

Conditions d'utilisation des contenus du Conservatoire numérique

1- [Le Conservatoire numérique](#) communément appelé [le Cnum](#) constitue une base de données, produite par le Conservatoire national des arts et métiers et protégée au sens des articles L341-1 et suivants du code de la propriété intellectuelle. La conception graphique du présent site a été réalisée par Eclydre (www.eclydre.fr).

2- Les contenus accessibles sur le site du Cnum sont majoritairement des reproductions numériques d'œuvres tombées dans le domaine public, provenant des collections patrimoniales imprimées du Cnam.

Leur réutilisation s'inscrit dans le cadre de la loi n° 78-753 du 17 juillet 1978 :

- la réutilisation non commerciale de ces contenus est libre et gratuite dans le respect de la législation en vigueur ; la mention de source doit être maintenue ([Cnum - Conservatoire numérique des Arts et Métiers - https://cnum.cnam.fr](#))
- la réutilisation commerciale de ces contenus doit faire l'objet d'une licence. Est entendue par réutilisation commerciale la revente de contenus sous forme de produits élaborés ou de fourniture de service.

3- Certains documents sont soumis à un régime de réutilisation particulier :

- les reproductions de documents protégés par le droit d'auteur, uniquement consultables dans l'enceinte de la bibliothèque centrale du Cnam. Ces reproductions ne peuvent être réutilisées, sauf dans le cadre de la copie privée, sans l'autorisation préalable du titulaire des droits.

4- Pour obtenir la reproduction numérique d'un document du Cnum en haute définition, contacter [cnum\(at\)cnam.fr](mailto:cnum(at)cnam.fr)

5- L'utilisateur s'engage à respecter les présentes conditions d'utilisation ainsi que la législation en vigueur. En cas de non respect de ces dispositions, il est notamment passible d'une amende prévue par la loi du 17 juillet 1978.

6- Les présentes conditions d'utilisation des contenus du Cnum sont régies par la loi française. En cas de réutilisation prévue dans un autre pays, il appartient à chaque utilisateur de vérifier la conformité de son projet avec le droit de ce pays.

NOTICE BIBLIOGRAPHIQUE

NOTICE DE LA GRANDE MONOGRAPHIE	
Auteur(s) ou collectivité(s)	[Conservatoire national des arts et métiers]
Titre	Conférences de guerre
Adresse	[s.l.] : [s.n.], [1914-1918]
Nombre de volumes	35
Cote	CNAM-BIB Ms 271, A 53578, A 53581, Br 1155, 12 Xa 277
Sujet(s)	Guerre mondiale (1914-1918)
Note	La note de présentation renvoie vers d'autres conférences numérisées par d'autres établissements.
Permalien	https://cnum.cnam.fr/redir?MS271
LISTE DES VOLUMES	
	La guerre : la chimie du feu et des explosifs : conférence [30 novembre 1914]
	L'organisation du crédit en Allemagne et en France [14 décembre 1914-4 mars 1915]
	Le "75" : conférence [17 décembre 1914]
	La guerre, la stérilisation des eaux, la chimie des aliments : conférences [18 janvier et 22 février 1915]
	Conférence sur la question monétaire et les changes étrangers [15 novembre 1915]
	Conférence sur l'idée de loi [18 novembre 1915]
	Conférence sur les problèmes financiers de la guerre [22 novembre 1915]
	Conférence sur les problèmes généraux d'hygiène industrielle [2 décembre 1915]
	Conférence sur les succédanés de la monnaie [13 décembre 1915]
	Conférence sur les modes de coopération des sociétés de prévoyance à la vie [16 décembre 1915]
	Conférence sur la question du change en termes généraux [20 décembre 1915]
	Conférence sur le paiement de l'indemnité de guerre de 1870-1873 [10 janvier 1916]
	Exploitation industrielle et production de la nature vivante [13 janvier 1916]
	Conférence sur les problèmes actuels du change [17 janvier 1916]
	Le régime normal et le régime de guerre des inventions et brevets en France [27 janvier 1916]
	Conférence sur l'organisation des caisses d'épargne [31 janvier 1916]
	Conférence sur le dépôt des brevets d'invention [3 février 1916]
	Conférence sur l'organisation sociale de l'Allemagne [7 février 1916]
	Conférence sur le régime de guerre des inventions [10 février 1916]
	Conférence sur les industries électro-chimiques [14 février 1916]
	Conférence sur les caisses d'épargne après la loi de 1897 [17 février 1916]
VOLUME TÉLÉCHARGÉ	Conférence sur l'application de l'électro-chimie [21 février 1916]
	Conférence sur l'étude de l'électrolyse du chlorure de sodium ou du chlorure de potassium [28 février 1916]
	Conférence sur l'alimentation de l'industrie en matières premières dans l'après-guerre [2 mars 1916]

	Conférence sur la cherté de la vie et les munitions [6 mars 1916]
	Conférence sur l'électrolyse de la soude par amalgame [9 mars 1916]
	Conférence sur le fonctionnement de l'assistance [13 mars 1916]
	Conférence sur les conditions de relèvement économique de la France et des alliés après la guerre [23 mars 1916]
	Conférence sur les réformes de demain [27 mars 1916]
	Conférence sur l'état actuel de la métallurgie du fer [3 avril 1916]
	Conférence sur la situation économique de la métallurgie [6 avril 1916]
	Conférence sur les causes de la supériorité de l'Allemagne [10 avril 1916]
	Conférence sur les autres causes de la supériorité de l'Allemagne [13 avril 1916]
	Les conditions de l'organisation et du développement commercial des industries chimiques [9 novembre 1916]
	Conférence sur les conditions économiques générales sur lesquelles baser l'extension de la production des industries chimiques [18 janvier 1917]

NOTICE DU VOLUME TÉLÉCHARGÉ	
Titre	Conférences de guerre
Volume	Conférence sur l'application de l'électro-chimie
Adresse	[s.l.] : [s.n.], 1916
Collation	19 f.
Nombre de vues	40
Cote	CNAM-BIB Ms 271 (24)
Sujet(s)	Guerre mondiale (1914-1918) -- Aspect économique Chimie industrielle
Thématique(s)	Histoire du Cnam
Typologie	Manuscrit
Langue	Français
Date de mise en ligne	22/05/2025
Date de génération du PDF	06/02/2026
Recherche plein texte	Disponible
Notice complète	https://calames.abes.fr/pub/cnam.aspx#details?id=Calames-202402071752651125
Permalien	https://cnum.cnam.fr/redir?MS271.24

