

► L'aluminium est un métal incontournable dans l'industrie, qui en produit environ 40 millions de tonnes par an pour ses utilisations dans la construction, l'emballage, l'aéronautique ou encore les transports. Il se place ainsi à la seconde place dans la production métallique, après le fer (1 700 millions de tonnes).

Cette forte utilisation s'explique par plusieurs caractéristiques de ce métal : il est léger, malléable, résiste très bien à l'oxydation, et présente un taux de recyclage très élevé, de l'ordre de 80%.



lingots d'aluminium

Partie 1. Étude de documents

DOC1 : Tout part de la Bauxite...

Les métaux, matières premières essentielles à de nombreuses industries, n'existent pas purs à l'état naturel mais généralement sous forme d'oxydes contenus dans les minerais. Ces minerais, sont composés de nombreuses espèces. La production d'un métal à partir du minerai est le résultat d'un processus chimique et industriel complexe afin de le mettre en forme et de le purifier.

L'élément aluminium est, en importance, le troisième élément de la croûte terrestre (proche de 8 %). Il y est présent essentiellement sous forme d'oxydes d'aluminium (dans les argiles, les schistes et la bauxite).

L'industrie de l'aluminium date de la fin du Second Empire. C'est à cette époque, grâce à un procédé mis au point par le chimiste Henri Sainte Claire Deville que se crée, en 1860, à Salindres (Gard) la première unité au monde de fabrication de l'aluminium. L'aluminium devient alors un symbole du progrès industriel. Lors d'un banquet impérial, seul Napoléon III a droit d'utiliser des couverts en aluminium, les autres convives doivent se contenter de couverts ... en argent ! Depuis, l'utilisation de l'aluminium s'est diversifiée et démocratisée



Le minerai le plus utilisé pour produire l'aluminium est la bauxite



La **bauxite** est une roche découverte en 1821 par Pierre Berthier aux Baux-de-Provence, près d'Avignon, d'où son nom. Elle est caractérisée par sa forte teneur en alumine Al_2O_3 (environ 50% en masse du minerai) et en oxydes de fer Fe_2O_3 (à hauteur de 15% environ) qui donne sa couleur rouge au minerai et aussi de la silice SiO_2 (en général moins de 5 %).

A partir de la bauxite, on produit l'**alumine** (Al_2O_3) dont l'électrolyse à l'état fondu permet d'obtenir l'aluminium.

Remarque : Dans l'étude qui suit, la composition complexe de la **bauxite** sera assimilée de façon simplifiée à un **mélange d'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_3$ et d'hydroxyde de fer (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$**

DOC2 : Le procédé Bayer

Le procédé industriel Bayer, mis au point en 1887, permet d'obtenir l'alumine à partir de la bauxite ; l'aluminium étant ensuite obtenu par électrolyse de l'alumine.

Les cinq étapes:

- **Le broyage:** la bauxite est broyée en fines particules pour faciliter l'extraction
- **L'attaque:** la bauxite est mélangée avec de la soude et de la chaux dans des réacteurs à haute température et haute pression.
- **La décantation:** on sépare la phase liquide, riche en aluminium, de la phase solide dans des clarificateurs. Les résidus sont lavés plusieurs fois et forment les "boues rouges". Leur couleur est due à leur forte concentration en oxyde de fer.
- **La précipitation:** la liqueur est refroidie et diluée pour faire précipiter l'aluminium sous forme d'hydrate d'alumine ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$).
- **La calcination:** l'alumine est chauffée à plus de 1000°C pour la déshydrater.

Le produit obtenu en fin de cycle est une poudre blanche d'alumine (Al_2O_3).

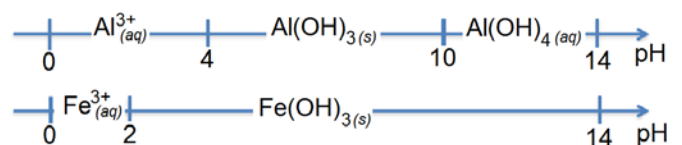
DOC3 : Influence de différents paramètres sur la dissolution d'un composé.

