 Faire des recherches portant sur :

- l'usage des métaux de symboles suivants : Al, Zn, Fe, Pb, et Cu
- les propriétés caractéristiques de ces métaux.

2.2 Choisir le métal le mieux adapté pour une utilisation donnée et justifier le choix.

	<p style="text-align: center;"><b>Objectifs spécifiques</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Reconnaître un métal par son aspect physique.</li> <li>- Comparer les propriétés physiques des métaux usuels.</li> <li>- Ecrire les équation-bilan des réactions (équations ioniques).</li> <li>- Prendre conscience de l'intérêt de la protection des métaux.</li> <li>- Choisir le métal le mieux adapté pour une utilisation donnée.</li> <li>- Prendre les précautions nécessaires pour la manipulation des acides et l'utilisation du brûleur.</li> </ul>
<p><b>Pour une utilisation donnée, quel est le métal le plus adapté et pourquoi ?</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Prérequis</b></p> <p>Masse volumique, température de changement d'état et équation-bilan d'une réaction.</p>

## Texte introductif

Les métaux comme l'or, le cuivre, le platine, l'argent ou le fer...étaient déjà connus des égyptiens, des grecs, de l'Afrique noire ou des romains.




Leur utilisation, diverse, s'est beaucoup améliorée au fil des temps. Ainsi les matériaux métalliques sont beaucoup utilisés dans la fabrication des machines et des ustensiles. Ils sont utilisés aussi dans la fabrication des objets dans le transport, le bâtiment, l'habitat, le transport d'électricité . . .

Les métaux les plus utilisés (usuels) sont le fer, le zinc, le cuivre, l'aluminium et le plomb.

Sous l'action de son environnement un matériau métallique se transforme. Lors de ces transformations, la disparition du métal peut être totale ou partielle. La conservation du métal nécessite une protection.

Comment distinguer les métaux des autres matériaux non métalliques ? Comment peut-on distinguer un métal usuel d'un autre? Comment protéger une porte, une fenêtre ou un service en fer par exemple ?

## Situations problèmes

<p>Les métaux ont des propriétés communes qui les distinguent des autres matériaux. Bien décapés ils réfléchissent tous la lumière. Tous les métaux usuels conduisent plus ou moins l'électricité et la chaleur. Chacun de ces cinq métaux possède des caractéristiques particulières.</p> <p>Comment différencier ces métaux usuels ?</p>	
<p>Sous l'action de son environnement, l'aspect d'un métal se modifie. Avec l'air humide ce phénomène s'appelle la corrosion.</p> <p>Sous l'action seule du dioxygène, on dit qu'il y a oxydation. Chauffés dans l'air ou dans le dioxygène pur ces métaux usuels se transforment en d'autres corps appelés oxydes.</p> <p>Comment expliquer ces transformations ?</p>	
<p>Au laboratoire, le matériau le plus utilisé pour stocker les solutions acides est le verre, tandis que dans le commerce ou à la maison les produits d'entretien acides sont gardés très souvent dans des bouteilles en matière plastique.</p> <p>Peut-on conserver de l'acide dans des récipients faits avec les métaux usuels ?</p>	

## Contenus

### I. Propriétés physiques des métaux usuels

#### Activité 1

##### Travail sur document

Les cinq métaux ci-dessous, utilisés couramment dans la vie quotidienne ont certaines propriétés communes.

Lis le tableau ci-dessous puis réponds aux questions suivantes :

Métaux (symbole)	Fer (Fe)	Zinc (Zn)	Aluminium (Al)	Cuivre (Cu)	Plomb (Pb)
Aspect (couleur)	Blanc grisâtre	Blanc bleuté	Blanc	Rougeâtre	Blanc brillant
Conductibilité électrique et thermique (classement)	4 <sup>e</sup>	3 <sup>e</sup>	2 <sup>e</sup>	1 <sup>er</sup>	5 <sup>e</sup>
Masse molaire atomique (g.mol <sup>-1</sup> )	56	65	27	63,5	207
Masse volumique (Kg.m <sup>-3</sup> )	7800	7100	2700	8900	11300
Température de fusion (°C)	1535	420	660	1083	327

#### Questions

Qu'est-ce qui permet de distinguer un métal usuel d'un matériau non métallique ?

Quelles sont les particularités qui permettent de distinguer les métaux usuels ?

#### Réponses

Les métaux usuels sont tous conducteurs d'électricité et de chaleur. Bien décapés, ils réfléchissent tous la lumière.

Chacun de ces métaux possède des caractéristiques particulières bien distinctes (masse volumique, température de fusion, masse molaire...) et sont plus ou moins conducteurs de chaleur et d'électricité.