Note de présentation des Conférences de guerre

Avec la Première Guerre mondiale, l'enseignement au Conservatoire est bouleversé. Les cours qui commencent habituellement en novembre ne peuvent pas être organisés. La mobilisation générale a soustrait 9/10 des auditeurs dont l'âge moyen est situé entre 19 et 45 ans, ainsi que de nombreux professeurs [1] et préparateurs indispensables aux cours expérimentaux. Le directeur du Conservatoire et ses professeurs non mobilisés souhaitent toutefois maintenir une activité. Les professeurs, parmi lesquels Léopold Mabilleau, Émile Fleurent, André Liesse, Jules Violle, André Job, Paul Beauregard, proposent des conférences « isolées ou en séries, faites très simplement sur des sujets inspirés des préoccupations de la guerre » en lien avec leurs enseignements. L'objectif est de « parler de questions relatives à la guerre et de former dans le public une opinion saine et sérieuse sur des questions soit techniques, soit économiques ». Les conférences sont programmées les lundis et jeudis du 30 novembre 1914 au 8 mars 1915, à 17h pour être accessibles au plus grand nombre. Afin d'assurer un auditoire suffisant, le cycle de conférences est annoncé dans plusieurs titres de presse dont : *Le Siècle*, *L'Action*, *Le Petit Journal*, *La France de demain*, *Le Figaro*.

Dès décembre 1914, la maison d'édition Berger-Levrault propose au Conservatoire d'entreprendre « à ses risques et périls » la publication des conférences données au Conservatoire. Les conférences feraient chacune l'objet d'un fascicule séparé d'environ 20 pages avec éventuellement la reproduction de clichés. Les séries de conférences sur un même sujet telles que celles d'André Liesse sur l'organisation du crédit en France et en Allemagne, ou d'Émile Fleurent sur les industries chimiques seraient réunies en un seul fascicule. Ces conférences sont publiées dans la collection « Pages d'histoire - 1914-1915 ».

Le grand amphithéâtre du Cnam est alors équipé pour se servir du cinématographe ; quatre conférences s'appuient sur des projections cinématographiques. Lors de sa conférence du 11 février 1915, Jules Violle présente toutes les opérations de plongée d'un sous-marin dans la rade de Toulon. Cette conférence sera relatée dans le journal britannique *The Illustrated London News* du 9 octobre 1915.

Les conférences rencontrent un grand succès, l'amphithéâtre de 800 places fait salle comble. Raoul Narsy, journal et critique littéraire au *Journal des débats*, définit le genre de la conférence en temps de guerre comme « un [des] services auxiliaires » de la guerre elle-même faisant l'éloge des différents cycles de conférences sur ce thème organisés à l'Institut catholique de Paris, l'École pratique des hautes études ou encore la Société des Amis de l'Université de Paris et accordant une « mention toute spéciale » aux conférences du Conservatoire [2].

En raison du succès des conférences et de la guerre qui perdure, de nouvelles séries de conférences sont organisées pour les années 1915-1916, 1916-1917 et 1917-1918 ; à partir de la 3^e année, elles sont intitulées « cours-conférences ».

La collection des conférences est lacunaire, l'ensemble comprend : 4 conférences publiées de l'hiver 1914-1915, 29 conférences dactylographiées de l'hiver 1915-1916, 2 conférences dactylographiées de l'hiver 1916-1917. Certaines conférences conservées dans d'autres établissements sont disponibles en ligne : [Du rôle de la physique à la guerre](#) [10 décembre 1914] et [De l'avenir de nos industries physiques après la guerre](#) [11 février 1915], par Jules Violle ; [Le droit de la guerre, autrefois et aujourd'hui](#) [21 décembre 1914] et [Comment on paie en temps de guerre](#) [21 janvier 1915], par Émile Alglave ; *Les industries chimiques en France et en Allemagne* par Émile Fleurent ([I] et [II]) ; et [La vie économique en France pendant la guerre actuelle](#) [15 février 1915], par Paul Beauregard.

[1] Dix professeurs ou suppléants sont mobilisés : Sauvage, Guillet, Bricard, Blaringhem, Heim, Mesnager, Boudouard, Métin, Dunoyer, Magne ; ou mobilisables : Job, Dantzer.

[2] [Journal des débats littéraires et politiques](#), 7 janvier 1915.

Florence Desnoyers-Robison

Bibliothèque centrale du Cnam

Sources :

Archives du Cnam, 2 CC/23.