La dissolution d'un composé en solution aqueuse dépend de nombreux paramètres, comme par exemple de la température, la pression et le pH de la solution.

Influence du pH :

Un composé soluble dans l'eau peut par exemple se transformer en d'autres espèces non solubles lorsque l'un des paramètres évolue et ainsi quitter la solution en formant un précipité. C'est le cas des espèces présentes dans la bauxite, les hydroxydes d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_3$ et de fer III $\text{Fe}(\text{OH})_3$, (*non solubles dans l'eau*) qui peuvent se transformer respectivement en Al^{3+} et $\text{Al}(\text{HO})_4^-$ et en Fe^{3+} (*espèces solubles dans l'eau*) lorsque la valeur du pH de la solution varie.

Les diagrammes de prédominances de ces deux espèces indiquent sous quelle forme existent les éléments aluminium et fer en solution en fonction de la valeur du pH :



Influence de la température :

La température est également un paramètre important influençant la dissolution d'un composé. Dans la plupart des cas, plus la température est élevée et plus la solubilité d'un composé est importante. Ainsi, pour favoriser ou accélérer la dissolution de composés relativement peu solubles comme les minerais, on peut les chauffer en plus d'une bonne agitation. A l'inverse, pour favoriser et accélérer la précipitation d'un composé non soluble dans l'eau, on peut refroidir le mélange à l'aide d'un bain de glace.

1) Quel est le minerai le plus utilisé pour produire l'aluminium ? Pourquoi ce nom ?

2) Quel est le nom et la formule de l'espèce chimique (contenant l'aluminium) la plus couramment présente dans la bauxite ?

3) Indiquer les autres espèces chimiques présentes dans la bauxite.

Partie 2. Réactivité des ions Al^{3+} et Fe^{3+} avec l'ion HO^-

1) Réactivité des ions Al^{3+}

Dans un tube à essai on verse environ 2 mL d'une solution de chlorure d'aluminium et on ajoute quelques gouttes de soude ; il se forme un précipité blanc vers pH 3-4.

→ Donner la formule de la solution de chlorure d'aluminium et de la soude

→ Ecrire l'équation de formation du précipité d'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_3 (\text{s})$

On continue l'ajout de soude goutte à goutte ; le précipité finit par se dissoudre vers pH 10-11, la solution est de nouveau limpide.

→ En présence d'un excès d'ions OH^- le précipité d'hydroxyde d'aluminium se dissout, il se forme alors un ion $\text{Al}(\text{OH})_4^-$. Ecrire l'équation de formation du complexe

On reprend le même tube à essai et on y ajoute goutte à goutte l'acide chlorhydrique jusqu'à pH ≈ 2 . Un précipité d'hydroxyde d'aluminium se forme

→ Donner la formule de l'acide chlorhydrique

→ Ecrire l'équation de la réaction entre les ions H_3O^+ de l'acide chlorhydrique et l'ion $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ montrant la formation du précipité d'hydroxyde d'aluminium

Lorsque l'on rajoute de l'acide chlorhydrique, on observe la dissolution du précipité

→ Ecrire l'équation de la dissolution du précipité en présence d'ions oxonium

2) Réactivité des ions Fe^{3+}

Dans un tube à essai on verse environ 2 mL d'une solution de sulfate de fer 3 et on ajoute quelques gouttes de soude jusqu'à l'obtention d'un précipité vert vers 2.

→ Donner la formule de la solution de sulfate de fer 3

→ Ecrire l'équation de formation du précipité d'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_3 (\text{s})$

3) La lixiviation

Pour séparer deux éléments, il faut trouver les bonnes conditions de pH, c'est à dire **les domaines de pH pour lesquels les éléments sont dans des états différents**. Industriellement, on procède alors à une LIXIVIATION du minerai qui consiste en « une attaque acide » ou « une attaque basique » de celui-ci. On baisse ou on augmente le pH.

