

Couvertures supérieure et inférieure
manquantes

QUELQUES OBSERVATIONS

SUR

L'EMPLOI DES PILES ÉLECTRIQUES

PILE CONSTANTE AU PEROXYDE DE MANGANÈSE
A UN SEUL LIQUIDE.



L'action chimique principale dans une pile est la dissolution d'un métal. Cette dissolution peut être considérée comme une combustion ayant pour résultat de transmettre un certain mouvement vibratoire particulier, dit électrique, et dont les effets doivent être proportionnels aux intensités des forces mises en jeu, c'est-à-dire à l'affinité des corps en présence.

Dans tout élément de pile où l'on se sert de zinc, ce corps devient négatif et le liquide positif. — Recueillir, sans en rien perdre, la double somme d'électricité produite par le zinc et le liquide, tel est le résultat qu'il importe d'obtenir; autrement dit, les actions chimiques intérieures doivent être en équivalence parfaite avec le travail extérieur, chimique ou mécanique, effectué par l'appareil, indépendamment du temps.

Pour qu'un élément de pile obtienne cette équivalence qui lui faudrait à bon droit le nom d'élément à *rendement théorique*, il faut que les deux corps destinés à le constituer se trouvent dans les conditions suivantes :

1° Le corps destiné à prendre l'électricité négative doit être bon conducteur de l'électricité et avoir une grande affinité pour l'oxy-

1867



8293

gène, lorsque l'équilibre électrique est rompu ; enfin, il doit être capable de donner des produits d'oxydation facilement solubles :

2° Le corps prenant l'électricité positive, au contraire, doit être inoxydable, mais il doit être également bon conducteur, et avoir une telle affinité pour l'hydrogène, qu'il arrive à supprimer ce corps essentiellement perturbateur aussitôt sa formation.

Les propriétés réclamées par le premier de ces deux corps sont développées à un haut degré dans le zinc et le fer, aussi n'y a-t-il pas lieu de remplacer ces métaux par une autre substance. — Quant au second, on n'a employé jusqu'à présent aucune matière réunissant les conditions voulues, les métaux étant tous dépourvus d'affinité pour l'hydrogène libre. Afin de parer à cet inconvénient, on a entouré la lame positive des substances les plus variées, telles que sulfate de cuivre, de plomb, de mercure, etc., toutes substances qui, n'ayant aucune conductibilité propre à l'état solide, ne peuvent agir que par leur solubilité plus ou moins grande. Marié-Davy, Daniell, sont ainsi arrivés à construire des piles constantes dans leurs effets, appelées aujourd'hui piles à deux liquides.

Laissant de côté les détails de construction, examinons quelle est la dépense réelle de ces appareils dans les applications les plus habituelles, qui peuvent se diviser en trois classes :

Dans la première classe, je place les signaux de toute espèce, en un mot, la sonnerie électrique en général : — un ou deux grammes de métal réduit au voltamètre, tel est le travail effectif de ces appareils pendant une année.

Dans la deuxième classe entrent toutes les communications télégraphiques où les courants n'ont toujours qu'une très-faible intensité, vu la résistance considérable des appareils récepteurs et des fils transmetteurs, — Dans les postes secondaires des Compagnies et de l'État, la réduction du métal est de 5 à 10 grammes, et, dans les postes importants ou principaux, de 10 à 40 grammes.

Enfin, la troisième classe comprend l'horlogerie, les moteurs électriques et la galvanoplastie, où la dépense est toujours considérable et peut atteindre quelquefois 1 kilogramme et même plus.

De tout cela il ressort que les piles qui s'appliquèrent avec le plus d'avantage aux deux premières classes, qui représentent aujourd'hui les neuf dixièmes des piles en service, seront celles qui fourniront le moins d'actions chimiques intérieures, tout en ayant une grande force électromotrice, et peu importera qu'elles donnent plus ou moins d'électricité dans l'unité de temps.

Pour la troisième classe, au contraire, les actions chimiques intérieures peuvent toujours être négligées devant l'énorme travail que ces appareils doivent réaliser, pourvu que la quantité d'électricité fournie dans l'unité de temps soit considérable.

Par là on voit que, le travail d'une pile variant selon son mode d'application, tel élément peut donner d'excellents ou de détestables résultats, suivant l'emploi auquel on le soumet.

Une pile Daniell qui consomme 400 à 500 grammes de sulfate de cuivre par an n'en utilise généralement que quelques dizaines de grammes, et ne donne, par conséquent, qu'un rendement de 7 à 10 pour 100. — Si l'on ajoute à cela la nécessité de nettoyer les batteries tous les deux ou trois mois, et de surveiller les appareils qui ne peuvent être abandonnés à eux-mêmes pendant plus de trois ou quatre jours, on comprendra facilement combien ce système était peu satisfaisant. On imagina alors de substituer au sulfate de cuivre le sulfate d'oxydure de mercure, sel relativement peu soluble, ce qui réduisit à peu de chose le besoin de surveillance; mais l'entretien de ce système n'est économique qu'autant que les résidus de mercure sont rigoureusement recueillis : travail toujours difficile à exiger de la part des employés. En outre, avec ce système, on est toujours très-loin du rendement théorique; car malgré le peu de solubilité du sulfate de mercure, cette solubilité est encore assez considérable pour que le rendement ne soit que de 30 à 40 pour 100 dans la moyenne des postes télégraphiques, et de 5 pour 100 au plus dans la sonnerie électrique.