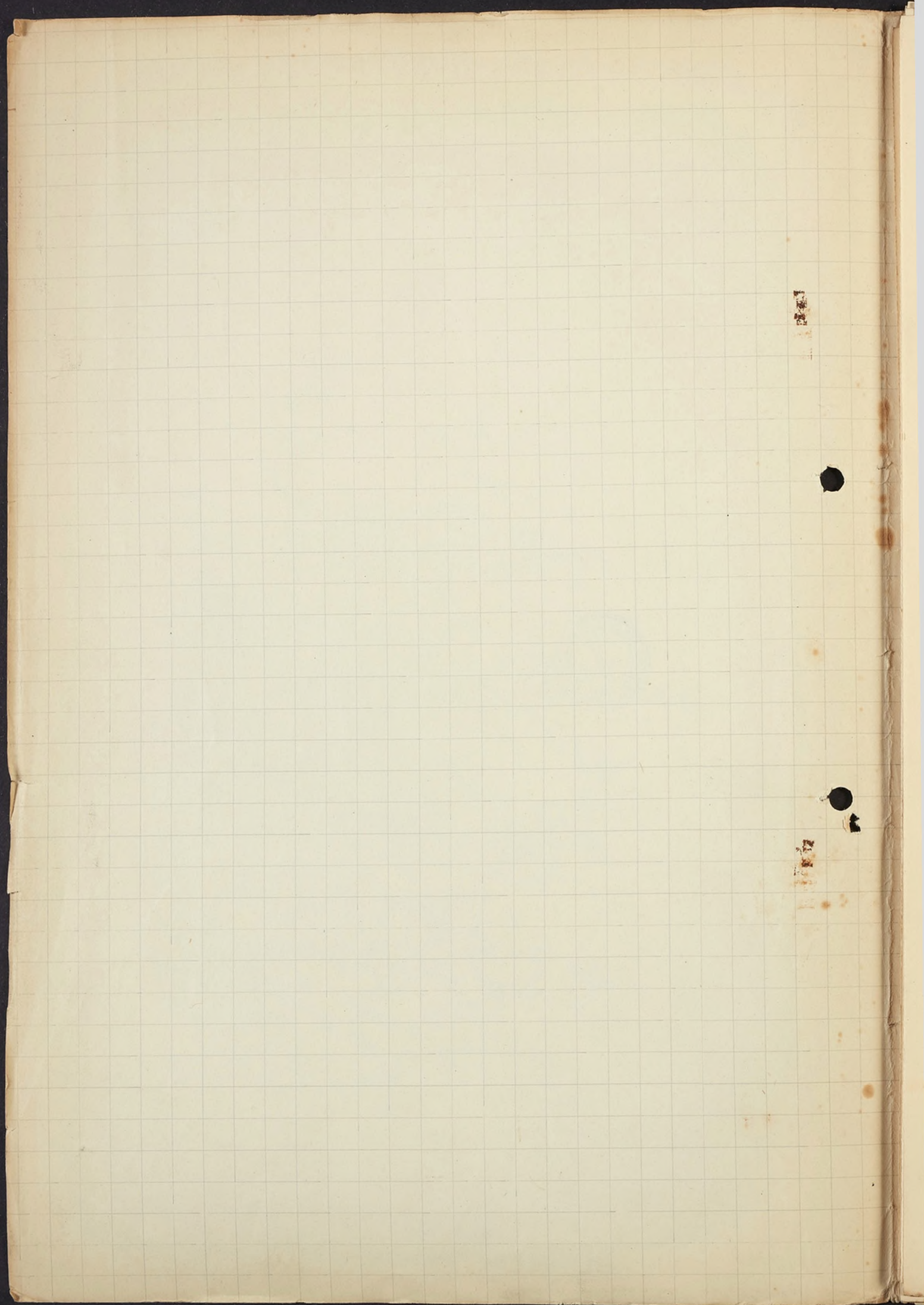
Archives du Cnam, Procès-verbaux du Conseil d'administration du Cnam, 1914-1918.

~~Pr. 956~~ Ms 271 (24)

M. Job.

21 février 1916.





M. JOB. 21 Février 1916

Bn. 956 Ms 271 (24)
-1-
Mesdames, Messieurs.

Je vais vous rappeler en deux mots ce que nous avons vu dans la dernière conférence afin d'aborder tout de suite la l'application de l'électro-chimie.

Nous avons vu quelles sont les conditions, pour qu'un corps dissous soit conducteur; les conducteurs, c'est-à-dire les électrolytes, acides, bases ou sels ne deviennent conducteurs vraiment que dans l'eau, en dissolution. Un sel dissous dans l'alcool n'est pas conducteur, un sel dissous dans l'eau conduit l'électricité; nous l'avons démontré par l'hypothèse de la dissociation en ion.

Le sel se fragmente et ces fragments portent des charges électriques égales et opposées. La dissolution se trouve ainsi prédisposée à laisser passer le courant; les ions positifs se rendent vers l'électrode négative, vers le pôle négatif, et les ions négatifs se rendent à l'autre pôle.

Les charges libérées des électrodes peuvent être mesurées: elles sont proportionnelles au nombre d'équivalents des corps en présence.

Ainsi l'électrolyte dissous dans l'eau se dissocie en ions porteurs de charge

NaCl donne Na^+ et Cl^-

$\text{SO}_4^{\text{H}}\text{Na}_2 = \text{Na}^+ \text{Na}^+ \text{et } \text{SO}_4^{\text{H}} \text{ reste d'acide } ^-$

Chaque ion porte une charge proportionnelle à sa valence.

La loi de Faraday s'exprime ainsi; elle régit la quantité de matières libérées aux électrodes.

96.550 calories, c'est-à-dire 96.550 ampères-seconde dans l'électrolyse, correspondent à une valence gramme libérée,

c'est-à-dire à l'atôme d'hydrogène, de Chlore, d'Argent, de Cuivre, etc. Enfin nous avons vu que l'énergie, dépensée dans la réaction électro-chimique, se mesure par la chute de potentiel à l'électrode, c'est-à-dire qu'au moment où l'électrolyse vient de s'arrêter on interrompt le courant qui la produit et on mesure le voltage de la petite pile qui vient de se constituer.

Voici les données caractéristiques de l'énergie:

1 calorigramme = 0,425 kgrmm. 1 Kgrmm, c'est-à-dire l'énergie nécessaire pour élever 1 kg. à la hauteur d'un mètre, correspond à 2.341 calories. Quand on fait passer un courant dans un fil, il y a un certain nombre d'ampères-secondes qui passent dans ce fil. Si le courant chauffe ce fil, on peut mesurer la quantité de chaleur dégagée.

Chaque fois que, dans un fil, il passe 4,17 ampères secondes sous un volt, il y a un calorigramme; le voltampère seconde s'appelle aussi le wattseconde; en 3.600 secondes ou une heure, nous aurons la quantité d'énergie pendant une heure.

1 wattheure = 3.600 joules = 863 calories.

1 kgwattheure, c'est-à-dire ce que nous trouvons sur notre compteur électrique (0,50 pour l'abonné de Paris) = 863.600 calories.

Voici les données pratiques qui nous intéressent de très près au point de vue de la chimie.

C'est la quantité d'énergie, donnée par certaines réactions bien connues, qui consistent par exemple à brûler de l'hydrogène et à former de l'eau. Brûler de l'hydrogène, nous le faisons tous les jours, en allumant le gaz d'éclairage; dans ce gaz, il y a une proportion importante d'hydrogène. Or, 2 kg

MS 271 (24)

en brûlant nous fournissent 69×10^6 calories équivalant à 80 Kwattheure. Un kil. de charbon commercial à 7.000 calories équivalent à 80 kwattheures donne effectivement 1 Kwattheure.

