

23. *Electrolyse.* — Si, coupant vers son milieu le fil conducteur qui relie entre eux les deux pôles d'une pile, on plonge ses deux extrémités dans un liquide non susceptible de les attaquer chimiquement, le circuit se trouve complété par une colonne de ce liquide. Trois cas peuvent alors se présenter.

1<sup>o</sup> Le liquide n'est pas conducteur ; dans ce cas, le courant ne passe pas ; on se trouve, en effet, dans les mêmes conditions que si le circuit était ouvert.

2<sup>o</sup> Le liquide est un corps conducteur, mais un corps simple, comme le mercure ou un métal en fusion ; dans ce cas, il y a fermeture du circuit et le courant s'établit sans présenter aucune particularité remarquable.

3<sup>o</sup> Le liquide est conducteur et corps composé ; dans ce cas, le passage du courant peut être accompagné d'une décomposition chimique du liquide ; c'est à ce phénomène que l'on donne le nom d'*électrolyse*.

On dit alors que le liquide est un *électrolyte* ; les deux parties métalliques du conducteur qui plongent dans ce liquide reçoivent le nom d'*électrodes* ; on appelle souvent *anode* l'électrode positive, qui communique avec le pôle positif de la pile, et *cathode* l'électrode négative.

L'eau est le premier corps que l'on ait fait décomposer par le courant électrique. C'est en 1800 que Carlisle et Nickolson, employant une pile à colonne montée avec des disques de zinc et d'argent, ont électrolysé l'eau ; l'oxygène se dégage sur l'anode ou électrode positive et l'hydrogène sur la cathode. On sait que pour décomposer un équivalent d'eau (pesant 9 grammes) il faut dépenser 34.500 calories-gramme ; cette énergie calorifique est fournie par la pile. Il est nécessaire que l'eau soit additionnée d'un acide, d'acide sulfurique par exemple.

En général, les liquides proprement dits, tels que l'eau, l'alcool, l'éther, lorsqu'ils sont chimiquement purs, ne

sont pas des électrolytes. On peut électrolyser toute dissolution saline, dont le sel est formé d'un métal uni à un radical simple (*Cl, Br...*) ou composé ( $\text{SO}^4$ ,  $\text{AzO}^6$ ...); on voit toujours le métal se porter sur l'électrode négative et le radical sur l'électrode positive. S'agit-il, par exemple, d'une dissolution de sulfate de cuivre qu'on électrolyse en prenant pour électrodes deux lames de platine, on voit le cuivre *Cu* se déposer sur la cathode qui se recouvre d'un enduit rougeâtre, tandis que le radical  $\text{SO}^4$ , se portant sur l'anode et décomposant l'eau HO, donne de l'acide sulfurique ( $\text{SO}^4\text{H}$  ou  $\text{SO}^3$ , HO), qui se dissout près de cette lame, et de l'oxygène gazeux qui se dégage. C'est toujours sur les électrodes, jamais dans la masse du liquide, qu'apparaissent les éléments de la décomposition.

Les lois de l'électrolyse ont été découvertes en 1832 par Faraday. Voici leur énoncé.

LOIS DE FARADAY. — *Le poids de l'électrolyte décomposé est proportionnel à la quantité d'électricité qui passe.*

*Lorsqu'un même courant traverse plusieurs électrolytes, les poids des divers corps mis en liberté sont proportionnels à leurs équivalents chimiques.*

L'illustre savant appelait *ions* les éléments séparés par l'électrolyse, *anions* ceux qui se portent sur l'anode ou électrode positive et *cathions* ceux qui se portent sur la cathode. Ces dénominations sont aujourd'hui si peu employées qu'on peut les regarder comme tombées en désuétude.

Soit *e* l'équivalent chimique, par rapport à l'hydrogène, d'un électrolyte quelconque, et  $\varepsilon$  le poids (exprimé en grammes) décomposé par le passage d'un coulomb. Il résulte des lois de Faraday que le rapport de  $\varepsilon$  à *e* est un nombre indépendant de la nature de l'électrolyte ; on a, par conséquent,

$$\varepsilon = \alpha e,$$

$\alpha$  désignant un paramètre numérique. Le poids  $\varepsilon$  a reçu le nom d'*équivalent électrochimique* de l'électrolyte considéré. Quant au paramètre  $\alpha$ , sa valeur, indépendante de la nature de l'électrolyte, est

$$\alpha = 0,00001035 = \frac{1}{96600}$$

Si l'on connaît en calories-gramme la quantité de chaleur  $q$  qu'absorbe la décomposition endothermique de  $e$  grammes de l'électrolyte considéré,  $\alpha q$  sera la quantité de chaleur absorbée par la décomposition de l'équivalent chimique  $\varepsilon$ ; pour obtenir en joules l'énergie mécanique ou électrique correspondante, il suffit de multiplier  $\alpha q$  par le nombre  $J = 4,17$ , équivalent mécanique de la chaleur. On voit ainsi que le travail effectué par le passage d'un coulomb a pour valeur, en joules,