#### Ce qu'il faut retenir

Les métaux usuels comme tout autre métal se reconnaissent par certaines propriétés communes et par certaines caractéristiques particulières :

- ☞ bien décapés ils présentent tous un aspect brillant (état métallique).
- ☞ ils sont tous des conducteurs électriques et thermiques.
- ☞ ils ont des constantes physiques (masses volumiques, températures de fusions etc.) bien distinctes.

## II. Propriétés chimiques des métaux usuels

### II.1 Action de l'air humide

#### Activité 2

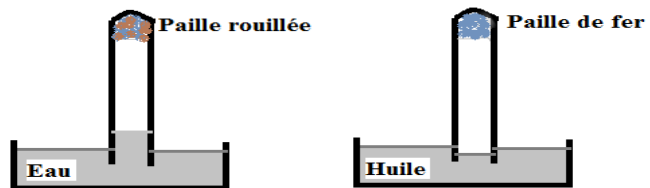
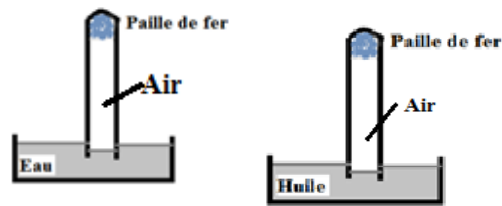
#### Expérience

Nous disposons de deux tubes à essais, de deux cuves, de l'eau, de l'huile, de la paille de fer et des échantillons des autres métaux usuels.

- ✓ Réalisons les expériences schématisées ci-contre
- ✓ Observons l'aspect des échantillons des métaux usuels exposés longtemps à l'air humide.

Que constatons-nous dans les tubes quelques jours après ?

Quel est l'aspect que prend la surface de ces métaux ?



#### Observation

- On constate une montée d'eau dans le premier tube et la formation de rouille. L'huile du deuxième tube garde le même niveau et la paille ne subit aucune transformation.
- Les échantillons des autres métaux usuels exposés longtemps à l'air humide ont des surfaces ternes.

#### Interprétation

- La montée de l'eau dans le tube prouve la disparition du dioxygène qui était contenu dans l'air. Dans le tube retourné dans la cuve remplie d'huile, sans la vapeur d'eau, le fer ne réagit pas avec le dioxygène.
- Exposés à l'air humide, les métaux usuels se transforment.

#### Conclusion

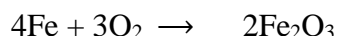
- Le fer s'altère et se recouvre à l'air humide d'une couche rougeâtre et poreuse appelée **rouille** constituée d'oxyde ferrique ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) hydraté. Sans protection, cette corrosion peut se poursuivre en profondeur et transformer tout le métal.
- L'aluminium se recouvre à l'air humide d'une couche mince imperméable appelée **alumine** ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) qui adhère sur le reste du métal et qui le protège.

Les autres métaux usuels réagissent avec l'air humide en donnant des hydrocarbonates métalliques.

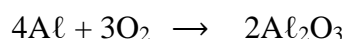
## Ce qu'il faut retenir

Sous l'action de l'air humide, la surface d'un métal perd son éclat métallique. Avec l'air humide ce phénomène s'appelle la **corrosion**. Sous l'action seule du dioxygène, on dit qu'il y a **oxydation**.

☞ C'est ainsi, à froid, l'air humide peut réagir en profondeur avec tout le métal fer et on obtient un produit poreux appelé oxyde ferrique ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) hydraté ou rouille selon la réaction :



☞ Avec l'aluminium on obtient de l'alumine ou oxyde d'aluminium ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) qui forme une couche très fine imperméable à l'air qui adhère au métal et qui le protège contre une action en profondeur.



☞ Tous les autres métaux usuels (le cuivre, le zinc et le plomb) réagissent avec le dioxygène, l'eau et le dioxyde de carbone de l'air sous une action combinée qui les corrode. Ces métaux se recouvrent d'une couche très fine imperméable qui adhère aux métaux en les rendant inaltérables. Ainsi ces métaux se retrouvent protégés d'une action plus profonde. La couche mince imperméable à l'air est appelée respectivement **hydrocarbonate** de zinc, de plomb et de cuivre (**vert de gris**)

### Remarque

Pour protéger le fer on peut le recouvrir d'une substance qui l'isole de son environnement par une couche de graisse, d'huile, de peinture, de vernis, d'émail, de matière plastique, d'un autre métal inoxydable (nickelage, chromage, étamage, galvanisation...)

## II.2 Oxydation à chaud

### Activité 3

#### Expérience

Nous disposons de paille de fer, de poudre d'aluminium, de poudre de zinc, d'une lame de cuivre, de grenaille de plomb, d'un brûleur, des allumettes, d'un générateur, des fils de connexion, d'une feuille de papier et d'une cuillère en fer.

