

Deutoxyde de cuivre. CuO .

Équiv. = 39,73.

Propriétés. — Le deutoxyde de cuivre est une poudre noire qui condense facilement l'humidité de l'air.

L'hydrogène le réduit facilement et avec incandescence par une faible élévation de température.

Chauffé avec les matières organiques, il les brûle et les transforme complètement en acide carbonique et en eau; c'est à cause de cette propriété qu'on emploie l'oxyde de cuivre pour faire l'analyse élémentaire des matières organiques.

Le bioxyde de cuivre colore les fondants en vert; on utilise cette propriété dans la fabrication des verres colorés.

Le deutoxyde de cuivre forme avec l'eau un hydrate qui a pour formule : CuO, HO ; on l'obtient en versant un excès de potasse ou de soude caustique dans un sel de cuivre.

Cet hydrate a une couleur bleue; il est très-peu stable: une légère ébullition suffit pour le décomposer et le transformer en oxyde noir anhydre. Il se dissout en grande quantité dans l'ammoniaque en produisant une liqueur d'un beau bleu que l'on nomme *bleu céleste*.

Préparation. — On prépare en général le bioxyde de cuivre destiné aux analyses organiques en calcinant l'azotate de cuivre; il se présente alors sous la forme d'une poudre noire d'une grande ténuité. On le forme aussi en grillant dans une moufle de la tournure ou des lames de cuivre; le métal se recouvre d'une couche noire d'oxyde qui, détachée par le broyage et calcinée de nouveau donne de l'oxyde pur.

Le deutoxyde de cuivre se trouve dans la nature; on lui donne le nom de *cuivre oxydé noir*. Il se présente en masses grenues, noires, tachant les doigts. Ce minéral est peu abondant.

Peroxyde de cuivre. CuO^2 .

Cet oxyde a été obtenu en arrosant d'eau oxygénée l'hydrate de deutoxyde de cuivre.

Le peroxyde de cuivre est d'un brun jaune, il est très-peu stable; la chaleur de l'eau bouillante suffit pour le décomposer; les acides le transforment en sels de deutoxyde de cuivre, et en oxygène ou en eau oxygénée (Thenard).

Hydruure de cuivre. Cu^2H .

Ce composé remarquable a été obtenu en chauffant, à la température de 70° , une dissolution de sulfate de cuivre mêlée à de

l'acide hypophosphoreux; la liqueur prend d'abord une teinte verte et laisse déposer des flocons jaunes qui acquièrent bientôt une couleur brune; on arrête l'opération lorsque des bulles gazeuses commencent à prendre naissance. Le précipité lavé avec de l'eau chargée d'acide carbonique, est recueilli sur un filtre et desséché entre deux feuilles de papier joseph.

L'hydruure de cuivre est une poudre brune. Exposé à l'air, il se décompose; il en est de même au contact du chlore et de l'acide chlorhydrique (M. Wurtz).

Caractères distinctifs des sels de cuivre.

Sels de protoxyde.

Potasse. — Précipité jaune d'hydrate de protoxyde de cuivre, insoluble dans un excès de réactif.

Ammoniaque. — Précipité soluble dans un excès d'ammoniaque. Si la réaction se fait à l'abri de l'air, la liqueur est incolore; elle devient bleue par le contact de l'air.

Carbonate de potasse ou de soude. — Précipité jaune de carbonate de protoxyde de cuivre.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité blanc qui devient rapidement rouge-brun au contact de l'air.

Acide sulfhydrique. — Précipité noir.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité noir, insoluble dans un excès de réactif.

Les sels de protoxyde de cuivre sont peu stables et se changent rapidement en sels de deutoxyde, en absorbant de l'oxygène ou en abandonnant du cuivre métallique. Ces sels sont ordinairement incolores ou légèrement jaunâtres. Le fer et le zinc les décomposent et en éliminent du cuivre métallique.

Sels de bioxyde.

Potasse et soude. — Précipité bleu clair d'hydrate de bioxyde de cuivre, insoluble dans un excès d'alcali. Le précipité bleu se déshydrate par l'ébullition et devient noir.

Ammoniaque. — Précipité verdâtre, soluble dans un excès d'ammoniaque et donnant immédiatement une liqueur d'un très-beau bleu (bleu céleste). Cette dissolution ammoniacale est précipitée, au bout d'un certain temps, par un excès de potasse.

Carbonate de potasse. — Précipité bleu verdâtre de carbonate de cuivre, devenant noir par l'ébullition.