$$\alpha Jq = 0,0000432 q = \frac{q}{23148}$$

S'agit-il, par exemple, de l'électrolyse de l'eau, pour laquelle on a un équivalent chimique  $e$  égal à 9, la valeur de  $q$  étant égale à 34.500 calories-gramme, le travail effectué par le passage d'un coulomb sera de

$$34.500 \times 0,0000432 = 1,49 \text{ joule.}$$

L'action électrolytique peut s'exercer non seulement sur divers corps inorganiques, autres que les sels métalliques dont nous avons déjà parlé, mais encore sur des corps organisés. C'est là un sujet sur lequel nous aurons à revenir.

**24. Polarisation des électrodes.** — L'électrolyse exige une dépense d'énergie qui est nécessairement prélevée sur l'énergie totale du courant; cette dernière se divise donc

en deux parties, dont l'une se convertit en chaleur dégagée tout le long du circuit, tandis que l'autre se convertit en travail mécanique dépensé pour l'électrolyse. Nous venons de voir que ce travail mécanique s'obtient en faisant le produit du nombre des coulombs qui passent par seconde et du nombre 0,0000432  $q$ , dans lequel  $q$  dépend de la nature de l'électrolyte. Ce même travail mécanique pourrait, d'autre part, s'obtenir en faisant le produit du nombre des coulombs qui passent par seconde et d'une force électromotrice  $H$  convenablement choisie; la valeur de  $H$ , exprimée en volts, serait précisément 0,0000432  $q$ ; dans le cas particulier de l'électrolyse de l'eau, par exemple,  $H$  aurait pour valeur 1,49 volt. Les choses se passent donc comme si le phénomène électrolytique prélevait à son profit une partie  $H$  de la force électromotrice totale engendrée par la pile, ou, en d'autres termes, comme si ce phénomène donnait naissance à une force *contre-électromotrice*  $H$ , inverse de celle qui produit le courant.

Cette force contre-électromotrice se produit, en effet, par le mécanisme de la *polarisation* des électrodes consacrées à l'électrolyse. Supposons, pour fixer les idées, que l'on emploie comme électrodes deux lames de platine pour l'électrolyse de l'eau; on verra des bulles d'oxygène se placer sur l'anode et des bulles d'hydrogène se placer sur la cathode; ces modifications de l'état des surfaces produiront entre les deux lames de platine une différence de potentiel qui, croissant d'abord très vite, puis plus lentement, ne tardera pas à atteindre sa valeur maximum de 1,49 volt. On a donné à la force contre-électromotrice le nom de *force électromotrice de polarisation*; il faut que la force électromotrice que la pile peut créer, en sens contraire, entre les deux électrodes, lui soit supérieure pour que l'on puisse obtenir une électrolyse continue; si elle

lui est inférieure, la décomposition de l'électrolyte peut bien commencer pendant un instant, mais elle s'arrête aussitôt que la force électromotrice de polarisation, qui part de zéro et va en croissant, devient égale à la force électromotrice de la pile, moment à partir duquel le courant cesse de passer. Pour obtenir la décomposition de l'eau, il faut employer une pile dont la force électromotrice soit supérieure à 1,49 volt; un élément Volta serait insuffisant, mais une pile à tasses composée de deux ou d'un plus grand nombre d'éléments peut être employée avec succès.

25. *Force électromotrice et polarisation de la pile.* —

Cette étude de l'électrolyse nous permet d'analyser ce qui se passe à l'intérieur d'une pile hydroélectrique. Il y a des réactions chimiques dans une électrolyse, il y en a aussi à l'intérieur d'une pile; mais, tandis que les réactions électrolytiques sont *endothermiques*, c'est-à-dire consommant de la chaleur, les réactions de la pile sont *exothermiques*, c'est-à-dire susceptibles de dégager de la chaleur. De même qu'une électrolyse qui absorbe la quantité de chaleur  $q$  pour le passage d'un coulomb par seconde produit une force contre-électromotrice dont la valeur, exprimée en volts, est

$$\alpha Jq = 0,0000432 q,$$

de même l'ensemble des réactions chimiques produites dans une pile qui dégage la quantité de chaleur  $q$  doit produire une force électromotrice dont la valeur en volts est également

$$\alpha Jq = 0,0000432 q.$$

Pour un élément Volta, par exemple, nous avons trouvé précédemment  $q = 20.400$  calories-gramme; la valeur de

la force électromotrice de cet élément doit donc être

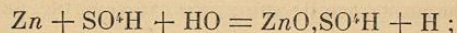
$$0,00432 \times 204 = 0,88128 \text{ volt.}$$