- ✓ Avec le générateur, faisons passer le courant dans la paille de fer (photo 1)
- ✓ Versons successivement sur la flamme du brûleur de la poudre de zinc et de la poudre d'aluminium (photo2).

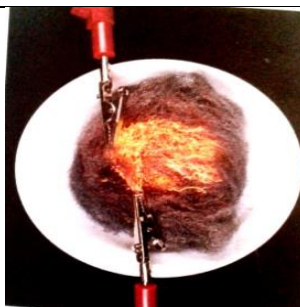
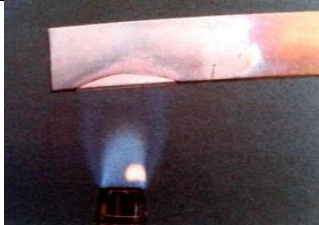
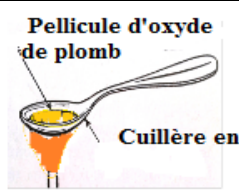


Photo 1 : Oxydation du fer



Photo 2 : Oxydation du zinc et de l'aluminium

<p>✓ Dans une troisième expérience plaçons la lame de cuivre dans la flamme du brûleur (photo 3).</p> <p>✓ Chauffons la grenaille de plomb puis maintenons à l'air et à 450 °C la pellicule formée à la surface du plomb liquide pendant plusieurs heures (figure 3).</p> <p>Que constatons-nous ? Ces métaux restent-ils toujours purs ? Si la réponse est non, que s'est-il passé ?</p>	 <p>Photo 3 : Oxydation du cuivre</p>	 <p>Figure 3 : Oxydation du plomb</p>
---	---	--

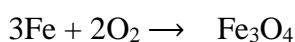
### Observation

- La paille de fer brûle dans l'air.
- Il y a un jaillissement d'étincelles pour le zinc et pour l'aluminium.
- Il apparaît un changement de couleur de la lame de cuivre : une partie noire sous la flamme et une partie rouge adjacente à la partie noire
- Le plomb fond et sa surface se recouvre d'une mince pellicule jaunâtre. Chauffée longtemps à 450 °C, cette pellicule devient une poudre avec une couleur rouge.

### Interprétation

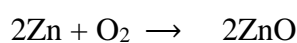
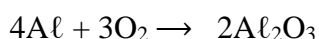
- Le résidu gris observé avec la paille de fer est de l'oxyde magnétique (magnétite) qui provient de la réaction du fer avec le dioxygène de l'air à chaud.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit :

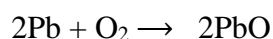


- Les étincelles observées dans le cas du zinc et de l'aluminium sont constituées de grains incandescents d'oxyde de zinc (blanc de zinc) et d'oxyde d'aluminium (alumine) qui proviennent respectivement de la réaction du zinc et de l'aluminium avec le dioxygène de l'air.

Les équations-bilan de la réaction s'écrivent :

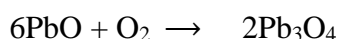


- La pellicule jaune observée avec la grenaille de plomb est de l'oxyde de plomb (massicot) qui s'est formé au contact du dioxygène de l'air à chaud. L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



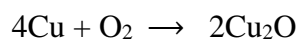
La poudre orange observée avec le massicot est de l'oxyde de plomb (minium) qui provient de la réaction du massicot avec le dioxygène de l'air à 450 °C.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



- Sur la partie adjacente moins chaude de la lame apparaît un oxyde rougeâtre appelé oxyde cuivreux formule  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



La partie noire qui apparaît sur la lame de cuivre chauffée est de l'oxyde de cuivre appelé oxyde cuivrique de formule CuO. L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



### Remarque

- Pour le cas de l'aluminium, si nous remplaçons la poudre par un fil, nous n'observons pas d'étincelle mais on a toujours la formation d'alumine à la surface du métal qui protège la partie intérieure du métal pour une oxydation profonde.
- Au cours de toutes ces réactions d'oxydation, des atomes du métal s'associent avec des atomes d'oxygène provenant des molécules du dioxygène pour donner des oxydes.