Bref, qu'un poste télégraphique soit monté avec des piles Marié-Davy, il n'y a avantage que sous le rapport de la diminution de la surveillance, car si le rendement des éléments Marié-Davy est

sept ou huit fois plus grand que le rendement des éléments Daniell, le prix de revient du sulfate d'oxydure de mercure est près de six fois plus considérable. Quant à la durée de ces éléments, elle n'atteint jamais plus de dix mois à un an, et il est à remarquer que cette durée est toujours la même, quelle que soit l'importance du poste.

C'est après avoir vu combien les dépenses étaient faibles dans la plupart des applications pratiques des piles électriques, que j'ai cherché la solution du problème suivant : Obtenir une pile théorique dans laquelle les actions chimiques étant toujours en équivalence parfaite avec le travail effectué, lui laisseraient nécessairement une durée proportionnelle à ce travail, sans la moindre surveillance. — Cette solution, d'un grand intérêt pour la télégraphie, j'espère l'avoir trouvée dans l'emploi du peroxyde de manganèse, en présence des sels ammoniacaux, dans les piles électriques.

PILE AU PEROXYDE DE MANGANÈSE A UN SEUL LIQUIDE.

Le peroxyde de manganèse, possédant une conductibilité propre, considérable, analogue à celle des métaux, m'a fait penser qu'il serait possible de construire une pile constante à un seul liquide, en employant une plaque de cette matière comme élément positif. La composition chimique du peroxyde de manganèse indique, en effet, qu'il doit réunir toutes les conditions énoncées précédemment, à savoir : inoxydabilité, insolubilité et grande affinité pour les corps combustibles. Comme plaque négative, j'ai choisi le zinc, attendu que ce métal possède toutes les qualités exigées par la théorie. — Quant au liquide baignant les deux pôles, il fallait nécessairement ne pas employer des acides ou des sels pouvant attaquer l'un de ces deux corps ; il n'y avait donc que les sels des métaux alcalins qui fussent complètement inoffensifs.

Parmi ces sels, il importait également de choisir celui qui laissait la dépolarisation ou la combustion de l'hydrogène s'opérer le plus facilement. — J'ai essayé successivement les sels de soude, de potasse, etc., et enfin les sels ammoniacaux qui, quoique ayant une composition tout à fait différente, appartiennent à la même famille par leurs propriétés chimiques. — Avec les sels des métaux alcalins proprement dits, les résultats ont été constamment négatifs. — La combustion de l'hydrogène n'avait pas lieu, ou du moins avait lieu si faiblement qu'avec un élément il fallait interposer plus de 200 kilomètres de résistance dans le circuit, pour s'assurer un courant constant. — En substituant à ces sels un sel ammoniacal quelconque, j'ai obtenu aussitôt une pile fournissant un courant électrique à grande force électromotrice, et se dépolarisant avec une promptitude extraordinaire. — Ce résultat, impossible à supposer *à priori*, s'explique pourtant, quand on compare les actions chimiques qui s'effectuent dans chacun des deux cas.

Dans le premier cas, par exemple, si l'on a pris du sulfate de soude $\text{SO}^{\circ}.\text{ONa}$, les éléments se sépareront de la manière suivante : $\text{SO}^{\circ}.\text{O}$ viendra sur la plaque négative, et le métal libre Na se déposera sur la plaque positive ; mais l'eau qui tient le sel en dissolution est alors décomposée, il se forme de la soude NaO , l'hydrogène devenu libre environne aussitôt la plaque positive et, d'une part, exerce une résistance, d'autre part une force électromotrice en sens contraire.

Je puis donc dire que toutes les fois qu'on forme les deux pôles d'une pile à un seul liquide, dont l'eau a été rendue conductrice au moyen d'un sel métallique quelconque, alcalin ou autre, la décomposition de l'eau, si elle a lieu, n'est généralement qu'une action secondaire de l'électricité, ainsi que le prouve l'expérience suivante : — En plaçant une dissolution de sulfate de soude même assez étendue sur du mercure, et en faisant traverser le liquide par un courant, en ayant soin que le fil négatif plonge dans le mercure, on peut, après quelque temps, constater dans le mercure une certaine quantité de sodium. La décomposition électrolytique

des dissolutions des sels alcalins est donc bien identiquement de la même espèce que celle qui se produit avec les dissolutions des sels des métaux supérieurs; comme, par exemple, avec le sulfate de cuivre; la différence, qui n'est apparente, tient à l'action secondaire du métal alcalin sur l'eau.