En résumé : *La force électromotrice, exprimée en volts, d'une pile hydro-électrique dont les actions chimiques intérieures, correspondant aux poids équivalents, dégagent un nombre  $q$  de calories-gramme, s'obtient en multipliant ce nombre  $q$  par 0,0000432.* Ce théorème est applicable non seulement à l'élément Volta, mais encore à un élément de chacune des piles hydro-électriques dont on fait usage aujourd'hui; il suppose l'équivalence parfaite entre l'énergie chimique du couple et son énergie électrique. Cette équivalence serait en effet rigoureuse si le couple conservait exactement, pendant sa marche, la température du milieu ambiant; or, il n'en est pas toujours ainsi, le couple peut soit s'échauffer, soit se refroidir; le calcul précédent ne donne alors qu'une valeur plus ou moins approchée de la force électromotrice de la pile.

Dans le couple Volta, la lame de cuivre, qui forme l'anode ou électrode positive, est simplement *conductrice*, tandis que la lame de zinc, qui forme la cathode ou électrode négative, est à la fois *conductrice* et *soluble* (c'est-à-dire intervenant dans la réaction chimique). Les bulles d'hydrogène qui se dégagent autour de la lame de cuivre et s'accumulent sur sa surface donnent naissance au phénomène de la *polarisation*, qui diminue la force électromotrice et produit un affaiblissement rapide de la pile. On peut remédier à cet inconvénient, dans une certaine mesure, en faisant absorber l'hydrogène par un corps, généralement liquide, sur lequel il exerce une action chimique et auquel on donne le nom de *dépolarisant*.

26. *Piles à deux liquides.* — Nous arrivons, ainsi au principe des *piles à deux liquides*.

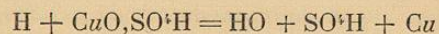
Prenons un vase cylindrique, en verre ou en porcelaine, dans lequel nous introduirons un autre vase cylindrique poreux, de plus petit diamètre, de manière à obtenir deux compartiments. Dans la couronne cylindrique comprise entre ces deux vases, introduisons le liquide *excitateur*, (eau acidulée à l'acide sulfurique), dans lequel plongera l'*anode soluble* (lame de zinc amalgamé, de forme cylindrique) ; dans le vase poreux nous introduirons le *dépolarisant*, dans lequel plongera la *cathode conductrice* (cuivre ou charbon de cornue). Lorsque nous fermerons le circuit le premier compartiment deviendra, comme un élément Volta, le siège de la réaction exothermique



l'hydrogène mis en liberté traversera la cloison poreuse et donnera naissance, en présence du dépolarisant, à une nouvelle réaction chimique.

On peut employer comme dépolarisants des corps de diverses natures ; de là l'invention d'un grand nombre de piles à deux liquides. Nous allons décrire les principales.

ÉLÉMENT DANIELL. — On emploie comme dépolarisant une dissolution de *sulfate de cuivre*, qui s'empare de l'hydrogène en vertu de la réaction suivante



En tenant compte de la réaction qui précède, on voit qu'il y a, en dernière analyse, substitution du zinc au cuivre dans le sulfate de cuivre. Or d'après les tables thermo-chimiques de M. Berthelot, on voit que, en calories-

dégage . . . . .	114.400
et que la décomposition d'un équivalent de sulfate de cuivre absorbe . . . . .	90.200
Différence ou chaleur dégagée $q =$	24.200

il suffit de multiplier cette quantité de chaleur  $q$  par le nombre  $\alpha J = 0,0000432$  pour obtenir, en volt, la force électromotrice de l'élément Daniel ; on trouve ainsi

$$e = 242 \times 0,00432 = 1 \text{ volt}, 04544,$$

valeur très approchée de celle 1 volt, 068, qui résulte des mesures obtenues par des expériences directes.

Cette force électromotrice d'un élément Daniell est assez voisine du volt pour que cet élément puisse servir comme étalon de force électromotrice. Elle est très constante, parce que la polarisation est parfaitement évitée ; le cuivre mis en liberté se dépose sur l'électrode positive.

Mais la résistance de cette pile est variable, la dissolu-



Fig. 13.

tion de sulfate de zinc va en s'enrichissant, tandis que la dissolution de sulfate de cuivre va, au contraire, en s'appauvrissant ; ajoutons que les deux sulfates se mélangent

à travers le vase poreux. On peut faciliter le renouvellement nécessaire du sulfate de cuivre en adoptant la disposition dite *en ballon* (fig. 13) ; le sulfate de cuivre approvisionné est contenu dans un ballon de verre rempli d'eau et fermé par un bouchon que traverse un tube de verre ; ce ballon de verre est renversé de manière que le tube descende jusqu'à la solution dépolarisante qu'il convient de maintenir saturée.