### Conclusion

- Les métaux usuels réagissent à chaud avec le dioxygène de l'air pour former des oxydes métalliques.
- La combustion du fer, de l'aluminium et du zinc avec le dioxygène à chaud est très vive. Elle s'accompagne de la formation d'oxydes : l'oxyde magnétique de couleur noire pour le fer ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ), l'oxyde d'aluminium de couleur blanche pour l'aluminium ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) et l'oxyde de zinc de couleur blanche pour le zinc ( $\text{ZnO}$ ).
- En présence de dioxygène et à chaud, le plomb s'oxyde. Il se forme successivement :
  - du massicot qui est jaune de formule  $\text{PbO}$
  - du minium qui est rouge de formule  $\text{Pb}_3\text{O}_4$
- Le cuivre s'oxyde, à chaud, en présence de dioxygène. Il se forme deux oxydes selon la température :
  - l'oxyde de cuivre II (oxyde cuivrique) qui est noir de formule  $\text{CuO}$ ,
  - l'oxyde de cuivre I (oxyde cuivreux) qui est rouge de formule  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

### Ce qu'il faut retenir

#### Oxydation à chaud

- ☞ Les métaux usuels réagissent à chaud avec le dioxygène pour former des oxydes métalliques.
- ☞ Les équations chimiques des réactions sont :
  - $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$  (oxyde magnétique ou magnétite de couleur noire)
  - $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$  (oxyde d'aluminium ou alumine de couleur blanche)
  - $2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$  (oxyde de zinc ou blanc de zinc de couleur blanche)
  - $2\text{Pb} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{PbO}$  (massicot de couleur jaune)
  - $6\text{PbO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Pb}_3\text{O}_4$  (minium de couleur orange)
  - $4\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cu}_2\text{O}$  (oxyde de cuivre I ou oxyde cuivreux de couleur rouge)
  - $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$  (oxyde de cuivre II ou oxyde cuivrique de couleur noire)

## II.3 Action des solutions acides diluées à froid ( $H^+ + Cl^-$ ); ( $2H^+ + SO_4^{2-}$ ) et ( $H^+ + NO_3^-$ ) sur les métaux usuels

### Activité 4

#### Expérience

Nous disposons de cinq tubes à essai avec leur support, de deux béchers, d'une boîte d'allumettes, d'une spatule, de la poudre de fer, de la limaille de plomb, de la grenaille d'aluminium, de zinc et de la tournure de cuivre.

- ✓ Numérotons les différents tubes à essai devant contenir les métaux à tester.
- ✓ Introduisons une petite quantité du métal à tester dans le tube correspondant.
- ✓ Versons avec précaution dans chaque tube à essai quelques millilitres d'acide chlorhydrique dilué et à froid.
- ✓ Identifions le gaz en faisant un test avec les allumettes dans le cas où il y a dégagement gazeux.
- ✓ Re commençons les expériences et les tests avec l'acide sulfurique dilué et à froid puis les expériences seulement avec précaution (sous hotte ou en dehors de la salle) et avec un peu d'acide nitrique dilué et à froid.

Qu'observons-nous sur la surface des métaux contenus dans les tubes à essai ?  
 Que se produit-il lorsqu'on approche un brin enflammé de l'ouverture des tubes ?  
 Quelles sont les équations ioniques des réactions ?

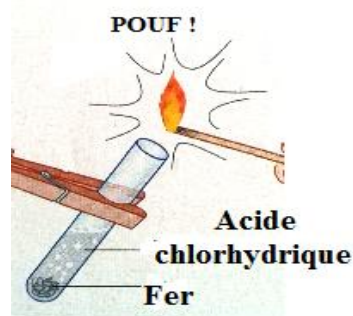


Photo 1 : Action de l'acide chlorhydrique sur le fer

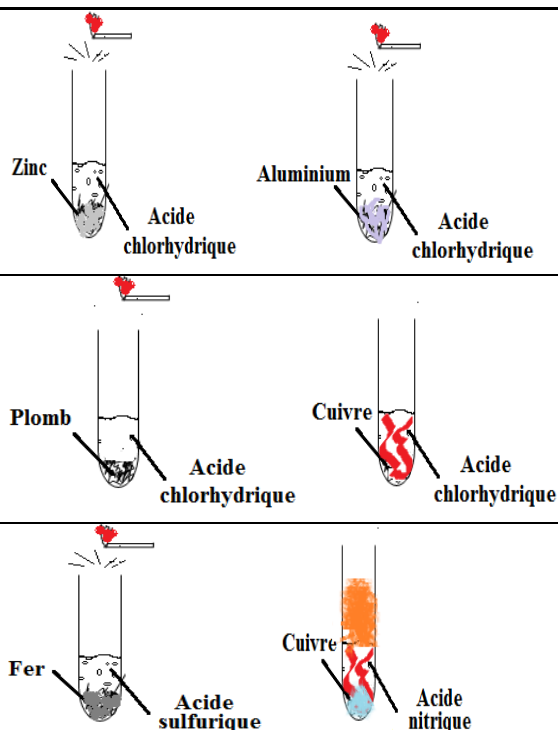


Figure 1 : Action de quelques solutions acide dilués sur certains métaux à froid

#### Observation

- Avec l'acide chlorhydrique on constate que dans les tubes contenant du zinc, du fer, du plomb ou de l'aluminium il y a formation de bulles de gaz incolore à la surface des métaux. Par contre dans le tube contenant du cuivre on n'observe aucun dégagement gazeux.
- Avec l'acide sulfurique on constate que dans les tubes contenant du zinc, du fer, de l'aluminium, ou du plomb il y a formation de bulles de gaz incolore. Par contre dans le tube contenant du cuivre on n'observe pas de dégagement gazeux.
- Avec l'acide nitrique on constate que dans les tubes contenant du zinc, du fer, du plomb ou du cuivre il y a apparition d'un gaz roux. Avec le cuivre, le liquide dans le tube devient