Carbonate d'ammoniaque. — Précipité verdâtre, soluble dans un excès de réactif.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité rouge-brun-marron.

Cyanoferride de potassium. — Précipité jaune-vert.

Acide sulfhydrique. — Précipité noir.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité noir, insoluble dans un excès de réactif.

Iodure de potassium. — Précipité blanc.

Chromate de potasse. — Précipité rouge-brun, soluble dans l'ammoniaque.

Zinc. — Précipité de cuivre sous la forme d'un enduit noir qui prend l'éclat métallique sous le brunissoir.

Fer. — Précipité de cuivre avec la couleur rouge qui lui est propre.

Les sels de deutoxyde de cuivre sont bleus ou verts : ils sont toujours verts lorsqu'ils contiennent un excès d'acide ; les sels insolubles neutres sont bleus.

Les sels neutres rougissent le papier de tournesol ; en présence de certaines matières organiques, et surtout de l'acide tartrique, ils cessent d'être précipités par la potasse ; la liqueur prend une très-belle teinte bleue.

Le meilleur réactif pour reconnaître le cuivre, même en présence des substances organiques, est le cyanoferrure de potassium, qui forme dans les sels de cuivre un précipité brun-rougeâtre. On peut aussi déceler la présence de traces de cuivre dans une dissolution en y plongeant une lame de fer poli qui se recouvre d'une couche de cuivre facile à reconnaître à sa couleur rouge. Lorsque cette couche est trop faible pour être visible, on trempe la lame de fer dans une dissolution de sel ammoniac, et on l'expose à la flamme d'une lampe à alcool qui prend alors une belle couleur verte caractéristique.

Lorsqu'on mêle un sel de cuivre avec une dissolution étendue d'acide phosphoreux, ou qu'on y fait passer de l'acide sulfureux, le cuivre se réduit peu à peu, et se sépare en petites paillettes d'une belle couleur rouge.

Tous les sels de cuivre sont vénéneux ; pour combattre leur action sur l'économie animale, on emploie la limaille de fer ; le fer détermine la précipitation du cuivre à l'état métallique (M. H. Edwards).

Pour reconnaître les sels de cuivre dans les cas d'empoisonnement, on doit calciner les matières animales suspectes avec de l'acide sulfurique, reprendre les cendres par l'acide sulfurique, l'acide azotique ou l'eau régale, et chercher à constater la présence du cuivre dans les liqueurs acides au moyen des réactifs ordinaires.

Ce que nous venons de dire pour le cuivre s'applique à la recherche de tous les métaux fixes, tels que le plomb, l'étain, le bismuth, etc.

Protochlorure de cuivre. Cu^2Cl .

Propriétés. — Le protochlorure de cuivre est à peu près insoluble dans l'eau ; l'acide chlorhydrique le dissout ; en formant une liqueur colorée en brun, qui laisse déposer, par le refroidissement, des cristaux tétraédriques blancs ; cette même liqueur est précipitée par l'eau, qui en sépare le protochlorure de cuivre sous la forme d'une poudre blanche cristalline et pesante.

L'acide azotique le dissout en le décomposant.

La potasse et la soude en précipitent de l'hydrate de protoxyde de cuivre de couleur jaune.

L'ammoniaque le dissout facilement ; la dissolution est incolore lorsqu'elle est faite à l'abri de l'air ; elle devient bleue par le contact de l'oxygène, et peut servir à constater la présence d'une très-petite quantité de ce gaz. On emploie quelquefois la dissolution de protochlorure de cuivre dans l'ammoniaque comme liquide eudiométrique, dans l'analyse de l'air ou d'un mélange gazeux contenant de l'oxygène.

Le protochlorure de cuivre dissous dans l'acide chlorhydrique ou dans l'ammoniaque, absorbe rapidement l'oxyde de carbone et peut servir à le doser dans un mélange de gaz.

Préparation. — On obtient le protochlorure de cuivre : 1° en faisant passer du chlore sur du cuivre en excès porté au rouge ; 2° en chauffant du cuivre avec du bichlorure de mercure ; 3° en attaquant à chaud du cuivre par l'acide chlorhydrique ; 4° en traitant du deutochlorure de cuivre par du cuivre métallique, et en précipitant la dissolution par l'eau ; 5° en décomposant du bichlorure de cuivre par une dissolution concentrée et légèrement acide de protochlorure d'étain : il se forme alors un précipité blanc, facile à laver, qu'on peut obtenir cristallisé en tétraèdres incolores, en le dissolvant à l'abri de l'air dans l'acide chlorhydrique, et en abandonnant la dissolution au refroidissement.