MM. Callaud et Trouvé ont supprimé la cloison poreuse ; la différence des densités du liquide excitateur et de la solution de sulfate de cuivre. (cette dernière étant la plus lourde), suffit pour les maintenir séparés. Cette disposition a le double avantage de diminuer sensiblement le prix de la pile et de réduire beaucoup sa résistance intérieure.

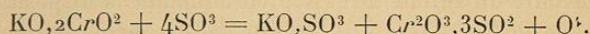
L'élément Daniell a, d'ailleurs, donné lieu à plusieurs autres modifications que nous croyons inutile d'indiquer ici.

**COUPLE BUNSEN.** — On emploie comme dépolarisant l'*acide azotique* ou *nitrique*  $\text{AzO}^3$ , marquant de  $36^\circ$  à  $40^\circ$ . L'électrode positive est constituée par un prisme en charbon de cornue. L'hydrogène dégagé par la première réaction réduit l'acide nitrique en composés moins oxygénés qui se dissolvent ou se dégagent ; les vapeurs nitreuses qui résultent de cette réaction répandent une odeur très désagréable.

La force électromotrice du couple Bunsen est de 1 volt 90. Il suffit de remplacer l'électrode en charbon par un électrode en platine pour obtenir le *couple Grove*, dont la force électromotrice est de 1 volt 96.

**COUPLE POGGENDORFF.** — L'oxygène nécessaire pour la déporalisation est fourni, en principe, par l'*acide chromique* résultant de la décomposition d'un mélange de *bichro-*

*mate de potasse* et d'*acide sulfurique* étendu d'eau, d'après la formule suivante



Dans ces conditions il n'est pas nécessaire d'établir une séparation entre le liquide excitateur (eau acidulée à l'acide sulfurique) et la solution dépolarisante. On peut donc n'employer en fait qu'un seul liquide, dans lequel plongent les deux électrodes zinc amalgamé et charbon. La force électromotrice de l'élément Poggendorff est d'un peu plus de 2 volts, soit très approximativement 2,01 volts.

M. Grenet a donné à cette pile la forme d'une bouteille

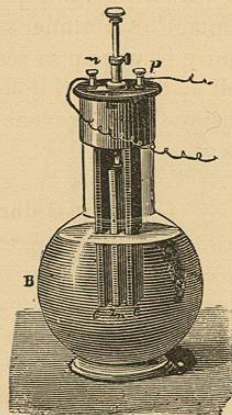


Fig. 14.

sphérique (fig. 14) ; le goulot est fermé par un couvercle en ébonite qui soutient les électrodes de charbon et de zinc ; cette dernière est remontée dans le goulot et retirée ainsi du liquide, à circuit ouvert.

L'énergie de cette pile baisse assez rapidement par suite de l'altération du liquide. Il faut agiter de temps en temps

ce liquide pour faire disparaître le dépôt d'oxyde et d'alun de chrome que se fait sur l'électrode positive.

COUPLE MARIÉ-DAVY. — On emploie comme dépolarisant le *sulfate de mercure*  $HgO, SO^3$  ; l'électrode positive est en charbon de cornue. La force électromotrice de cette pile est de 1,51 volt.

COUPLES AVEC DIVERS LIQUIDES EXCITATEURS. — Dans toutes piles précédentes, le liquide exciteur est le même que dans l'élément Volta, c'est-à-dire l'eau acidulée à l'acide sulfurique. Il existe d'autres piles dans lesquelles on emploie d'autres liquides excitateurs.

Dans l'élément *Leclanché*, (fig. 15) le liquide exciteur

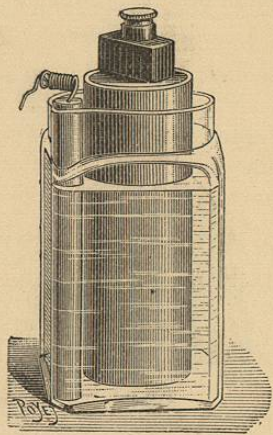
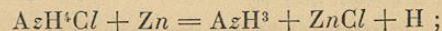


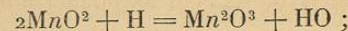
Fig. 15.

est une solution aqueuse de *chlorhydrate d'ammoniaque*  $AzH^4Cl$  qui, en présence du zinc, donne lieu à la réaction



le dépolarisant est un oxyde solide, le *bioxyde de manga-*

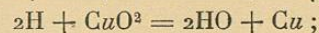
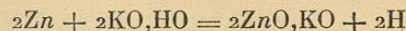
*nèse*  $MnO^2$ , (dont les cristaux mélangés avec des fragments de charbon de cornue sont contenus dans un vase poreux), qui donne en présence de l'hydrogène la réaction suivante



la force électromotrice est de 1,45 volt. Cette pile, dont l'usage est très répandu, ne consomme rien à circuit ouvert. Son électrode positive est en charbon.