légèrement bleu. Par contre dans le tube contenant de l'aluminium on n'observe pas de dégagement gazeux et de changement de couleur de la solution dans le tube.

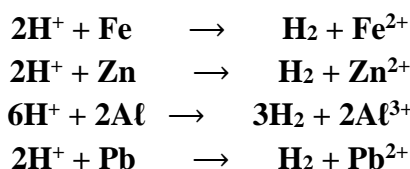
- Il se produit une légère détonation à l'approche d'un brin enflammé de l'ouverture de chacun des tubes où il y a un dégagement de gaz incolore.
- La quantité des métaux qui réagissent diminue au bout de quelques temps.

### Interprétation

Des entités chimiques disparaissent et d'autres apparaissent : des atomes métalliques se transforment en ions et les ions hydroniums donnent des molécules de dihydrogène. Donc il y a des transformations chimiques :

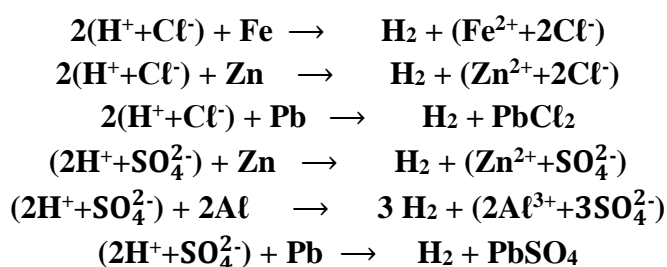
- L'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ) dilué et à froid réagit avec tous les métaux usuels sauf le cuivre avec un dégagement de dihydrogène  $\text{H}_2$  et formation d'ions du métal attaqué.
- L'acide sulfurique ( $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ) dilué et à froid réagit avec tous les métaux usuels sauf le cuivre avec un dégagement de dihydrogène  $\text{H}_2$  et formation d'ions du métal attaqué

Les équations ioniques des réactions s'écrivent :



Les ions chlorures et sulfates ne réagissent pas. Ils restent dans le milieu réactionnel et forment avec les ions métalliques obtenus des sels métalliques.

Les équations globales s'écrivent :



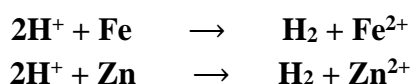
- L'acide nitrique ( $\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ ) dilué et à froid réagit avec tous les métaux usuels sauf l'aluminium avec une formation de l'eau  $\text{H}_2\text{O}$ , d'un sel appelé nitrate du métal attaqué et du monoxyde d'azote  $\text{NO}$  qui réagit à son tour avec le dioxygène de l'air pour donner du dioxyde d'azote  $\text{NO}_2$  roux.

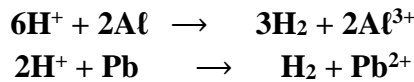
### Remarque

Le chlorure de plomb ( $\text{PbCl}_2$ ) et le sulfate de plomb ( $\text{PbSO}_4$ ) sont insolubles et forment une couche imperméable qui adhère à la surface du métal attaqué et arrête la réaction. On dit que la réaction est éphémère.

### Conclusion

- L'action de l'acide chlorhydrique et de l'acide sulfurique sur le zinc, le fer, l'aluminium et le plomb est due à la réaction entre les ions  $\text{H}^+$  et le métal. Les ions  $\text{H}^+$  attaquent ces métaux mais ils ne peuvent pas attaquer le cuivre. Il se produit un dégagement gazeux de dihydrogène et des ions métalliques. Les équations ioniques des réactions sont :



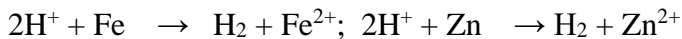


- L'acide nitrique ( $\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ ) dilué et à froid réagit sur tous les métaux usuels sauf l'aluminium avec une formation de monoxyde d'azote **NO**, de l'eau **H<sub>2</sub>O** et d'un sel appelé nitrate du métal attaqué.