Deutochlorure de cuivre. CuCl .

Ce corps est d'un brun jaunâtre lorsqu'il est anhydre ; chauffé à une température qui dépasse 200° , il dégage du chlore, et se transforme en protochlorure. Il est soluble dans l'eau et même déliquescant ; l'alcool le dissout et acquiert ainsi la propriété de brûler avec une flamme verte.

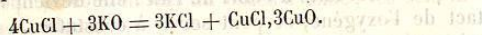
La liqueur évaporée donne des cristaux verts sous la forme d'aiguilles déliées, ayant pour composition $\text{CuCl} + 2\text{H}_2\text{O}$.

On peut obtenir le deutochlorure de cuivre : 1° en chauffant du cuivre dans un courant de chlore, ce gaz étant en excès : le chlore

à une telle affinité pour le cuivre, qu'un fil de ce métal brûle avec un vif éclat, lorsque, après l'avoir légèrement chauffé, on le porte dans un flacon de chlore; 2° en dissolvant le cuivre dans un excès d'eau régale, et évaporant la liqueur à sec; 3° en dissolvant le bioxyde de cuivre dans l'acide chlorhydrique; 4° en précipitant le sulfate de cuivre par le chlorure de calcium, et en ajoutant dans la liqueur de l'alcool qui précipite le sulfate de chaux et dissout le chlorure de cuivre.

Le bichlorure de cuivre forme, en s'unissant au bioxyde de cuivre, plusieurs oxychlorures.

L'oxychlorure $\text{CuCl}_2 \cdot 3\text{CuO} \cdot 4\text{HO}$ peut être obtenu en précipitant une dissolution de bichlorure de cuivre avec la quantité de potasse indiquée par l'équation suivante :



Le précipité vert qui se produit de la sorte est identique, quant à la composition, avec un minéral vert qu'on trouve au Chili et au Pérou, cristallisé en prismes droits rhomboédriques, et avec la matière connue en peinture sous le nom de *vert de Brunswick*.

On prépare en grand le vert de Brunswick en mouillant de la tournure de cuivre avec de l'acide chlorhydrique ou avec une dissolution de sel ammoniac, et abandonnant le mélange au contact de l'air; il se forme à la surface du cuivre une couche d'oxychlorure qu'on en détache avec de l'eau et qu'on dessèche ensuite à une douce chaleur.

Protosulfure de cuivre. Cu_2S .

Le protosulfure de cuivre correspond au protoxyde; ce corps est d'un gris noirâtre, il est plus fusible que le cuivre, et inaltérable par la chaleur. Il se grille facilement, et se change en sulfate de cuivre, qui, par une plus forte chaleur, se transforme en deutoxyde de cuivre. Il est inattaquable par l'acide chlorhydrique, et se dissout dans l'acide azotique et l'eau régale, mais moins facilement que le cuivre métallique. Le protosulfure de cuivre n'est pas décomposé par l'hydrogène. Le charbon ne le réduit que très-lentement; il est décomposé incomplètement sous l'influence de la chaleur par le fer, l'étain et l'antimoine.

On prépare facilement le protosulfure de cuivre en chauffant un mélange de 3 parties de soufre et de 8 parties de tournure de cuivre; la combinaison se fait avec dégagement de chaleur et de lumière. La masse que l'on obtient d'abord n'est pas du protosulfure pur, elle contient toujours du cuivre en excès; il faut la réduire en poudre et la chauffer une seconde fois avec un excès de soufre.

État naturel. — Le protosulfure de cuivre existe dans la nature; il a reçu le nom de *chalkosine*; il est d'un gris noir, doué d'un faible éclat métallique; sa poussière est noire; il est tendre et se laisse couper au couteau. Sa forme principale est le prisme régulier à six faces. Sa densité est environ 5,0. Il est très-fusible; on peut le fondre à la flamme d'une bougie; il se grille assez facilement. Il contient ordinairement une petite quantité de sulfure de fer et de sulfure d'argent: c'est un des minerais de cuivre les plus riches. Il se trouve en Sibérie, en Suède, en Saxe, et surtout en Angleterre dans le comté de Cornouailles.

Cuivre pyriteux. $\text{Fe}_2\text{S}_3 \cdot \text{Cu}_2\text{S}$.

