

# Sur le décapage des alliages cuivre-argent dans l'acide sulfurique dilué

Autor(en): **Borloz, A.**

Objektyp: **Article**

Zeitschrift: **Archives des sciences physiques et naturelles**

Band (Jahr): **14 (1932)**

PDF erstellt am: **15.09.2024**

Persistenter Link: <https://doi.org/10.5169/seals-740798>

## **Nutzungsbedingungen**

Die ETH-Bibliothek ist Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften. Sie besitzt keine Urheberrechte an den Inhalten der Zeitschriften. Die Rechte liegen in der Regel bei den Herausgebern.

Die auf der Plattform e-periodica veröffentlichten Dokumente stehen für nicht-kommerzielle Zwecke in Lehre und Forschung sowie für die private Nutzung frei zur Verfügung. Einzelne Dateien oder Ausdrucke aus diesem Angebot können zusammen mit diesen Nutzungsbedingungen und den korrekten Herkunftsbezeichnungen weitergegeben werden.

Das Veröffentlichen von Bildern in Print- und Online-Publikationen ist nur mit vorheriger Genehmigung der Rechteinhaber erlaubt. Die systematische Speicherung von Teilen des elektronischen Angebots auf anderen Servern bedarf ebenfalls des schriftlichen Einverständnisses der Rechteinhaber.

## **Haftungsausschluss**

Alle Angaben erfolgen ohne Gewähr für Vollständigkeit oder Richtigkeit. Es wird keine Haftung übernommen für Schäden durch die Verwendung von Informationen aus diesem Online-Angebot oder durch das Fehlen von Informationen. Dies gilt auch für Inhalte Dritter, die über dieses Angebot zugänglich sind.

## Séance du 3 mars 1932.

**A. Borloz.** — *Sur le décapage des alliages cuivre-argent dans l'acide sulfurique dilué.*

L'alliage considéré titre 825<sup>0</sup>/<sub>00</sub> d'argent et 175<sup>0</sup>/<sub>00</sub> de cuivre. Ecroui par le travail mécanique, cet alliage est mis dans un four à recuire où il devient de nouveau malléable, mais sa surface s'est oxydée. Le décapage dans un bain d'acide sulfurique dilué, à une température de 60° environ, dissout la couche d'oxyde formé et la surface devient tout à fait blanche. Or, nous avons constaté que ce blanchiment est meilleur quand on ajoute au bain du sulfate de cuivre. En l'absence de ce sel, la surface de l'alliage reste grise. Nous avons cherché à expliquer chimiquement l'action de ce sel et pour cela nous avons entrepris l'étude des réactions qui s'effectuent pendant l'oxydation et le décapage.

Voici les faits: le cuivre forme avec l'argent une solution solide. Au four à recuire, l'oxygène se combine au cuivre et le transforme en oxyde cuivrique noir, lequel réagit à haute température avec le cuivre pour donner de l'oxydure rouge. Au sortir du four, une couche d'oxyde noir recouvre la surface de l'alliage et au-dessous se trouve l'oxydure.

Au décapage, l'acide dissout assez rapidement l'oxyde noir, l'oxydure rouge apparaît alors puis il se dissout à son tour et la surface blanchit. Nous avons mis facilement en évidence la présence de l'oxydure à l'aide du cyanure de potassium qui le dissout très rapidement alors que le cuivre n'est sensiblement pas attaqué. D'autre part, nous avons constaté expérimentalement que l'oxydure en se dissolvant dans l'acide forme du sulfate de cuivre et du cuivre réduit selon l'équation suivante:



L'acide doit encore dissoudre ce cuivre réduit et finement divisé sur toute la surface de l'alliage. On remarque en effet, pendant le décapage, que la surface oxydée noire passe au