### Ce qu'il faut retenir

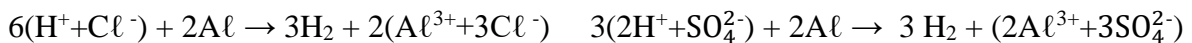
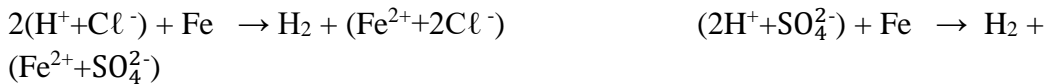
#### Action des solutions acides diluées à froid sur les métaux.

☞ L'action de l'acide chlorhydrique et de l'acide sulfurique sur le zinc, le fer, l'aluminium et le plomb est due à la réaction entre les ions  $\text{H}^+$  et le métal. Les ions  $\text{H}^+$  attaquent ces métaux mais sont sans action sur le cuivre. Il se forme des ions métalliques et du dihydrogène qui se dégage. Les équations ioniques des réactions sont :



☞ Les ions chlorures et sulfates ne réagissent pas. Ils restent dans le milieu réactionnel et forment avec les ions métalliques obtenus des sels métalliques (chlorures ou sulfates).

Les équations globales s'écrivent :



☞ L'acide nitrique ( $\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ ) dilué et à froid réagit sur tous les métaux usuels sauf l'aluminium avec formation de monoxyde d'azote (**NO**), de l'eau (**H<sub>2</sub>O**) et d'un sel appelé nitrate du métal attaqué.

### Document

A la fin du Néolithique, l'homme commence à se sédentariser, il sait fabriquer des outils en pierre et maîtrise l'agriculture. Le début de l'histoire est symboliquement marqué par l'invention de l'écriture. Entre les deux, il existe une période charnière : la protohistoire ou « les âges des métaux ». La connaissance de la métallurgie révolutionne les outils, les armes, les machines et les moteurs, entraînant ainsi la naissance des différentes grandes civilisations (ou des révolutions industrielles).

**Elaboration des métaux :** tous les métaux précieux (or, platine, argent...) se trouvent dans la nature à l'état natif, c'est-à-dire non combinés. Les métaux usuels, qui sont altérables à l'air et à l'humidité, ne peuvent exister à l'état natif. Ils sont généralement combinés à divers éléments avec lesquels ils forment des corps composés. Ces composés, souvent mélangés à des matières terreuses, constituent des roches appelées minerais. Dans l'industrie, les métaux sont extraits de ces minerais. L'élaboration de presque tous les métaux usuels (Fe, Al, Zn, Pb, Cu et c.) passe par des réactions chimiques.

**Corrosion des métaux :** la corrosion est l'action destructrice qu'exerce le milieu ambiant sur un métal. Elle pose des problèmes techniques et économiques très importants. On estime, en effet, à des dizaines de millions de tonnes la masse d'acier annuellement transformée en rouille

dans le monde sur une production de plusieurs centaines de millions de tonnes environ : plus de 5% de l'acier produit disparaît donc.

On distingue la corrosion sèche de la corrosion humide. La première concerne l'attaque des métaux par des gaz en l'absence de toute humidité, ce qui n'est pratiquement réalisé que dans des installations industrielles. La corrosion humide est la corrosion par les agents contenus dans les eaux, les sols ou l'air humide ; qui est, de loin, la plus importante.

**Protection des métaux :** la protection des métaux ferreux est le plus souvent réalisée par le dépôt d'une couche protectrice. Citons les méthodes les plus utilisées :

- ✓ Revêtement passif : il s'agit d'empêcher le contact entre le métal et le milieu ambiant.

Cela est réalisé par dépôt d'un film de graisse, de peinture, de vernis ou de matière plastique (p lastification). Ce film doit être résistant et totalement imperméable, c'est pourquoi il est déposé en plusieurs couches. Toute ouverture du film protecteur est source de corrosion

- ✓ Revêtements métalliques : un dépôt métallique peut constituer une réelle protection. Toutefois, le choix du métal protecteur n'est pas indépendant du métal à protéger et de l'usage auquel l'objet est destiné.

Les méthodes de dépôt sont de trois types : le dépôt électrolytique (cuivrage, chromage, nickel age), l'immersion de l'objet dans un bain du métal protecteur en fusion (par exemple pour les dépôts de zinc : galvanisation), la métallisation au pistolet qui consiste en la projection de fines gouttelettes de métal et le placage (le métal rapporté, de l'or par exemple est sous forme de feuille mince et « soudé » par pression).

Par ailleurs, il est également possible de modifier chimiquement la surface d'un métal ferreux pour le rendre moins vulnérable à la corrosion. Les traitements correspondants sont la parkérisation et la phosphatation. La phosphatation, ou parkérisation, est employée pour protéger les tôles de carrosserie. La pièce est soumise à l'action d'une solution chaude de phosphate de manganèse et d'acide phosphorique : il se forme à la surface du métal une couche protectrice de phosphates métalliques complexes sur laquelle est ensuite fixée la peinture.