L'élément *Warren de la Rue* diffère du précédent par la substitution du *chlorure d'argent*  $AgCl$  au bioxyde de manganèse. L'électrode positive est faite avec un ruban d'argent recouvert de chlorure d'argent et enveloppé d'un tube en parchemin. La force électromotrice est de 1,02 volt. Aucune réaction ne se produit à circuit ouvert.

Dans l'élément *de Lalande et Chaperon*, on emploie comme liquide exciteur une solution de *potasse caustique*  $KO, HO$  et comme dépolarisant l'*oxyde de cuivre*  $CuO^2$  ; les deux liquides sont mélangés dans le même vase. L'électrode soluble est en zinc et l'électrode positive en cuivre. Voici les formules des réactions



le cuivre se précipite à l'état métallique. Pas de réaction à circuit ouvert. La force électromotrice de cet élément est de 0,85 volt. La constance de cette pile est remarquable.

27. *Grouper des éléments de pile.* — Prenons un nombre quelconque  $n$  de couples identiques entre eux, ayant chacun une force électromotrice  $E$  et une résistance intérieure  $r$ . Nous pouvons grouper ces couples de deux manières principales, c'est-à-dire soit en *tension*, soit en *quantité*.

Le *groupement en tension*, appelé aussi *groupement en série*, s'obtient en reliant le pôle négatif du premier couple au pôle positif du second, le pôle négatif de celui-ci au pôle positif du troisième, et ainsi de suite. Les forces électromotrices s'ajoutent, en sorte que la batterie de piles ainsi constituée acquiert la force électromotrice  $nE$  ; les résistances intérieures s'ajoutent également, en sorte que la résistance intérieure de la batterie devient  $nr$ . Si nous fermons le circuit par une résistance extérieure  $R$ , l'intensité du courant obtenu sera

$$I' = \frac{nE}{nr + R}$$

Le *groupement en quantité*, que l'on appelle aussi quelquefois *groupement en dérivation*, s'obtient en reliant entre eux tous les pôles positifs et en reliant aussi entre eux tous les pôles négatifs. La force électromotrice de la batterie ainsi constituée est la même  $E$  que celle d'un élément, mais la résistance intérieure de cette batterie est  $n$  fois plus faible que celle d'un couple et se réduit à  $\frac{r}{n}$ .

En fermant le circuit par la résistance extérieure  $R$ , on obtient un courant d'intensité

$$I'' = \frac{E}{\frac{r}{n} + R} = \frac{nE}{r + nR}$$

Les valeurs  $I'$  et  $I''$  des intensités correspondant aux deux modes de groupement, pour une même résistance extérieure  $R$  sont donc en général différentes. Pour qu'elles deviennent égales, il faut et il suffit que l'on ait

$$R = r,$$

c'est-à-dire que la résistance extérieure soit égale à la résis-

tance intérieure de l'un des éléments ; on a, dans ce cas,

$$I' = I'' = \frac{nE}{(n + 1)r}$$

Avec une résistance extérieure plus grande

$$R > r,$$

on trouve

$$I' > I'',$$

c'est-à-dire que la plus grande intensité s'obtient avec le groupement en tension.

Avec une résistance extérieure plus petite

$$R < r,$$

on trouve

$$I' < I''$$

en sorte que c'est le groupement en quantité qui fournit le courant le plus intense.

On peut combiner les groupements en tension et en quantité de manière à obtenir ce que l'on appelle un *groupement mixte*. Supposons que le nombre total  $n$  des couples soit le produit de deux facteurs entiers  $x$  et  $y$ , en sorte que l'on ait

$$n = xy,$$

nous pourrons former  $y$  batteries partielles de  $x$  couples groupés en tension ou en série ; chacune de ces batteries, ayant la force électromotrice  $xE$  et la résistance intérieure  $xr$ , pourra être assimilée à un élément de pile et nous pourrons grouper en quantité les  $y$  éléments complexes ainsi obtenus, de manière à obtenir une batterie totale dont la force électromotrice sera  $xE$  et dont la résistance

intérieure sera  $\frac{xr}{y}$ . En fermant le circuit de cette batterie

mixte par la résistance extérieure  $R$ , nous aurons pour valeur de l'intensité du courant

$$I = \frac{x E}{\frac{x r}{y} + R} = \frac{x y E}{x r + y R}$$

On peut remplacer  $y$  par sa valeur  $\frac{n}{x}$ ; la formule ci-dessus devient ainsi

$$I = \frac{n x E}{x^2 r + n R}$$

On démontre facilement que cette valeur de  $I$  devient maximum lorsque l'on a

$$x^2 r = n R,$$

égalité qui peut aussi s'écrire sous la forme

$$\frac{x r}{y} = R;$$

par conséquent, on obtient l'intensité maximum du courant lorsque la résistance intérieure de la batterie mixte est égale à la résistance du circuit extérieur. Lorsque cette condition est remplie, on obtient l'intensité

$$I = \frac{x E}{2 R};$$

d'après la formule d'Ohm, la différence de potentiel entre les deux bornes du circuit extérieur qui correspond à cette intensité  $I$  a pour valeur

$$R I = \frac{x E}{2},$$

c'est-à-dire la moitié de la force électromotrice  $x E$  de la batterie mixte; par conséquent, on obtient l'intensité maximum du courant lorsque la différence de potentiel

aux bornes du circuit extérieur est égale à la moitié de la force électromotrice de la batterie.