C'est sur ces données que j'insistais à la fin de la dernière leçon en vous présentant l'intérêt des piles et surtout des piles reversibles qui rendent directement en énergie électrique toute l'énergie latente dans la réaction chimique. La réaction, dans la pile, se traduit par de l'énergie, recueillie au dehors et, quand la pile est reversible, comme la pile de Daniel, on retrouve toute l'énergie dépensée.

Il y a un problème de l'avenir, qui doit être travaillé c'est la pile au charbon; il en est de même de la pile à hydrogène; elle a été déjà faite; quand on a du platine, préparé d'une certaine façon, avec deux électrodes de platine, préparé d'une pour l'immerger dans de l'acide sulfurique, on fait une pile reversible, un voltmètre reversible, qui donne de l'hydrogène et de l'oxygène et qui rend l'énergie quand on interrompt l'électrolyse.

Supposez qu'elle marche et qu'elle fournisse de l'électricité dans une usine.

Avec 1 kg. d'hydrogène, nous aurons 40 Kwattheures. En ce moment, combien nous faut-il de charbon pour obtenir ces 40 Kwattheures? Il faudrait 40 Kk de charbon. La pile de l'avenir, avec 1 kg d'hydrogène, donnera autant d'énergie qu'actuellement donnent 40 Kg de charbon.

Continuons notre examen et voyons ce que les accumulateurs actuels, même les accumulateurs portatifs, peuvent donner d'énergie: Vous savez que la marche à l'accumulateur portatif est en somme relativement acceptable, puisqu'il y a des autos qui

MS 271(24)

marchent avec accumulateurs. 1 Kg de plomb d'un bon accumulateur recèle environ 10 ampères-secondes, sous 2 volts, c'est-à-dire 20 wattsecondes. Pour avoir 1 Kgwatt, il faut multiplier par 50 il faut donc 50 Kg de plomb. Avec 50 kg de plomb vous n'aurez encore qu'un kgwatt, tandis qu'avec 1 kg d'hydrogène vous avez 40kgwattheures; autrement dit l'accumulateur serait 2000 fois plus léger que l'accumulateur actuel. L'accumulateur léger est loin d'être irréalisable. Supposez qu'on ait cet accumulateur 2000 fois plus léger, modérons même notre ambition, supposons qu'il soit seulement 200 fois plus léger, ce serait toute une révolution, surtout dans l'industrie de la traction. Tout marcherait avec les accumulateurs, automobiles, trains, avions. Ce serait la vie sociale transformée, par ce fait qu'on aurait transformé une pile.

Je voudrais revenir sur un point que j'ai laissé la dernière fois. Comment, par quel mécanisme se fait l'électricité dans la pile ?

Je vous ai montré qu'en immergeant une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre, on déposait du cuivre. Pourquoi? Nous n'avons pas examiné la question. Nous avons vu qu'on peut faire cette opération par un procédé indirect; dans un appareil comme celui-ci, on ne plonge plus directement le zinc dans la solution de cuivre, mais dans une solution de sulfate de zinc ou d'acide sulfurique. Puis, on plonge du cuivre dans un autre vase, contenant du sulfate de cuivre. On peut prendre un autre métal: du platine, de l'or ou du cuivre. Nous avons donc du zinc dans de l'acide sulfurique, il ne se produit rien. Sur le platine, l'or ou le cuivre, immergé dans du sulfate de cuivre, il ne se produit rien non plus. Mais quand nous réunissons ces deux piles par un fil, aussitôt un courant passe et du cuivre métallique se dépose sur l'or, sur le platine ou sur le cuivre.

MS 271 (24)

Dans le cas particulier de notre pile, dès qu'on forme le circuit, du zinc se dissout et du cuivre se dépose.

Voilà le mécanisme de la substitution du zinc au cuivre. Comment se fait-il que le zinc se dissolve ici et qu'il se dépose là-bas ? Quand vous immergez du zinc dans une solution de sulfate de zinc ou dans une solution acide, le zinc a une tendance à pousser au dehors des ions positifs, des atomes de zinc positivement chargés, il a une tendance à émettre des ions, à ~~transformer~~ transsuder des ions, pour ainsi dire.

Ces ions tendant à sortir de la lame métallique, mais quand une charge positive sort d'un corps électriquement neutre, il prend immédiatement une charge opposée. C'est ce qui se passe, quand on frotte du soufre avec de la laine; on arrache des charges avec de la laine, il reste sur le soufre des charges d'un autre signe. C'est ce qui arrive ici, le zinc, dès qu'il est immergé, amène des ions positifs et prend une charge négative, qui les retient autour de lui. Le phénomène ne peut plus se produire, il se forme des charges doubles, les deux adversaires sont là, qui se regardent sur la lame de cuivre.

Le Cuivre a aussi une tendance à émettre des charges positives et les mêmes phénomènes se produisent; seulement la tendance du cuivre et celle du zinc ne sont pas les mêmes. La tendance du zinc à fournir des charges est plus grande que pour le Cuivre, de sorte qu'il arrive ceci, c'est que la différence de potentiel acquise par le zinc au contact de sa solution, le voltage, si vous voulez, n'est pas le même que pour le cuivre, au contact de sa solution. Quand on réunit par un fil, comme il n'y a pas la même différence, le potentiel tend à s'égaliser, les charges positives courent vers le potentiel le plus faible; c'est ce qui va se passer; les ions zinc, plus

MS 241 (24)

abondants, filent à l'intérieur du liquide et en même temps, dans la solution cuivrique, la charge négative du zinc, étant libérée, puisque les ions zinc viennent de partir, augmente dans le cuivre; de nouveaux ions cuivre se posent sur le cuivre et le phénomène se poursuit. Voilà exactement le mécanisme du passage de l'électricité dans la pile. Nous mesurons le voltage, non pas le voltage entre le zinc et le liquide, mais entre les deux bornes de la pile, entre le zinc et le cuivre. On peut le mesurer pour un grand nombre de piles.

Le voltage d'une pile peut s'écrire sous la forme d'une somme de deux termes, l'un des termes caractéristiques d'une électrode, l'autre terme caractéristique de l'autre électrode.