- ✓ Autres protections : les inhibiteurs de corrosion créent une barrière entre un métal et une solution. Les ions  $Mg^{2+}$  sont des inhibiteurs de la corrosion du fer en milieu marin. Divers produits organiques sont également utilisés comme inhibiteurs de corrosion ; ils agissent par formation d'une couche monomoléculaire sur la surface du métal. On les utilise, par exemple, lorsqu'on doit faire circuler des liquides très corrosifs dans des tuyauteries susceptibles d'être attaquées par ces liquides.

**Recyclage des métaux :** la récupération, le tri et le recyclage des métaux constituent une démarche écologique. Une fois récupérés, les métaux sont triés mécaniquement. Les métaux ferreux sont attirés par de gros aimants et les métaux non ferreux (aluminium, cuivre, plomb, et c.) sont séparés du reste des déchets manuellement ou par des machines qui les distinguent par leurs propriétés. En plus d'éliminer des déchets le recyclage permet d'économiser des ressources naturelles et de diminuer la consommation d'énergie nécessaire à la production des métaux. (Par exemple, en recyclant 1 kg d'aluminium, on économise 8 kg de minerai, 3kg de produits de traitement et 95 % de l'énergie nécessaire à l'obtention de ce métal à partir de minerai). Le rôle économique du recyclage grandit avec le développement des pays émergents (comme l'Inde ou la Chine par exemple) : la demande en métaux augmente, faisant baisser leurs stocks et monter leurs prix.

## Exercices

### Contrôle des acquis

**Exercice 1 :** Complète le tableau suivant :

Métal	Température de fusion (°C)	Conductibilité Electrique (classement)	Masse molaire (g.mol <sup>-1</sup> )	Couleur (aspect)	Masse volumique (g.cm <sup>-1</sup> )
fer					
cuiivre					
zinc					
plomb					
aluminium					

#### Exercice 2

Nomme le métal usuel qui peut être détruit complètement par l'air atmosphérique. Donne un mode de protection de ce métal.

#### Exercice 3

Écris les équations bilans des réactions chimiques suivantes en remplaçant les noms par des formules :

Fer + dioxygène → oxyde magnétique de fer

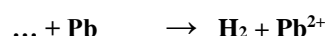
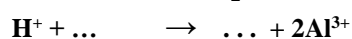
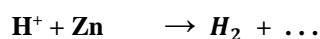
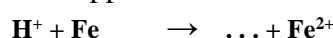
Massicot + dioxygène → minium

Dioxygène + Aluminium → Alumine

Cuivre + dioxygène → oxyde cuivrique

#### Exercice 4

Complète en faisant apparaître les coefficients stœchiométriques les équations ioniques suivantes :

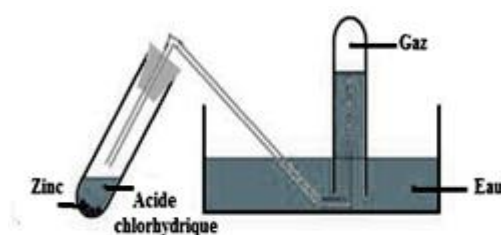


#### Exercice 5

Dans un tube à essais contenant de la grenaille de zinc, on introduit une solution diluée d'acide chlorhydrique.

Le gaz produit par la réaction est recueilli dans un tube à essais comme le montre la figure ci-contre.

Pour caractériser le gaz recueilli, on approche une buchette d'allumette enflammée de l'ouverture du tube à essai. Une détonation caractéristique se produit.



**5.1.** Quel est le nom du gaz produit lors de la réaction ?

Ecris sa formule.

**5.2.** Ecris, en utilisant les formules ioniques, l'équation globale de la réaction qui se produit.

**5.3.** On reprend l'expérience précédente avec d'autres tubes à essais contenant successivement de la limaille de fer, de la poudre d'aluminium, de la tournure de cuivre et du plomb.

**5.3.1.** Dans quels cas observes-tu une réaction ?

**5.3.2.** Ecris les équations ioniques et globales des réactions qui se produisent.

### Application

**Exercice 6 :** Données :  $M(\text{Al}) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

L'aluminium s'oxyde à chaud pour donner de l'alumine. Donne l'équation bilan de la réaction et calcule la masse d'alumine obtenue à partir de 540 g d'aluminium.

**Exercice 7 :** Données :  $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g/mol}$ ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  et  $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

Rappelle l'utilisation industrielle de l'oxyde de zinc plus connu sous le nom de blanc de zinc.