rouge vif, puis au rouge brun foncé, cette dernière couleur étant due au cuivre réduit. Ce mécanisme de dissolution établi, cherchons à expliquer l'action de blanchiment remarquable produite par le sulfate de cuivre. Ce sel met en solution des anions  $\text{SO}_4^{--}$  et des cations  $\text{Cu}^{++}$ . Si ce sel agit par ses anions, d'autres sulfates (sulfate de soude par exemple) devront donner aussi des résultats identiques. L'expérience ne le démontre pas. Il faut donc attribuer aux cations  $\text{Cu}^{++}$  l'action considérée. Nous avons cherché à l'expliquer à l'aide de la théorie électro-osmotique des piles. Les petites particules de cuivre réparties à la surface de l'alliage créent avec l'argent une infinité de petites piles. Or, il existe entre ces deux métaux un saut de potentiel notable. Nous l'avons déterminé expérimentalement de la façon suivante: une lame d'argent fin plonge dans une solution contenant 30 gr d'acide sulfurique par 100 cc. Cette demi-pile est réunie par un syphon au chlorure de potassium à la demi-pile dite électrode au calomel, dont le potentiel est connu. On utilise la méthode dite d'opposition et un galvanomètre balistique. On répète l'expérience avec une lame de cuivre électro, puis on ajoute à la solution du sulfate de cuivre cristallisé et on refait les déterminations dans ce nouveau milieu avec chacune des deux lames.

*Solution d'acide sulfurique 30%. Température: 25°.*

Pile  $\text{Cu}^- - \text{Hg}^+$   $e_{\text{Cu}} = - 0,176$  Polarisation (abaissement en valeur absolue de  $e$ ).

Pile  $\text{Ag}^+ - \text{Hg}^-$   $e_{\text{Ag}} = + 0,394$  Pas de polarisation.

Donc pile  $\text{Ag}^+ - \text{Cu}^-$   $E = 0,570$ .

*Solution d'acide sulfurique 30% et sulfate de cuivre crist. 4%.*

Pile  $\text{Cu}^+ - \text{Hg}^-$   $e_{\text{Cu}} = + 0,292$  Polarisation (augmentation lente de  $e$ ).

Pile  $\text{Ag}^+ - \text{Hg}^-$   $e_{\text{Ag}} = + 0,364$  Polarisation (abaissement lent de  $e$ ).

Donc pile  $\text{Ag}^+ - \text{Cu}^-$   $E = 0,072$ .

L'addition au bain de sulfate de cuivre a fait tomber la tension de la pile  $\text{Ag} - \text{Cu}$ ; de 0,57 volts cette tension est descendue à 0,072 volts. Ces deux expériences ont été faites à 25°, mais à 60° cette chute de tension doit subsister aussi.

La polarisation des électrodes n'est pas assez forte pour modifier beaucoup cette baisse de tension. Nous savons que, plus la tension est grande entre deux métaux qui plongent dans une solution conductrice, plus le métal le moins noble (pôle négatif de la pile) se dissout rapidement. Le sulfate de cuivre devrait donc ralentir la dissolution du cuivre et c'est le phénomène inverse qui est observé. Il nous faut donc renoncer à expliquer cette action blanchissante remarquable par la théorie électroosmotique. Nous admettons que le cation  $\text{Cu}^{++}$  joue le rôle de catalyseur de réaction ou si l'on veut de catalyseur de surface, phénomène rencontré d'ailleurs assez fréquemment en chimie. L'explication théorique de cette action nous échappe, elle reste à trouver.

**Léon-W. Collet et Ed. Paréjas.** — *Résultats de l'expédition géologique de l'Université de Harvard dans les Montagnes Rocheuses du Canada (Jasper National Park), 1929.* — Note n° 7. *Géologie du Mount Edith Cavell (11033').* — Avec une figure.

Le *Mount Edith Cavell*, la plus haute montagne dans le voisinage immédiat de Jasper, appartient à la *nappe cassante de Pyramid*. L'étude de cette sommité est d'autant plus indiquée qu'une excellente route permet d'atteindre en automobile le chalet-restaurant construit sur la moraine frontale de *Ghost Glacier*, sur le versant nord-est de la montagne.

Les résultats de l'étude du Mt. Edith Cavell pourront être reportés en grande partie à la plupart des sommités que l'on rencontre dans le triangle formé par la *Miette River* (entre Jasper et Yellow Head Pass), la *Tonquin Valley* et l'*Athabasca*, qui toutes appartiennent à la formidable nappe cassante de *Pyramid*. Dans cette région les vallons et les collines sont entaillés dans les formations tendres du Précambrien tandis que les sommités qui les couronnent sont formées par des quartzites que nous plaçons dans le Cambrien inférieur, par analogie avec les quartzites de *Coleman Glacier*, dans la région du *Mount Robson*, où nous avons trouvé des *Trilobites* du Cambrien inférieur.