Revenant maintenant à l'emploi d'un sel ammoniacal dans une pile à un seul liquide, voyons quelle sera l'action de l'électricité. Prenons, par exemple, du sulfate d'ammoniaque $\text{SO}^4 \cdot \text{OAzH}^4$. — L'acide sulfurique et l'oxygène, $\text{SO}^4 \cdot \text{O}$, viendront, comme dans l'expérience précédente, se rendre sur le zinc, et le composé AzH^4 , jouant le rôle d'un métal, se portera sur la plaque positive, ne décomposera pas l'eau et pourra être brûlé directement par le peroxyde de manganèse, ce qui n'a jamais lieu avec l'hydrogène libre. — Cette grande différence de combustibilité entre AzH^4 (ammonium) et l'hydrogène libre, en présence du peroxyde de manganèse, est si réelle qu'en mettant du peroxyde de manganèse en présence d'un amalgame de sodium et de l'eau on n'obtient jamais de traces appréciables de sesquioxyde ou d'oxydes inférieurs, tandis qu'en substituant un amalgame d'ammonium à l'amalgame de sodium, il y a toujours une réduction manifeste du peroxyde de manganèse.

En pratique, à la plaque de peroxyde de manganèse j'ai naturellement substitué du peroxyde de manganèse concassé que j'ai renfermé dans un vase poreux; l'électricité positive de cette masse est récoltée au moyen d'une plaque de charbon. Pour obtenir de bons résultats, il faut avoir soin de choisir un minerai de manganèse ne contenant que peu de gangue, et de ne jamais l'employer autrement qu'en grains très-grossiers: la poudre fine humectée formerait une pâte n'ayant presque pas de conductibilité propre. Pour augmenter la conductibilité du manganèse, il est avantageux de le mélanger avec un volume égal de charbon de cornue concassé.

Comme sel ammoniacal, j'ai choisi le chlorhydrate (sel ammoniac du commerce); il est bon de s'en servir en dissolution concentrée, les oxychlorures de zinc étant ainsi beaucoup plus solubles que dans les dissolutions étendues.

En pratique, 100 grammes de sel ammoniac correspondent à environ 50 grammes de zinc dissous dans la pile et à 100 grammes de peroxyde de manganèse réduit.

Les éléments de mon système ont une force électromotrice très-considérable : 40 éléments Daniell sont remplacés avantageusement par 28 de mes éléments au manganèse. — La résistance d'un élément au manganèse, modèle des télégraphes, ayant 17 centimètres de hauteur, n'est que de 600 mètres de fil télégraphique de 4 millimètres; avantage important quand les lignes ne sont pas bien isolées, ce qui a généralement lieu; enfin, cette résistance reste toujours à peu de chose près constante, résultat impossible à obtenir avec les piles à sulfate d'oxydure de mercure, dans lesquelles la résistance va continuellement en augmentant et atteint en moyenne 2,000 mètres. — Cette résistance croissante est due au tassement naturel du sel mercuriel, corps mauvais conducteur qui tend à isoler de plus en plus la plaque de charbon. Dans la pile au manganèse, au contraire, plus le tassement est considérable, meilleures sont les conditions de conductibilité du pôle positif.

Enfin, pour démontrer les avantages économiques que présente l'application de mon système à la télégraphie électrique, il me suffira de tracer ce simple tableau comparatif :

PILE MARIÉ-DAVY.

Le sulfate d'oxydure de mercure revient à 3 francs ou à 3 fr. 50 le kilogramme, en supposant les résidus recueillis et vendus sans perte, — autrement le kilogramme coûterait 7 francs.

Le sulfate d'oxydure de mercure ne contient jamais plus de 3 pour 100 d'oxygène utile.

Le rendement du sulfate d'oxydure de mercure dans les postes télégraphiques ne dépasse jamais 50 pour 100.

PILE LECLANCHÉ.

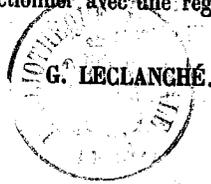
Le kilogramme de manganèse coûte de 70 à 80 centimes.

La teneur du peroxyde de manganèse en oxygène utile est de 5 à 6 pour 100.

Le rendement du peroxyde de manganèse est à peu près théorique, vu son insolubilité absolue dans les sels ammoniacaux.

La durée des piles au manganèse en service dans les postes télégraphiques peut atteindre de un à trois ans. Cette durée est toujours en relation directe avec le travail et la dimension de l'élément employé, relation impossible à obtenir avec les anciens systèmes.

Plus de deux mille éléments au manganèse sont actuellement en service dans différentes Compagnies de chemins de fer, en France et à l'étranger. De nombreux postes télégraphiques, montés depuis près d'un an, n'ont pas cessé de fonctionner avec une régularité en tous points conforme à la théorie.



1^{er} Juin 1867.