Donne sa formule et son mode de préparation à partir du zinc.

En déduire le volume de dioxygène nécessaire à la préparation de 324 g d'oxyde de zinc.

**Exercice 8 :** Données :  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$

Donne l'équation de la réaction traduisant la combustion du fer dans le dioxygène pur.

Donne le nom du produit obtenu et calcule la masse de fer qu'il faut brûler pour préparer 116 g de ce produit.

**Exercice 9 :** Données :  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$  ;  $m(\text{Zn}) = 65 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$

Le fer, le zinc et l'aluminium s'oxydent tous dans le dioxygène pur.

Donne les équations des réactions et calcule la masse de dioxygène nécessaire à l'oxydation d'une mole de chacun d'eux.

**Exercice 10 :** Données :  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Al}) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Quelle masse d'aluminium faudra-t-il décomposer par l'acide chlorhydrique pour obtenir le volume de dihydrogène nécessaire à la synthèse de 108 g d'eau ?

### Situation d'intégration

**Exercice 11 :** Données :  $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Al}) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $\text{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

On considère l'action de l'acide chlorhydrique sur l'aluminium d'une part et sur le zinc d'autre part. Quelle masse d'aluminium faut-il utiliser pour obtenir le même volume de dihydrogène qu'avec 6,50 g de zinc ?

Réponse :  $m = 322 \text{ g}$

### Exercice 12

Les ions métalliques peuvent être responsables d'intoxication lorsqu'ils sont consommés en quantité trop importante. Ainsi, d'après un journal de la place, plusieurs enfants d'une école ont été intoxiqués après avoir bu du jus de bissap qui avait été conservé toute une nuit dans un seau en fer galvanisé.

**12.1** Recherche dans le dictionnaire la signification du mot "galvanisé".

**12.2** Ecris l'équation bilan de la réaction qui a pu se produire.

**12.3** Donne une explication de l'intoxication des enfants.

**Exercice 13** Données :  $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Cu}) = 64 \text{ g.mol}^{-1}$

Le laiton est un alliage de cuivre et de zinc qui a de nombreux usages dans : la bijouterie, la quincaillerie, la serrurerie, la cartoucherie, les instruments de musique, la robinetterie, etc. Pour déterminer la composition centésimale massique d'un laiton, un bijoutier du marché « **Ndiarème** » en prélève 1,00g qu'il plonge dans un excès de solution d'acide chlorhydrique dilué.

**13.1** Il observe un dégagement gazeux qu'il recueille dans un tube en verre.

Fais le schéma du montage et donne le nom du gaz recueilli.

**13.2** Quand le dégagement gazeux cesse, il reste un résidu solide au fond du bécher. Le marchand affirme qu'il s'agit du cuivre mais il ne peut l'expliquer. Donne l'explication

**13.3** A la fin de la réaction, il a recueilli 110 mL de gaz. Quelle est la composition massique de l'alliage utilisé sachant que dans les conditions de l'expérience, le volume molaire est 24 L.mol<sup>-1</sup>.

#### **Exercice 14**

On dispose de trois pots : le premier en fer, le deuxième en cuivre et le troisième en zinc.

On veut conserver de l'acide sulfurique dilué dans l'un de ces pots.

**14.1** La conservation est impossible avec deux de ces pots. Lesquels ? Justifie ta réponse.

**14.2** Écris les équations bilans ioniques et globales des réactions chimiques qui se produisent avec les métaux des pots inutilisables.

#### **Exercice 15**

Cheikh a acheté une maison à 800m de la plage de Guédiawaye. On lui recommande d'utiliser des portes et des fenêtres en aluminium plutôt qu'en fer.

Pourtant, son frère Karim qui habite les H.L.M, loin de la plage, a sécurisé sa maison par des portes et des fenêtres en fer.

Donne une explication au choix de l'un et de l'autre.

#### **Exercice 16**

L'acier est un alliage de fer et de carbone. Afin de vérifier la teneur en carbone d'un acier, un élève de troisième verse, à froid, de l'acide chlorhydrique dilué en excès sur un clou de masse  $m = 2,0$  g fait de cet acier. Il constate qu'il se forme des ions Fe<sup>2+</sup> et un dégagement de dihydrogène de volume  $V = 2,4$  L

**16.1** Comment peut-on mettre en évidence la présence du dihydrogène ?

**16.2** Écris l'équation ionique simplifiée puis l'équation ionique globale de la réaction.

**16.3** Calcule la quantité de matière de fer dans ce clou. En déduire sa masse  $m'$

**16.4** Calcule la masse de carbone contenue dans le clou.

**16.5** La teneur  $t$  est le pourcentage en carbone de cet acier. Détermine la valeur de  $t$