Nous allons faire une série de piles, nous écrirons le voltage d'une pile, zinc-fer, zinc-platine, zinc-cuivre, etc, en faisant la différence nous verrons bien quel est le coefficient qu'il faut accorder à tel ou tel métal quand on les compare à d'autres.

Ce travail a été fait en constituant des piles avec l'hydrogène d'une électrode; on a ~~la liste de~~ alors comparé la tendance des différents métaux à émettre des ions, à se dissoudre dans les acides. C'est une liste extrêmement importante c'est même la classification principale des métaux au point de vue des propriétés, car, plus ils ont de tendance à produire des ions dans les acides, plus ils s'attaquent par les acides; un grand nombre de propriétés pratiques résultent de là, leur altérabilité vis-à-vis de l'air, vis-à-vis des réactifs, se donnent par la liste électrochimique des métaux.

(Suit la liste.)

Nous voyons pour le nickel 0,228; pour le zinc, 0,770; si je fais une pile avec du zinc et du nickel, quel sera le

MS 271 (24)

voltage de la pile, je n'ai qu'à faire la différence et j'ai
 $0,770 - 0,228 = 0,442$.

Pile de Daniel, Zinc et cuivre; nous avons pour le zinc,
 $0,770$., pour le cuivre, $-0,328$ parce qu'il est inférieur à
l'unité qui est l'hydrogène; nous aurons comme voltage:
 $0,770 - (-0,328) = 0,770 + 0,328 = 1,098$.

Nous pouvons constituer des piles sans métal, par une so-
lution d'acide iodhydrique, par exemple, et nous y plongerons
du charbon; dans un autre compartiment, nous mettrons de l'eau de
chlore et du charbon; réunissons les deux pôles, nous ~~con-~~ cons-
tituons une pile; le chlore disparaît, l'iode apparaît, nous
avons une pile, dont nous pouvons constituer le voltage,
en faisant la différence.

Les piles les plus intéressantes sont les accumulateurs,
surtout les accumulateurs au plomb.

Qu'est-ce qui se passe ? L'accumulateur au plomb est
une pile, constituée d'une part par une lame de plomb, d'autre
part par une lame de plomb couverte par du bioxyde de manganèse.

Quand on plonge une lame de plomb dans de l'acide sulfurique
et qu'on fait de l'électrolyse, voici ce qui se passe; sur le
pôle positif, se dépose du peroxyde de plomb. Le courant con-
tinue jusqu'à ce que le dégagement d'oxygène, devenant abon-
dant sur l'électrode positive, la charge en peroxyde de plomb
ne continue plus. Un tel système, constitué par du peroxyde de
plomb, très conducteur et, d'autre part, par du plomb immergé
dans l'acide sulfurique, constitue une pile. Si on détache le
fil et qu'on réunisse sur l'appareil, qui dépense de l'énergie
électrique, une sonnerie, un moteur, une lampe, on recueille
l'énergie électrique qu'on a fait passer.

Le peroxyde de plomb redevient oxyde, puis sulfate, parce
qu'il est dans l'acide sulfurique; en même temps, de l'autre

côté, une lame négative de plomb s'oxyde aussi, devient sulfate, de sorte qu'on a de part et d'autre sulfatation des lames.

La réaction est facile: $\text{PbO}^{2+} + \text{Pb}^- = 2 \text{PbO}$

et comme il est immergé dans l'acide sulfurique ce PbO devient sulfate.

Quand on électrise ce sulfate de Plomb, qui donne à l'électrode positive, du plomb et à l'autre du peroxyde de plomb, on finit par former ces lames et à les rendre plus spongieuses; elles peuvent absorber plus d'acide et on obtient de plus en plus d'énergie. L'accumulateur au plomb a été trouvé par Planté. Nous avons ici tous les appareils qui lui ont servi et nous avons ses accumulateurs.

Voilà un autre accumulateur inventé par Edison, pas très pratique, c'est le fer-nickel, plongé dans de la potasse.

Quand on fait passer le courant, il se forme du peroxyde de nickel au pôle positif. Voici deux lames de plomb immergées dans l'acide sulfurique. Le pôle positif se charge de plomb; si nous interrompons le courant, nous recueillons l'énergie sur une sonnerie. Il est plus léger, mais qu'est-ce que ce gain, à côté de l'accumulateur qu'on doit chercher. C'est un progrès pour ainsi dire insignifiant; les quantités d'énergie qu'on peut emmagasiner sont très petites.

Formation du bioxyde d'argent ou du peroxyde d'argent.

Nous allons maintenant électriser du nitrate d'argent entre une lame quelconque qui servira de pôle négatif, et une lame d'argent qui servira de pôle positif.

Au pôle positif, il se dépose de l'argent et au pôle négatif, il se forme du peroxyde d'argent. Voici la cuve qui ~~contient~~ contient la solution de nitrate; au pôle négatif, il se forme des cristaux de peroxyde d'argent. Ce serait un accumulateur très léger, mais il n'est pas économique.

Sur l'électrode positive, vous voyez très bien les cristaux de peroxyde d'argent, sur l'électrode négative, il se forme de l'argent. De sorte que nous enregistrons aux deux pôles, un phénomène électro-chimique très curieux; au pôle positif, formation de peroxyde d'argent, et au pôle négatif, argent.

Tout cela est intéressant aussi à d'autres titres.

Nous venons de voir une réaction secondaire du courant à l'électrode, c'est-à-dire que nous voyons là quelque chose d'imprévu se passer au pôle positif, nous sommes habitués à voir un ion négatif libéré. Par exemple si nous électrolysons de l'azotate d'argent, il doit se passer ceci, l'azotate d'argent se dissocie en AZO^3 porteur de charge négative et en argent porteur de charge positive. Et voilà que AZO^3 va se décharger au pôle positif; mais AZO^3 décompose l'eau et donne AZO^3H ; il se dégage de l'oxygène. Si on électrise de l'acide sulfurique on constate un dégagement d'oxygène; il y a eu un phénomène spécial d'oxydation de l'électrode ou plutôt d'oxydation du sel, oxydation de l'azotate d'argent et formation de peroxyde d'argent qui se sépare.

De même, dans la formation de l'accumulateur au plomb, un phénomène analogue se produit; au lieu d'obtenir l'oxygène, on obtient du peroxyde de plomb, parce qu'il y a eu une réaction secondaire de l'oxygène sur le sulfate de plomb, qui a déposé du peroxyde et a dégagé du sulfate.