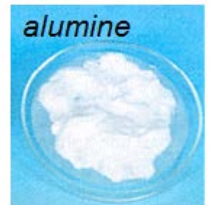
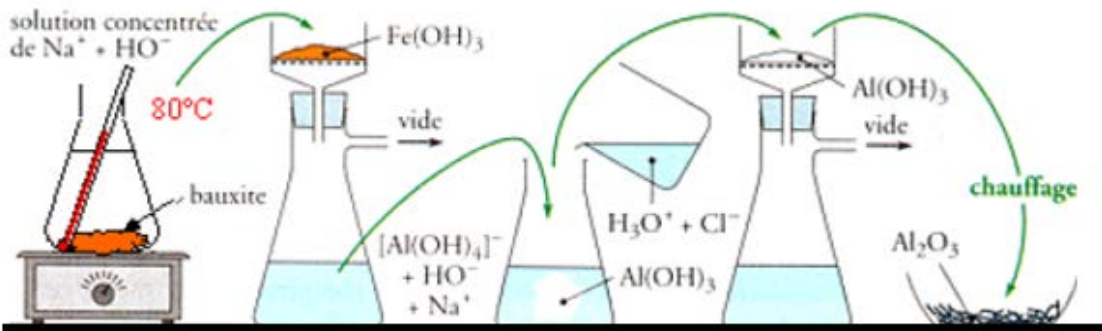
→ La bauxite étant un mélange solide de $\text{Al}(\text{OH})_3$ et $\text{Fe}(\text{OH})_3$, existe-t-il un domaine de pH permettant par une attaque acide de séparer les deux éléments ? Si oui, lequel ?

→ La bauxite étant un mélange solide de $\text{Al}(\text{OH})_3$ et $\text{Fe}(\text{OH})_3$, existe-t-il un domaine de pH permettant par une attaque basique de séparer les deux éléments ? Si oui, lequel ?

→ Quel peut être ici l'avantage de la lixiviation par attaque basique, par rapport à l'attaque acide ?

Partie 3. Séparation des éléments aluminium et fer présents dans la bauxite

Comment séparer l'alumine Al_2O_3 de l'oxyde de fer Fe_2O_3 présents dans la bauxite ?



- Broyer finement environ 10 g de bauxite dans un mortier avec un pilon. Placer la poudre de bauxite obtenue dans un erlenmeyer.

- En prenant les précautions nécessaires, ajouter environ 30 mL de solution de soude à $2,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

→ Pourquoi a-t-on intérêt à broyer le minerai ?

→ Quel est le rôle de cette étape ?

- En utilisant un agitateur magnétique chauffant, chauffer le mélange réactionnel à environ 80°C pendant 20 minutes.

→ Pourquoi faut-il chauffer et agiter lors de l'attaque du minerai ?

→ Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de l'alumine $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ en présence des ions OH^-

- Laisser refroidir et décanter sans agiter, de façon à obtenir une solution limpide.

- Filtrer sur un Büchner.

→ Que contient le filtrat ? Que contient le solide restant sur le filtre ?

→ Sur quel paramètre doit-on agir pour produire la précipitation des ions aluminate $\text{Al}(\text{OH})_4^-$?

- Verser le filtrat dans un bécher de 150 mL.

- En prenant les précautions nécessaires, ajouter progressivement au filtrat, avec un compte goutte, une solution d'acide chlorhydrique à 3 mol.L^{-1} jusqu'à apparition persistante du précipité d'hydroxyde l'aluminium.

- Arrêter l'addition d'acide lorsque le pH est voisin de 6.

- Filtrer le précipité formé sur filtration Büchner.

- Sécher le précipité à l'étuve à 80°C .

→ Pourquoi est-il important de contrôler le pH (l'acidification doit être arrêtée à $\text{pH} = 6$)

→ Quelle réaction a lieu lors de l'ajout de la solution d'acide chlorhydrique ? Écrire son équation.

→ Écrire l'équation de la réaction qui se produit dans l'étuve.

Correction

Partie 1.