28. Applications. — Les formules et théorèmes précédents ont une grande utilité dans la pratique et permettent de résoudre plusieurs problèmes intéressants.

1° Etant donnée la résistance  $R$  d'un conducteur dans lequel on veut faire passer un courant électrique d'une intensité déterminée  $I$ , au moyen d'une batterie composée de couples caractérisés par leur force électromotrice  $E$  et leur résistance intérieure  $r$ , comment doit-on former cette batterie?

Il faut, d'après la loi d'Ohm, obtenir entre les deux extrémités du conducteur la différence de potentiel  $IR$ ; or d'après un des théorèmes précédents cette différence de potentiel doit être égale à la moitié de la force électromotrice de la batterie; nous devons donc avoir

$$IR = \frac{x E}{2};$$

d'où

$$x = \frac{2 IR}{E};$$

cette formule nous fait connaître le nombre  $x$  des couples qui doivent entrer dans chacun des groupements en série.

Pour calculer le nombre  $y$  de ces batteries partielles qu'il faut grouper en quantité, nous remarquerons que la résistance intérieure  $\frac{x r}{y}$  de la batterie résultante doit, en vertu d'un des théorèmes précédents, être égale à la résistance extérieure  $R$ ; nous devons donc avoir

$$\frac{x r}{y} = R,$$

d'où



$$y = \frac{xr}{R} = \frac{2Ir}{E}$$

Le nombre total des couples à employer est égal à  $xy$ .

Si les valeurs ainsi calculées pour  $x$  et  $y$  ne sont pas entières, nous leur substituerons les nombres entiers qui s'en rapprochent le plus et nous obtiendrons ainsi la solution très approximative du problème proposé.

Il faut remarquer que si la force électromotrice  $E$ , à circuit ouvert, d'un couple donné est généralement connue d'avance avec une grande approximation, il n'en est pas de même de sa résistance intérieure  $r$  qui varie constamment avec l'état du liquide exciteur.

Pour faire une application numérique de ces formules, prenons des couples Poggendorf, au bichromate, pour chacun desquels on a

$$E = 2,01 \text{ volts.}$$

$$r = 0,25 \text{ ohm.}$$

et proposons-nous d'obtenir un courant d'intensité

$$I = 8 \text{ ampères,}$$

sur une résistance extérieure

$$R = 5 \text{ ohms.}$$

Nous trouverons

$$x = \frac{2IR}{E} = \frac{2 \times 8 \times 5}{2,01} = 40$$

$$y = \frac{2Ir}{E} = \frac{2 \times 8 \times 0,25}{2,01} = 2;$$

il faut donc employer 80 couples, former deux groupes de 40 éléments en série et réunir ces deux groupes en quantité.

2<sup>o</sup> Comment doit-on grouper un nombre  $n$  de couples ayant la force électromotrice  $E$  et la résistance inté-

rieure  $r$ , pour obtenir le maximum d'intensité du courant sur une résistance extérieure  $R$  ?

Nous aurons, pour déterminer  $x$  et  $y$  les deux formules

$$xy = n$$

$$xr = yR,$$

d'où l'on déduit

$$x = \sqrt{\frac{nR}{r}}$$

$$y = \sqrt{\frac{nr}{R}},$$

valeurs indépendantes de la force électromotrice  $E$  des couples employés. L'intensité du courant obtenu se calculera par la formule générale

$$I = \frac{xyE}{xr + yR};$$

elle est, toutes choses égales d'ailleurs, proportionnelle à  $E$ .