Ce minéral est assez répandu dans la nature; il fournit la majeure partie du cuivre du commerce. Il forme des filons puissants dans les terrains primitifs et dans les terrains de transition. Le cuivre pyriteux est considéré généralement comme une combinaison à équivalents égaux de sesquisulfure de fer et de protosulfure de cuivre.

Il est d'un jaune de laiton très-éclatant; sa cassure est souvent irisée. Il cristallise sous la forme de tétraèdres tronqués, qui ont une grande analogie avec l'octaèdre régulier. Sa densité est 4,169. Il fond plus facilement que le sulfure simple, et donne un globule rouge grisâtre cassant et magnétique. Il est inattaquable par l'acide chlorhydrique, mais soluble dans l'acide azotique et l'eau régale.

Lorsqu'on chauffe le cuivre pyriteux au contact de l'air, il se transforme en sulfates de fer et de cuivre; à une plus forte chaleur, il dégage de l'acide sulfureux, et donne des oxydes de cuivre et de fer.

Bisulfure de cuivre. CuS .

Ce sulfure correspond au deutoxyde de cuivre; on l'obtient en précipitant un sel de deutoxyde de cuivre par l'acide sulfhydrique.

Il est noir, insoluble dans l'eau et dans les sulfures alcalins; il s'altère facilement à l'air et se transforme en sulfate de cuivre: aussi, dans les analyses, lorsqu'on précipite le cuivre à l'état de sulfure, doit-on avoir la précaution de laver ce composé avec de l'eau chargée d'acide sulfhydrique pour précipiter le sulfate de cuivre qui pourrait se former par l'action de l'oxygène de l'air sur le sulfure.

Le bisulfure de cuivre étant facilement ramené à l'état de protosulfure par l'action de la chaleur, on ne peut l'obtenir par voie sèche.

Azotate de deutoxyde de cuivre. $AzO^5, CuO + 4HO$.

L'azotate neutre de deutoxyde de cuivre est un sel bleu, très-soluble dans l'eau et même déliquescent, soluble dans l'alcool; il se décompose par la chaleur et donne d'abord de l'azotate de cuivre basique qui est vert et à peine soluble dans l'eau; une chaleur plus forte le transforme en deutoxyde de cuivre.

Il est réduit facilement, et quelquefois avec explosion, par le charbon.

On prépare l'azotate de cuivre en attaquant le cuivre par l'acide azotique étendu d'eau : $3Cu + 4AzO^5, HO = 3(AzO^5, CuO) + AzO^2 + 4HO$.

L'azotate de cuivre n'est pas connu à l'état anhydre : ce sel contient ordinairement 4 équivalents d'eau, et cristallise en prismes d'un bleu foncé. Quelquefois les cristaux sont d'un bleu plus clair, et contiennent six équivalents d'eau, suivant la température à laquelle ils se sont produits.

On connaît un azotate de cuivre quadribasique $AzO^5, 4CuO$, qui prend naissance lorsqu'on soumet le sel neutre à une température incapable de le décomposer entièrement.

Lorsqu'on fait passer un courant de gaz ammoniac dans une dissolution très-concentrée d'azotate de cuivre, on obtient, par l'évaporation ou le refroidissement de la dissolution, des cristaux d'un bleu d'azur ayant pour composition $AzO^5, CuO + 2AzH^3$ (M. Kane). Ce sel est soluble dans l'eau, et cristallise par évaporation de la liqueur sans avoir éprouvé d'altération.

Sulfate de bioxyde de cuivre. $SO^3, CuO + 5HO$.

Le sulfate de bioxyde de cuivre est le plus important des sels de cuivre; on lui donne souvent, dans le commerce, les noms de *vitriol bleu*, *couperose bleue*.

Ce sel est d'un très-beau bleu; il cristallise en parallépipèdes obliques, contenant 5 équivalents d'eau. Sa densité est égale à 2,19. Il se dissout dans 4 parties d'eau froide et dans 2 parties d'eau bouillante; sa dissolution est bleue; cette dissolution rougit le tournesol; elle a une saveur styptique et astringente. Il est complètement insoluble dans l'alcool.

Exposé à l'air sec, il s'effleurit, perd deux équivalents d'eau et devient opaque : à 100°, il ne retient plus qu'un seul équivalent d'eau; vers 200°, il se transforme en une poudre presque blanche, qui est du sulfate de cuivre anhydre; cette poudre redevient bleue et se redissout lorsqu'on la met en contact avec l'eau. Le sulfate de cuivre, porté à une température plus élevée, se décompose complètement et laisse un résidu de deutoxyde de cuivre en dégageant de l'oxygène, de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique.