Ces réactions secondaires sont très importantes pour la chimie parce qu'elles nous apportent des ~~corps~~ corps nouveaux ou permettent de préparer des corps déjà connus par des procédés plus rapides.

Nous allons voir des exemples, nous allons faire des applications.

Quand on électrolyse de l'acide sulfurique étendu, on obtient de l'hydrogène et de l'oxygène, mais, si on prend de l'acide sulfurique concentré et qu'on opère à froid, en re-

MS 2H (24)

l'acide sulfurique concentré et qu'on opère à froid, en refroidissant convenablement, la dose d'oxygène qui se dégage diminue, ce n'est plus de l'oxygène seul, c'est de l'oxygène ozonisé, c'est de l'oxygène oxydé, l'ozone.

Quant à l'acide sulfurique qu'on trouve au pôle positif, c'est de l'acide sulfurique oxydé, c'est de l'acide persulfurique, on fabrique alors du persulfate.

On fait ainsi du persulfate d'ammoniaque pour affaiblir les clichés trop développés.

Voici un autre exemple d'oxydation électrochimique qui, lui, est tout à fait industriel. C'est la ~~préap~~ préparation du permanganate de potassium, c'est un oxydant au premier chef, employé, dans l'industrie, comme oxydant et, dans la pratique courante, comme désinfectant.

Voici comment on procède pour préparer du permanganate; on commence par préparer du ~~mangan~~ manganate de potassium, pour cela on fond la potasse, on fait chauffer de la potasse caustique avec du bioxyde de manganèse naturel, qui sert à préparer le chlore, on forme du manganate vert, MnO_4^{2-} .

Quand on soumet ce manganate à l'électrolyse, en séparant le compartiment négatif du compartiment positif, entre deux électrodes inattaquables, (on peut employer du fer) on le voit au pôle positif se transformer en permanganate.

Dissous dans l'eau, il n'est pas parfaitement manganate, il suffit de l'acide, communiqué par l'acide carbonique de l'air pour le rendre déjà ~~un~~ un peu permanganate; ainsi, on le voit vert, rose, bleu, on lui a donné le nom de caméléon minéral, parce qu'il change de couleur comme l'on veut. Quand on l'acidule, il devient rouge, puis quand on le rend alcalin, il redevient vert.

En l'acidulant un peu, il se forme en permanganate; on fait rétrograder l'oxydation sur le reste et on perd le bioxyde de manganèse.

415 24 (24)

Voici l'expérience inverse. quand on a du permanganate violet et qu'on le met en solution dans la soude il suffit d'une trace de réducteur, par exemple un peu de pertrate de soude ou bien d'hyposulfite de soude, pour le faire revenir à l'état de manganate vert; on peut ensuite le ramener à l'état de permanganate et ainsi de suite.

(Même expérience en projection)

Voici une cuve électrolytique, dans laquelle nous avons différentes couches liquides. A la partie supérieure, c'est de la soude, au fond, nous avons de la soude additionnée de réducteur; on va laisser tomber de la poudre de permanganate dans la soude; nous verrons le permanganate se colorer en rose.

Qu'arrive t'il quand il trouve des couches réductrices de soude ? Il devient vert ; nous verrons aussi un ~~sesquioxyde~~ sesquioxyde de manganèse $Mn^{2+}O_3$; MnO^{4-}_2 devient du sesquioxyde de manganèse.

Je vais vous donner le procédé industriel de la préparation du permanganate pour ceux que cela intéresse.

On fait chauffer progressivement, à feu nu, dans un chaudron, des parties égales de bioxyde de manganèse et de potasse concentrée et on agite, on les fait passer sur une sorte de plaque chauffée à 250° , on sépare les fragments qu'on fait dessécher, on les fait passer dans un moulin, où règne une température de 500° et on insuffle de l'air; puis ensuite, ~~quand~~ quand l'oxydation est terminée, on ajoute un acide alcalin et on obtient le permanganate vert. On emploie des anodes de fer et on plonge dans la liqueur; on a soin d'ajouter du manganate ~~de~~ au fur et à mesure que le gaz s'épuise et le permanganate se cristallise très bien.

Voici les caractéristiques au point de vue de la dépense

pour une opération industrielle: pour une distance d'environ 2 centimètres, entre les pôles opposés, la différence de potentiel, le voltage, aux deux bornes de la cuve, est de 2 volts 8; on emploie environ 20 mille ampères-heures, pour 100 kg de manganèse, et $2/3$ passent à l'état de permanganate. 1 kg de permanganate de potasse consomme environ $7/10$ de kwattheures.

Il y a encore ~~une~~ une caractéristique plus importante sur laquelle j'attire votre attention, c'est la surface de l'électrode. Il y a non seulement à considérer le voltage caractéristique de l'énergie dépensée, non seulement l'intensité, caractéristique de la vitesse du processus, mais il y a aussi la surface de l'électrode, puisque, dans un grand nombre de cas, elle influe sur le rendement. Au pôle positif, dans cette préparation, nous ne pouvons pas empêcher qu'il y ait production de l'oxygène, nous électrisons une solution alcaline, nous ne pouvons pas empêcher que des ions "H" viennent se déposer sur l'électrode et donner de l'oxygène. Tout l'oxygène qui se dégage, c'est une pure perte, puisque nous ne le cherchons pas; nous avons donc à chercher à dégager le moins possible d'oxygène et le plus possible de permanganate; cela dépend beaucoup de l'électrode. Si la surface était trop petite, le courant serait trop grand, 1 ampère par centimètre carré, par exemple: il ne faut que $4/10$ à peine par centimètre carré. Si l'intensité est trop grande, l'électrode trop petite, tous ces ions oxygène qui viennent tous se heurter contre l'oxyde, quand ils se rencontrent entre eux, donnent aussitôt de l'oxygène libre. S'ils se déchargent ensemble, ils donnent de l'oxygène gazeux O^2 . Si ces ions pouvaient rester un instant à l'état d'oxygène atomique, ils toucheraient un corps qui n'est pas encore molécule gazeuse; ils peuvent produire des actions oxydantes: au lieu de se précipiter sur l'oxygène, ils se

MS 2H (24)

précipitent sur le manganate. Il faut donc charger la liqueur en manganate et donner une grande surface à l'électrode pour que les "ions" ne se rencontrent pas entre eux, et rencontrent du manganate.