- 1) La bauxite est le minerai le plus utilisé pour produire l'aluminium. Les premiers gisements furent découverts dans le village des Baux-de-Provence d'où le nom de « bauxite » en 1831 par Pierre Berthier.
- 2) L'alumine de formule Al_2O_3 constitue 40 à 60 % en masse de la bauxite.
- 3) La bauxite contient aussi 10 à 20 % d'oxyde de fer (III) (d'où sa couleur rouge rouille) et de la silice.

Partie 2.

1) Réactivité des ions Al^{3+}

Solution de chlorure d'aluminium (Al^{3+} ; 3Cl^-) ; Soude (Na^+ ; OH^-)

Equation de formation du précipité d'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$ $\text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$

Dissolution du précipité en présence d'un excès de soude $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_{4(aq)}^-$

Formule de l'acide chlorhydrique Acide chlorhydrique (H_3O^+ ; Cl^-)

Réaction entre les ions $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ et les ions H_3O^+ $\text{Al}(\text{OH})_{4(aq)}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_{3(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Equation de la dissolution du précipité en présence d'ions oxonium

$\text{Al}(\text{OH})_{3(s)} + 3 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 6 \text{H}_2\text{O}$

2) Réactivité des ions Fe^{3+}

Solution de sulfate de fer 3 (2Fe^{3+} ; 3SO_4^{2-})

Equation de formation du précipité d'hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$ $\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$

3) La lixiviation

Attaque acide : Pour un pH compris entre 2 et 4, l'aluminium est sous forme d'ions alors que le fer est sous sa forme solide. Pour un pH < 2, l'aluminium et le fer sont sous forme d'ions. Cette attaque nécessite de maîtriser parfaitement le pH.

Attaque basique : Pour un pH supérieur à 10, l'aluminium est sous forme d'ions alors que le fer est sous sa forme solide.

Intérêt de l'attaque basique : Pour un pH > 10, l'aluminium et le fer sont sous des formes différentes donc il est plus facile de faire une attaque basique.

Les cations qui seraient présents en milieu fortement acide seraient $\text{Al}^{3+}_{(aq)}$ et $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$. Ils ne sont pas séparables facilement car sont dans la même phase.

Partie 3.

→ Pourquoi a-t-on intérêt à broyer le minerai ?

Le minerai doit être broyé pour augmenter la surface de contact entre le minerai et la soude.

→ Quel est le rôle de cette étape ?

Lors de cette étape la bauxite est attaquée par de l'hydroxyde de sodium : Dissolution de l'alumine en milieu basique.

→ Pourquoi faut-il chauffer et agiter lors de l'attaque du minerai ?

La température et l'agitation favorisent la dissolution de l'alumine.

→ Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de l'alumine



→ Que contient le filtrat ? Que contient le solide restant sur le filtre ?

En milieu très basique, l'aluminium est sous forme $\text{Al(OH)}_4^- \text{ (aq)}$ (présent dans le filtrat) tandis que le fer est sous forme $\text{Fe(OH)}_3 \text{ (s)}$ (présent dans le solide)

La filtration permet alors simplement de séparer le fer de l'aluminium. *On parle de précipitation sélective* : à pH basique (pH > 12,7), l'un des cations précipite et pas l'autre.

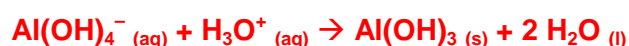
→ Sur quel paramètre doit-on agir pour produire la précipitation des ions aluminates ?

Pour provoquer la précipitation des ions aluminates, il faut baisser le pH en ajoutant de l'acide chlorhydrique.

→ Pourquoi est-il important de contrôler le pH (l'acidification doit être arrêtée à pH = 6)

L'acidification est arrêtée à pH = 6 pour ne pas risquer de perdre des hydroxydes d'aluminium.

→ Quelle réaction a lieu lors de l'ajout de la solution d'acide chlorhydrique ? Écrire son équation.



→ Écrire l'équation de la réaction qui se produit dans l'étuve.

L'hydroxyde d'aluminium est fortement chauffé, ce qui permet d'éliminer de l'eau. On obtient alors l'alumine Al_2O_3 .