Comme application numérique, donnons-nous  $n = 200$  éléments Bunsen, pour chacun desquels

$$E = 1,9 \text{ volt.}$$

$$r = 0,2 \text{ ohm.}$$

et proposons-nous d'obtenir le courant maximum sur une résistance extérieure

$$R = 15 \text{ ohms;}$$

nous aurons

$$x = \sqrt{\frac{nR}{r}} = \sqrt{\frac{200 \times 15}{0,2}} = \sqrt{15000} = 123$$

$$y = \sqrt{\frac{nr}{R}} = \sqrt{\frac{200 \times 0,2}{15}} = \sqrt{2,67} = 1,62$$

Cette valeur de  $y$  n'étant pas entière, il faut la remplacer par le nombre entier 2 qui s'en rapproche le plus ; la valeur correspondante de  $x$  est 100. Il faut donc former deux groupes de 100 éléments en série et les réunir en quantité. L'intensité du courant obtenu sera

$$\frac{xyE}{xr + yR} = \frac{200 \times 1,9}{100 \times 0,2 + 2 \times 15} = 7,6 \text{ ampères.}$$

3° *Quel mode de groupement doit-on adopter si le rapport de la résistance extérieure R à la résistance intérieure r d'un élément est plus grand que le nombre n des éléments dont on dispose ?*

Les formules

$$x = \sqrt{\frac{nR}{r}}$$

$$y = \sqrt{\frac{nr}{R}}$$

qui correspondent au maximum d'intensité du courant donnent, dans le cas dont il s'agit  $x > n$  et  $y < 1$ , valeurs auxquelles on est obligé de substituer  $x = n$  et  $y = 1$ . Par conséquent, la solution consiste à grouper tous les éléments en série. L'intensité du courant obtenu sera, dans ce cas, donnée par la formule

$$I = \frac{nE}{nr + R}$$

Si l'on s'imposait la condition d'obtenir un courant d'intensité déterminée I, le nombre  $n$  des éléments à employer se déduirait de la formule ci-dessus ; on trouverait

$$n = \frac{RI}{E - rI}$$

Comme application numérique, supposons qu'un médecin disposant d'éléments Leclanché pour lesquels

$$E = 1,45 \text{ vol}$$

$$r = 1,1 \text{ ohm,}$$

veuille obtenir un courant de 20 milliampères

$$I = 0,02 \text{ ampère}$$

sur une résistance évaluée à 2.000 ohms,

$$R = 2.000 \text{ ohms.}$$

La formule donnera

$$n = \frac{2.000 \times 0,02}{1,45 - 1,1 \times 0,02} = 28 ;$$

le médecin devra donc grouper en série 28 éléments Leclanché.

29. *Thermo-électricité.* — Seebeck a découvert en 1821 qu'un circuit formé de plusieurs métaux soudés bout à bout est parcouru par un courant lorsque l'on chauffe une de ses soudures. Prenons, par exemple, un anneau dont les deux moitiés, l'une en cuivre et l'autre en fer, soient soudées l'une à l'autre ; il nous suffira d'élever à 200 degrés par exemple, la température de l'une des soudures, pour obtenir un courant thermo-électrique allant du fer au cuivre par la soudure chaude.

La force électromotrice d'un couple de ce genre dépend de la nature des deux métaux accolés, mais les soudures de liaison n'ont aucune action ; il est indifférent que ces métaux soient unis directement ou par l'intermédiaire d'un corps conducteur quelconque.

Si, l'une des soudures étant maintenue à une température fixe, (celle de la glace fondante, pour fixer les idées), on élève progressivement la température de l'autre soudure, on voit la force électromotrice aller d'abord en croissant, atteindre un maximum et décroître ensuite non seu-

lement jusqu'à zéro, mais même au-dessous de zéro en changeant de signe ; il se produit alors une *inversion* du courant. On a constaté que *la température qui rend maximum la force électromotrice est la moyenne arithmétique de la température de la soudure froide et de la température d'inversion*. Pour le couple fer-cuivre, dont une soudure est maintenue à zéro degré, la température qui rend maximum la force électromotrice est de 275 degrés, centigrades, et la température d'inversion est de 550 degrés ; ajoutons que la valeur maximum de la force électromotrice n'est que d'environ 3.000 microvolts (ou millièmes de volt), soit 0,003 volt.

Peltier a montré que l'effet Seebeck est réversible. Si l'on fait passer un courant électrique, provenant d'une source étrangère, dans un barreau formé par deux parties cuivre et fer, soudées bout à bout, la soudure s'échauffe ou se refroidit suivant que le courant passe dans un sens ou dans l'autre. Cet effet Peltier est distinct de l'effet Joule, avec lequel il coexiste.

D'autre part, Sir W. Thomson a découvert que l'on fait naître une force électromotrice dans un fil homogène, en chauffant inégalement plusieurs points de ce fil. Le plomb est, d'après les expériences de M. Leroux, le seul métal qui soit réfractaire à l'effet Thomson.

Ces diverses observations nous font entrevoir que les lois du phénomène thermo électrique qui se passe, dans un anneau fer-cuivre par exemple, ne doivent pas être très simples. Ces lois ont été étudiées et formulées par Becquerel et par Gaugain. La force électromotrice obtenue en échauffant inégalement les deux soudures dépend non seulement de la différence des températures, mais aussi de leur demi-somme ou valeur moyenne. La valeur, toujours très faible, de cette force électromotrice dépend en outre des natures des deux métaux.