Dans la préparation de l'acide persulfurique au contraire, il faut une électrode très petite. Si les ions SO_4^{2-} se déchargent sur l'électrode et se trouvent tout seuls, c'est-à-dire en présence d'une grande électrode, où les chances de rencontre sont très faibles, ils réagiront sur l'eau et formeront de l'acide sulfurique SO_4H_2 . De même l'ion d'oxygène tout seul tout à l'heure se déchargeait sur le manganate sur le manganate. Autour d'une électrode petite, ils ont tendance à s'unir entre eux; ils donnent 2SO_4^{2-} ou acide persulfurique.

C'est très important au point de vue chimique, cela nous donne une indication intéressante.

Quand un corps se forme sur une petite surface, on dira qu'il est fait par la réunion de deux ions (dernier cas); au contraire quand il se forme sur une grande surface, on dit que ce corps est fait par la réunion des ions sur le liquide.

De proche en proche nous pénétrons le régime des réactions industrielles.

Prenons maintenant de l'acide chromique. Le fer chromé fondu avec de la potasse donne du chromate de potasse. Les chromates sont employés comme oxydants dans l'industrie: par exemple, on emploie les chromates, le bichromate de potasse et son mélange avec l'acide sulfurique, qui donne de l'acide chromique; on l'emploie pour faire du noir d'aniline, avec de l'aniline et du sulfate de chrome.

D'abord je vais vous montrer une réaction dans laquelle, sur l'acide chromique se forme du sulfate de chrome noir; avec l'aniline, il se produit un phénomène analogue, nous obtiendrons du noir d'aniline et du sulfate chromique; on sépare le noir

HS 2H(24)

et on a du sulfate chromique; on plonge alors dans une électrolyse avec des électrodes de plomb dans de l'acide sulfurique.

Voici les données industrielles de cette opération: il faut une intensité de courant de 3/100 d'ampère par centimètre, une tension de ; la température est de 50°, le rendement est de 70 %.

Les actions oxydantes sont les plus employées dans l'industrie, mais il y a aussi des actions réductrices par l'hydrogène électrolytique par exemple.

Voici un exemple de réduction électrolytique:

Etant donné une solution verte de sel de cobalt, quand on la réduit, elle devient rose. On peut aussi réduire la nitrobenzine pour faire de l'aniline; on peut fabriquer l'aniline à partir des benzines traitées par l'acide nitrique. La réduction se fait à l'hydrogène et on obtient de l'aniline. Il n'est pas avantageux de réduire la nitrobenzine.

Je n'insiste pas sur la préparation de l'hydrogène et de l'oxygène parce que le temps nous manque et, au point de vue industriel, son importance tend à diminuer. On fait encore de l'hydrogène et ce n'est pas la fabrication de l'avenir. Ils *Ces procédés* exigent de l'énergie, tandis que, pour fabriquer de l'oxygène pour extraire l'oxygène de l'air, il n'est pas besoin d'énergie.

Dans l'air, l'oxygène est simplement mélangé à l'azote, dilué dans l'azote; on peut l'avoir simplement par diffusion, on fait diffuser le gaz à travers une cloison, l'azote passe plus vite que l'oxygène; si on imagine une chambre et une série de diaphragmes poreux et qu'on pousse le gaz par une pression très faible on retiendra l'oxygène; à la sortie l'air est très riche en azote et derrière *il est* ~~un air~~ très riche en oxygène; vous voyez que sans dépense d'énergie on peut faire de l'oxygène et de l'azote.

Il existe un autre procédé, la liquéfaction. Les usines à

at the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

the same time, the...

air liquide dépensent très peu d'énergie et donnent beaucoup d'oxygène et d'azote liquide à très bas prix. Pour l'hydrogène, le procédé est en train de se résoudre, puisqu'on fait très bien de l'hydrogène par des procédés économiques, dans la fabrication du gaz à l'eau par exemple; on fait passer, sur du mauvais charbon des résidus chauffés à la vapeur d'eau; il se fait de l'hydrogène et de l'acide carbonique ou de l'oxyde de carbone si la température est élevée.

Si on interpose dans l'appareil un appareil réfrigérant l'oxyde de carbone se condense à peu près à la même température que l'azote; l'acide carbonique est arrêté à -80° , l'oxygène à -90° , et il passe seulement l'hydrogène; vous avez, à la sortie, un hydrogène rigoureusement pur à très bas prix. Vous avez de plus l'oxyde de carbone qui reste. D'ailleurs en Allemagne, c'est ainsi qu'on prépare l'hydrogène, par une synthèse extrêmement importante, la synthèse de l'ammoniaque par action directe de l'azote sur l'hydrogène.

Malheureusement, avec cet ammoniaque, on fait de l'acide nitrique; avec l'acide nitrique, on fait des explosifs; c'est pourquoi l'Allemagne fabrique des explosifs à bon marché, sans nitrate américain.

Electrolyse du chlorure de sodium.

Elle est très vaste à cause des réactions secondaires qui peuvent intervenir. L'électrolyse du chlorure de sodium, nous en avons vu un chapitre la dernière fois. Nous avons vu le chlorure de sodium fragmenté en atomes de sodium, positivement chargés et en atomes de chlore, négativement chargés, que nous allons recueillir à l'état de chlore gazeux; quant aux atomes de sodium, ils réagissent sur l'eau, ils donnent de la soude et de l'oxygène: on a du chlore et on a de la soude; mais il faut

HS 24(24)

Le premier aspect de la situation est celui de la
répartition géographique des ressources. On constate
une grande inégalité dans la répartition des richesses
entre les différents pays. Les pays développés possèdent
une grande partie des ressources, tandis que les pays
en développement en possèdent une faible partie.
Cela est dû à de nombreuses causes, dont la principale
est la colonisation.