Lorsqu'on fait digérer une solution de sulfate de cuivre avec de l'hydrate de deutoxyde de cuivre, il se forme une poudre verte qui est un sulfate tribasique $SO^3, CuO + 2(CuO, HO) + HO$. Il se produit des sous-sulfates analogues quand on ajoute à une dissolution de sulfate de cuivre une quantité d'alcali insuffisante pour précipiter tout l'oxyde.

Lorsqu'on mêle à une dissolution de sulfate de cuivre un grand excès de sulfate de fer qui est isomorphe avec lui, on obtient, par l'évaporation et le refroidissement, des parallépipèdes obliques d'un sel mixte dans lequel le sulfate de cuivre, au lieu de contenir 5 équivalents d'eau, en renferme 7, comme le sulfate de fer lui-même. Réciproquement, les cristaux formés par un mélange de ces deux sels, dans lequel le sulfate de cuivre est en excès, contiennent, comme le sulfate de cuivre à l'état de liberté, 5 équivalents d'eau.

Le sulfate de cuivre, dissous à chaud dans l'ammoniaque, laisse déposer par le refroidissement, des cristaux d'un bleu foncé dont la composition est exprimée par la formule : $SO^3, CuO + 2AzH^3 + HO$.

Préparation. — On prépare le sulfate de cuivre :

1° En grillant les pyrites de cuivre et en les traitant ensuite par l'eau pour dissoudre le sulfate de cuivre formé : dans ce cas, le sulfate de cuivre contient presque toujours du sulfate de fer;

2° En utilisant les plaques de cuivre hors d'usage qui proviennent du doublage des navires; on saupoudre ces plaques de fleur de soufre et on les chauffe dans une sorte de four à réverbère à flamme oxydante. Il se produit d'abord du sulfure de cuivre, qui sous l'influence de l'oxygène de l'air devient du sulfate. Un lavage à l'eau chaude dissout le sulfate de cuivre formé, puis ces plaques sont de nouveau recouvertes de soufre et chauffées jusqu'à dissolution complète du métal;

3° En faisant chauffer des rognures de cuivre avec de l'acide sulfurique concentré : $2(SO^3, HO) + Cu = 2HO + SO^3, CuO + SO^2$.

L'affinage des métaux précieux procure aussi une grande quantité de sulfate de cuivre.

Usages. — Le sulfate de cuivre est employé en médecine comme léger escarrotique; il sert aussi à chauler les blés, en détruisant un champignon particulier, l'*uredo*, qui se développe dans les grains. Il sert à préparer les sels de cuivre insolubles qui s'obtiennent par double décomposition.

On l'emploie dans la teinture en noir et dans la préparation de l'encre. La galvanoplastie en fait maintenant une consommation considérable.

Le sulfate de cuivre sert sous le nom de *magistral* dans le traitement des minerais d'argent par le procédé d'amalgamation américaine.

Carbonates de cuivre.

Il existe dans la nature un hydrocarbonate de cuivre ayant pour formule $\text{CO}^2, \text{CuO} + \text{CuO}, \text{HO}$, et qui porte le nom de *malachite*. Ce composé est très-dur, d'une densité égale à 3,5. Il a pour forme principale un prisme droit rhomboïdal; on le trouve quelquefois cristallisé régulièrement, mais en général il se présente en masses concrétionnées, compactes, à cassure soyeuse et de couleur verte. La malachite peut recevoir un beau poli, lequel met en évidence des veines de nuances différentes d'un très-bel effet; on l'emploie pour faire des objets d'art, tels que des coupes, des statuettes, etc. Les plus beaux échantillons de malachite viennent des monts Ourals.

On obtient un carbonate de cuivre de même composition que la malachite en faisant réagir du carbonate de soude sur une solution chaude de sulfate de cuivre. Il se forme un précipité vert employé dans la peinture à l'huile sous le nom de *vert minéral*.

On trouve encore dans la nature un autre hydrocarbonate de cuivre $2(\text{CO}^2, \text{CuO}) + \text{CuO}, \text{HO}$, en cristaux d'une couleur bleu-foncé, connu sous le nom d'*azurite*. Il est d'un bleu de ciel quand il est réduit en poudre, et à cet état il est employé dans les fabriques de papiers peints et constitue les *endres bleues naturelles* ou le *bleu de montagne*. Ce carbonate de cuivre a été longtemps exploité à Chessy, près de Lyon, mais le gisement paraît épuisé.