Pour construire une *pile thermoélectrique* d'une force électromotrice utilisable, il faut grouper en série un assez grand nombre de couples bimalliques. La *pile de Mel-*

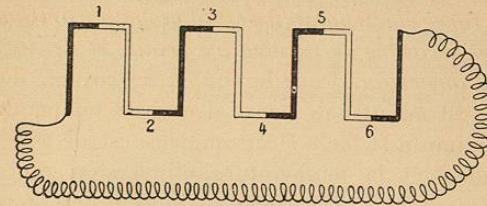


Fig. 16.

*loni*, qui a rendu les plus grands services pour l'étude de la chaleur rayonnante, est composée de couples antimoinc-bismuth formant un chaînon, comme l'indique le schéma

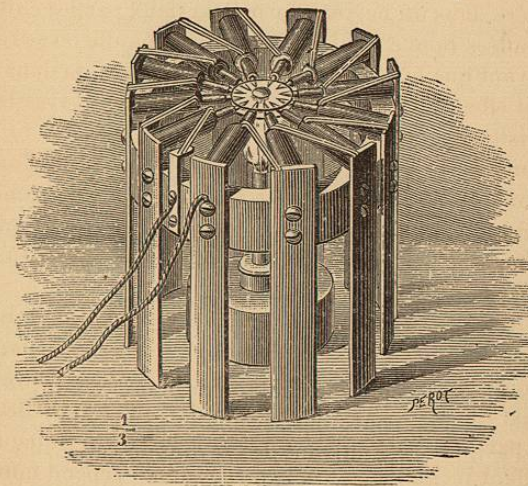


Fig. 17.

ci-contre (fig. 16) ; on replie ensuite cette chaîne sur elle-même, de manière à obtenir un parallépipède rectangle

présentant sur une de ses bases toutes les soudures de rang pair et sur l'autre toutes les soudures de rang impair. La plus légère différence de température entre les deux bases de ce parallépipède produit un faible courant dans le circuit extérieur ; c'est pour cette raison qu'on a pu faire remplir à la pile de Melloni le rôle d'un thermomètre différentiel d'une grande sensibilité.

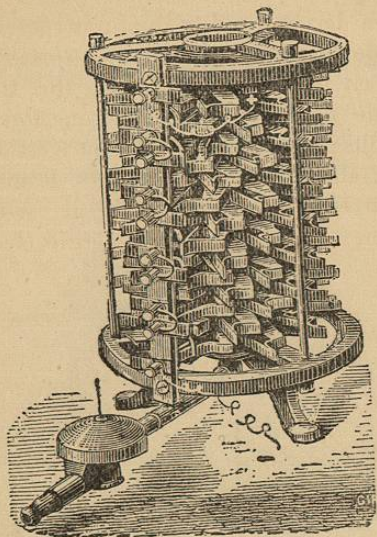


Fig. 18.

On peut aussi replier le chaînon de manière à lui donner la forme d'une couronne circulaire ; les éléments ou couples sont dirigés suivant des rayons de cette couronne. Les soudures d'ordre pair sont toutes à l'intérieur, et les soudures d'ordre impair toutes à l'extérieur. La figure 17 représente un petit modèle de la *pile de Noé*, construit par MM. Dücretet et Lejeune ; les deux métaux employés

sont le maillechort et un alliage zinc-antimoine. Les soudures centrales sont engagées dans une pièce de cuivre qui reçoit directement la chaleur d'une lampe à esprit de vin.

La *pile Clamond et Carpentier* se compose de couples fer et alliage zinc-antimoine. Avec dix couples groupés en série on forme une couronne circulaire ; plusieurs couronnes semblables, superposées et séparées les unes des autres par des rondelles d'amiante, sont réunies soit en série, soit en dérivation. Les soudures centrales reçoivent la chaleur de jets de gaz enflammés sortant des orifices d'un tuyau en terre réfractaire (Fig. 18). Une pile à 12 couronnes de 10 éléments, produit une force électromotrice de 8 volts ; sa résistance intérieure est d'un peu plus de 3 ohms ; elle consomme 180 litres de gaz par heure. Quant à son rendement maximum, il est à peine d'un cinq centième, c'est-à-dire que l'énergie électrique obtenue

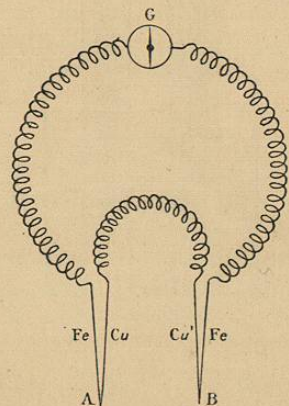


Fig. 19.

ne représente que la cinq centième partie de l'énergie calorifique dépensée pour actionner la pile.

Avec deux couples fer-cuivre, opposés l'un à l'autre,