La colonisation a eu pour effet de créer une
dépendance économique entre les pays colonisés et
les pays colonisateurs. Les pays colonisés ont
été réduits à l'état de fournisseurs de matières
premières et de produits agricoles, tandis que les
pays colonisateurs ont été transformés en pays
industriels. Cette situation a entraîné une
dégradation de l'économie des pays colonisés, car
ils ont été obligés de vendre leurs produits à
prix bas et d'acheter les produits industriels à
prix élevés. De plus, la colonisation a entraîné
une dépopulation des pays colonisés, car de
nombreux habitants ont été envoyés en Europe.
Cela a entraîné une perte de savoir-faire et de
techniques, ce qui a encore aggravé la situation
économique des pays colonisés.

La situation économique des pays colonisés est
donc très défavorable. Ils sont dépendants des
pays colonisateurs et ne peuvent pas développer
leur propre économie. Ils ont besoin de l'aide
des pays colonisateurs pour survivre. Cette
situation est intenable et doit être changée.
Les pays colonisés doivent être libérés de la
dépendance économique et doivent pouvoir développer
leur propre économie. Cela nécessite une réforme
profonde de l'économie mondiale.

y mettre beaucoup de soin, prendre des précautions tout à fait particulières, sur lesquelles j'insisterai; c'est extrêmement difficile parce que le chlore se dissout d'abord dans l'eau; il ne s'en va pas en totalité: la soude qui se forme se diffuse peu à peu dans le liquide, de sorte que nous pouvons avoir un vase à compartiment négatif et positif; mais le chlore diffuse vers l'électrode négative; nous ne pourrions pas empêcher la soude de diffuser vers le chlore et de s'y réunir; le chlore réagit sur la soude et donne de l'hypochlorite de soude ou eau de Javel. Voilà une réaction à laquelle nous n'avions pas pensé.

C'est un second moyen d'envisager l'électrolyse du chlore: nous ne séparerons pas alors les deux électrodes, nous les mettons dans le même bain. Nous mettons deux électrodes dans du sel, le chlore qui se produit d'un côté, la soude de l'autre, vont réagir et donnent de l'eau de Javel, de l'hypochlorite de soude. Dans des solutions presque neutres, pour obtenir un bon rendement, on opère avec du platine et on a soin de ne pas laisser trop s'élever la température, 25, 30° environ. Il y a une 3ème et même une 4ème manière d'envisager cette réaction. Je viens de vous dire qu'on prend une liqueur presque neutre et qu'on ne laisse pas la température s'élever. On pourrait laisser la température s'élever et aciduler légèrement la liqueur. Que se passe t'il ? On obtient bien de l'hypochlorite mais on obtient aussi une quantité de chlorate de potasse; en conduisant cette électrolyse d'une certaine manière, on aura du chlorate de potasse, produit très important, qui sert aussi à fabriquer les explosifs ; nous insisterons sur la fabrication du chlorate de potasse.

Y a t'il avantage à préparer l'hypochlorite de cette façon ? L'hypochlorite ou eau de Javel se fait de la façon suivante:
$$\text{Cl}_2 + \text{HOH} = \text{HCl} + \text{ClOH}$$

ClOH réagit sur la soude et donne l'hypochlorite de soude et donne $\text{ClNa} + \text{H}^2\text{O}$

Au lieu de préparer directement dans le liquide, par électrolyse, on peut préparer du chlore et le faire passer sur la soude; on obtiendra de l'eau de Javel plus concentrée. Pour ne pas avoir de chlorate en laissant concentrer la solution, il faut opérer autrement; faire réagir le chlore sur la soude. On emploie encore d'autres procédés, car il la faut concentrer pour la transporter. On fait réagir le chlore sur de la chaux et pour cela n'importe quel chlore peut être employé, même des résidus de chlore; on le dirige sur de la chaux éteinte, il se forme du chlorure de chaux; c'est ce ^{corps} ~~corps~~ blanc qui sert de désinfectant; le chlorure de chaux, avec du carbonate de soude donne du carbonate de chaux et de l'hypochlorite de soude concentré.

Mais si on veut faire une décoloration immédiate, à peu de frais, sans préparer l'hypochlorite, on n'a qu'à immerger deux électrodes, dans un bain de chlorure de sodium. On a aussitôt de l'eau de Javel étendue; cela demande peu d'énergie; on fait ainsi sur place des décolorations de papier, de fibres textiles, de cellulose.

Voici un exemple de décoloration d'un tissu. Je mets ce morceau d'étoffe dans de l'eau de Javel, puis dans l'acide, parce que c'est surtout l'acide chloreux qui décolore. Il n'y a pas que des réactions décolorantes, les réactions peuvent être colorées. Voilà de l'eau d'aniline, nous allons la traiter par un peu d'eau de Javel, ou d'hypochlorite de soude et nous voyons la coloration se produire. C'est cette expérience que faisait Perkins, chimiste anglais, au milieu du siècle dernier; dans un peu d'aniline, ~~issue des goudrons de houille~~ il avait versé un peu d'eau de Javel, il a vu une coloration. C'était la première couleur d'aniline, issue des goudrons de

de houille. L'origine des matières colorantes est dans cette réaction. Cette matière colorante, qui est la première de celles qu'on a découvertes, c'est humiliant à avouer pour un chimiste, on ne la connaît pas encore bien; on en a fait d'autres qu'on connaît mieux.

Il est trop tard pour traiter du chlorate, mais je vais vous montrer la grande différence entre les températures.

Le chlorate est très soluble à chaud, et peu soluble à froid. On le fait facilement cristalliser en refroidissant.

Voici une solution chaude de chlorate de potasse; nous ajoutons de la glace, nous verrons de petites paillettes qui sont du chlorate cristallisé.

Pour l'hypochlorite de soude, voici les données industrielles. On opère à 35 °, on prend une liqueur à 10 % de sel, la concentration de la lessive obtenue est de 18 à 20 grs. de chlore actif par litre, le nombre de kg de sel marin qu'on a employés ainsi pour 1 kg de chlore actif produit est de 6. La tension aux deux bornes est de 3 volts, le nombre de kgwatt par kg de chlore actif est 7.

Dans la prochaine leçon, nous traiterons de la soude et du chlore. Je m'excuse d'aller un peu lentement, mais il vaut mieux étudier les questions de près; nous passerons à la galvanoplastie, c'est-à-dire au dépôt électrolytique d'argent, de cuivre de nickel et à l'affinage des métaux par électrolyse; ensuite à la métallurgie elle-même.



(42) 147 SH