On peut artificiellement reproduire l'azurite en laissant longtemps en contact dans des tubes scellés une solution d'azotate de cuivre avec du carbonate de chaux (M. Debray).

On fabrique en Angleterre des *endres bleues artificielles* en précipitant le sulfate de cuivre par de la chaux.

Arsénite de cuivre. $\text{AsO}^3, 2\text{CuO}$.

Ce sel est hydraté, sa couleur est d'un beau vert. On le prépare par voie humide en précipitant un sel de cuivre par un arsénite alcalin. Il est employé en peinture et dans la fabrication des papiers peints sous le nom de *vert de Scheele*.

En faisant réagir l'acide arsénieux sur l'acétate de cuivre bibasique (vert-de-gris), on obtient un sel double d'un très-beau vert, que l'on nomme *vert de Schweinfurth*, et qui a pour formule : $(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^3, \text{CuO})(\text{AsO}^3, 2\text{CuO})$. Ce corps est employé en peinture.

Métallurgie du Cuivre.

Les minerais de cuivre exploités sont le cuivre natif, le cuivre oxydulé, le deutoxyde de cuivre, le cuivre carbonaté, le sulfure de cuivre, et principalement le sulfure de cuivre et de fer, nommé *pyrite cuivreuse*, qui a pour formule : $\text{Cu}^2\text{S}, \text{Fe}^2\text{S}^3$.

On exploite aussi les minerais connus sous le nom de *cuivre gris*, qui sont des sulfures doubles d'antimoine et de cuivre, ou des sulfures triples de plomb, d'antimoine et de cuivre. Les cuivres gris renferment en outre de l'argent en quantité exploitable.

Le minerai est d'abord débarrassé, par des préparations mécaniques, de la gangue avec laquelle il est mélangé.

Lorsque ce minerai est de l'oxyde ou du carbonate de cuivre, il suffit de le chauffer avec du charbon dans un fourneau à cuve. Le cuivre est ramené à l'état métallique, et l'oxygène de l'oxyde, en s'unissant au charbon, forme de l'acide carbonique.

Quand le minerai est sulfuré, le traitement est plus complexe, mais il repose sur quelques réactions simples. On le soumet d'abord au grillage, qui a pour objet d'éliminer une portion du soufre à l'état d'acide sulfureux et de transformer partiellement les métaux en oxydes. Si le minerai contient de l'arsenic ou de l'antimoine, ces corps disparaissent pendant le grillage à l'état d'acide arsénieux et d'oxyde d'antimoine.

La figure 56 représente le fourneau à réverbère qui est employé dans le grillage des minerais de cuivre. La voûte est très-surbaissée; le minerai est introduit dans les trémies T, T, qui le laissent tomber de temps en temps sur la sole du fourneau.

Le minerai grillé est ensuite fondu avec une matière siliceuse au contact du charbon; une partie de l'oxyde de cuivre est réduite, et le cuivre s'unit aux sulfures non décomposés pour produire ce que l'on appelle des *mattes*, tandis que l'oxyde de fer se combine avec la silice et forme un silicate irréductible par le charbon. Cette réaction est fondée sur ce que le cuivre a plus d'affinité pour le soufre que n'en a le fer, tandis que le fer a plus d'affinité pour l'oxygène, surtout en présence de l'acide silicique, le protoxyde de fer étant une base énergique.

La silice joue donc un rôle des plus importants dans la métallurgie du cuivre; elle se combine avec le protoxyde de fer et le préserve ainsi de la réduction, tandis que le deutoxyde de cuivre est réduit et finit par abandonner tout son cuivre à la matte: ainsi, par un grillage en présence de la silice et du charbon, le cuivre reste dans les mattes, tandis que le fer passe dans les scories, lesquelles, étant plus légères, se séparent facilement de la matte, qui occupe le fond du fourneau.

On opère ordinairement la fusion des minerais dans un fourneau à cuve, muni à sa partie inférieure de deux bassins de réception qui reçoivent tour à tour les produits liquides qui s'écoulent du fourneau. Quand l'un des bassins est plein, on met le four en communication avec l'autre, et pendant que celui-ci se remplit, on sépare dans le premier la scorie liquide de la matte, que l'on enlève sous forme de disques à mesure qu'ils se solidifient.